

24.1973
П691



**Практикум
по физико-химии металлов
и их бинарных
соединений**



2017

Министерство образования и науки РФ
ФГБОУ ВПО
«Удмуртский государственный университет»
Биолого-химический факультет
Кафедра фундаментальной и прикладной химии

***Практикум по физико-химии
металлов и их бинарных
соединений***

Учебно-методическое пособие

Ижевск 2014

УДК 546.3(077.8)
ББК 24.115.1 Я 73
П 691

Рекомендовано к изданию Учебно-методическим Советом
УдГУ

Рецензент доктор химических наук, профессор В.И. Корнев

Составитель: кандидат химических наук, профессор Л.Л. Макарова

П 691 Практикум по физико-химии металлов и их бинарных соединений: Учебно-методическое пособие / составитель Л.Л. Макарова. – Ижевск: ФГБОУ ВПО «Удмуртский государственный университет» 2014. - 40 с.

В учебном пособии представлены методические указания по выполнению 10-ти лабораторных работ по курсу «Физико-химия металлов и их бинарных соединений» для бакалавров 1 курса специальности «Химия, физика и механика новых материалов». В каждой лабораторной работе приводится список необходимого оборудования и реактивов, затем дается описание каждого опыта, вопросы, на которые нужно ответить в отчете по работе.

УДК 546.3(077.8)
ББК 24.115.1 Я 73

МУ- 19026

© Л.Л. Макарова, сост., 2014
© ФГБОУ ВПО «Удмуртский государственный университет», 2014

Научная библиотека
Удмуртского государственного университета

Содержание

Техника безопасности и организация труда на рабочем месте	4
Как оформить лабораторную работу.....	7
Лабораторная работа №1. Характерные химические свойства металлов.....	9
Лабораторная работа №2. Комплексные соединения.....	11
Лабораторная работа №3. Химическая и электрохимическая коррозия металлов.....	14
Лабораторная работа №4. Щелочные металлы.....	16
Лабораторная работа №5. Магний. Щелочноземельные металлы.....	18
Лабораторная работа №6. Алюминий.....	22
Лабораторная работа №7. Соединения d-металлов.....	26
Лабораторная работа №8. Кобальт. Никель.....	29
Лабораторная работа №9. Медь. Цинк.....	31
Лабораторная работа №10. Хром. Марганец.....	34
Приложение.....	38
Список рекомендованной литературы.....	39

Техника безопасности и организация труда на рабочем месте

- 1.** Любую лабораторную работу следует выполнять в халате из хлопчатобумажной ткани, а в некоторых случаях целесообразно пользоваться перчатками.
- 2.** Перед началом лабораторной работы приведите в порядок свое рабочее место, уберите все лишнее (тетради, учебники и т.п.).
- 3.** Все опыты проделывайте с такими количествами веществ и концентрациями, в такой посуде, с помощью такого оборудования, которые указаны в методическом руководстве.
- 4.** Не проводите никаких опытов в грязной посуде. Посуду мойте сразу же после каждого опыта.
- 5.** Не выливайте избыток реактива из пробирки обратно в реактивную склянку.
- 6.** Сухие соли набирайте сухим шпателем, причем избыток реактива не высыпайте обратно в склянку.
- 7.** Реактивы общего пользования не уносите на свое рабочее место.
- 8.** Все опыты с концентрированными кислотами и щелочами проводите только в вытяжном шкафу.
- 9.** В лаборатории не пробуйте никаких веществ на вкус.
- 10.** Не сливайте отработанные растворы концентрированных кислот, солей ртути, серебра из проби-

рок в раковину, а только в соответствующие банки в вытяжном шкафу.

11. В опытах, связанных с нагреванием реакционной массы, пробирку, в которой нагревается жидкость, держите отверстием в сторону, а не на себя или соседа, т.к. жидкость нередко при нагревании выбрасывается из пробирки. Во избежание выброса никогда не грейте пробирку только снизу, а прогревайте ее целиком.

12. Не наклоняйтесь над сосудом, в котором что-нибудь кипит или в который наливается какая-нибудь жидкость (особенно едкая), т.к. незаметные брызги могут попасть в глаза.

13. При работе с электроприборами убедитесь в отсутствии дефектов в изоляции проводов, исправности штепсельных вилок и розеток. О любых подозрениях сообщите преподавателю или лаборанту.

14. Кроме вышеперечисленных указаний перед выполнением конкретной работы внимательно прочитайте правила техники безопасности, описанные перед опытами. На первом лабораторном занятии ознакомьтесь со специальной инструкцией по технике безопасности, имеющейся в лаборатории.

15. Выполнение этих несложных правил поможет вам обезопасить себя во время занятий. Помните, что неаккуратность, невнимательность, недостаточ-

ное знакомство с приборами и свойствами веществ, с которыми ведется работа, может повлечь за собой несчастный случай.

Удачи!

Как оформить лабораторную работу

Студент должен уметь четко и понятно излагать суть опытов, описывать наблюдаемое, фиксировать результаты проделанной работы, делать выводы. Поэтому необходимо научиться вести лабораторный журнал. Это способствует лучшему усвоению учебного материала, формированию навыков грамотного изложения сути эксперимента и его результатов, повышению культуры эксперимента.

Лабораторная работа оформляется студентом в индивидуальном лабораторном журнале, в котором фиксируются все операции и наблюдения при выполнении опытов. В журнале обязательно указывается название лабораторной работы, ее цель. Далее должно быть три основных раздела:

- 1) краткое описание опыта, т.е. план работы, последовательность действий;
- 2) наблюдения;
- 3) выводы;

В качестве одного из возможных вариантов оформления лабораторной работы может быть ее представление в виде трех разделов:

- **Название опыта и план работы** (этот раздел заполняется дома согласно методическому

указанию к конкретной работе и отражает подготовленность студента к занятиям; Здесь описывается последовательность действий, указывается, какие используются реактивы, требуется ли нагревание, схематично зарисовываются приборы, необходимые для проведения того, или иного опыта).

- **Наблюдения** (этот раздел заполняется непосредственно на лабораторном занятии, здесь фиксируются наблюдения во время опытов – особое внимание следует обратить на описание таких явлений, как выпадение осадка, изменение окраски, выделение газов. Обязательно отметьте, спокойно или бурно протекала реакция, характер выпавших осадков (кристаллический, студенистый). В этом же разделе должны быть приведены уравнения проведенных реакций).
- **Выводы.** По завершении эксперимента следует:
 - ✓ объяснить наблюдаемые явления;
 - ✓ по полученным данным, если это необходимо построить графики;
 - ✓ ответить на вопросы по конкретному опыту;
 - ✓ сделать соответствующие выводы.

Лабораторная работа №1

Характерные химические свойства металлов

Оборудование и реактивы: 2 пробирки на 5-10 мл, 2 химических стакана на 100 мл, 10 мл 20%-ного раствора HCl, 2-3 гранулы Zn, 0,5 г медных стружек, Zn-пластинка, 70 мл раствора ацетата свинца, 70 мл ацетата цинка 5-10%-ного, Pb-пластинка.

Опыт №1: *Отношение металлов цинка и меди к раствору соляной кислоты*

Налейте в 2 простые пробирки по 3-4 мл 20%-ного раствора соляной кислоты и осторожно опустите в одну 2-3 гранулы цинка, в другую приблизительно такое же количество медных стружек.

Что наблюдаете? Объясните результаты опыта, исходя из окислительно-восстановительных свойств атомов и свойств компактного металла.

Опыт №2: *Составление электрохимического ряда напряжений металлов*

Возьмите 2 химических стакана. В один налейте 60-70 мл раствора ацетата свинца и опустите в него цинковую пластинку. В другой налейте столько же

раствора ацетата цинка и поместите в него свинцовую пластинку. Что наблюдается в каждом стакане? Результаты опыта занесите в таблицу и поясните, где это возможно, химическими уравнениями. Вылейте содержимое стаканов, хорошо их промойте и снова налейте в один стакан раствор ацетата свинца и опустите в него медную пластинку, а в другой стакан – раствор ацетата меди и поместите свинцовую пластинку. Что наблюдается в каждом случае? Запишите результаты и поясните химическими уравнениями (если это возможно).

Проделайте аналогичные опыты с растворами сульфатов цинка и железа, сопоставляя активность цинка и железа.

Затем сравните активность цинка и магния, пользуясь растворами их сульфатов и свободными металлами. Что наблюдаете в каждом опыте, запишите в таблицу и поясните химическими уравнениями, если это возможно.

На основании выполненной работы расположите взятые металлы по их активности в последовательный ряд. Какой из этих металлов является более активным восстановителем?

Лабораторная работа №2

Комплексные соединения

Оборудование и реактивы: 8 пробирок на 5-10 мл, р-ры сульфата меди и гидроксида натрия 1-5%-ные по 2-3 мл, концентрированный р-р едкого натра 5 мл, р-р гидроксида аммония 5 мл 1-5%-ного, р-ры солей цинка и кадмия, р-р аммиака, р-р соли Мора, р-р красной кр. соли, р-р соли железа (III), р-р желтой кровяной соли.

Опыт 1: *Взаимодействие гидроксида меди с едким натром*

В пробирке, сливая по 1-2 мл растворов сульфата меди и гидроксида натрия, получите гидроксид меди. Слейте с полученного осадка находящуюся в пробирке жидкость осторожно (!) и добавьте к гидроксиду меди концентрированного раствора едкого натра. Что наблюдаете?

Составьте уравнения реакций, учитывая, что при растворении гидроксида меди образуется комплексная соль $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$. Объясните синюю окраску полученного раствора.

Опыт №2: *Получение аммиакатов меди*

К свежееосажденному гидроксиду меди (II) (повторите опыт 1) добавьте раствор гидроксида аммо-

ния. Что происходит? Составьте уравнение реакции образования комплексного соединения. Дайте название этому веществу. Какие ионы будут находиться в растворе после реакции (напишите уравнение)?

Опыт №3: Получение аммиакатов

Цинк, кадмий, ртуть, как и элементы побочной подгруппы I группы, склонны к комплексообразованию. Например, цинк и кадмий образуют в избытке аммиака комплексные ионы такого же состава, как и у меди $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$, $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$.

Для проведения опытов налейте в две пробирки растворы солей цинка и кадмия. Небольшими порциями добавьте в каждую из них раствор аммиака до образования осадка и до его растворения. Объясните наблюдаемые явления уравнениями реакций, зная, что в итоге получаются аммиакаты цинка и кадмия. Сопоставьте отношение гидроксида к раствору щелочи и раствору аммиака.

Опыт №4: Комплексные соединения железа

В пробирку внесите несколько капель свежеприготовленного раствора соли Мора $[(NH_4)_2Fe(SO_4)_2]$ - двойной сернокислой соли аммония и железа (II) – и добавьте столько же раствора железосинеро-

стого калия (красной кровяной соли). Содержимое пробирки разбавьте дистиллированной водой. Каков цвет осадка? Как называется осадок? Напишите уравнение реакции.

Внесите в другую пробирку несколько капель раствора соли железа (III) и добавьте столько же раствора желтой кровяной соли. Разбавьте водой. Напишите цвет осадка, его название и уравнение реакции.

Лабораторная работа №3

Химическая и электрохимическая коррозия металлов

Оборудование и реактивы: спиртовка, щипцы (пинцет), U-образная трубка, наждачная бумага, 4 пробирки на 5-10 мл, 2 медные пластинки (провода), бритвенное стальное лезвие, 4 железных гвоздя, железная пластинка (провода), пробки, стакан на 200-250 мл, раствор хлорида магния, раствор едкого натра, разбавленная соляная кислота, реактив на ионы Fe^{2+} , раствор хлорида натрия 5%-ный, раствор фенолфталеина, электрический провод.

Опыт №1: Явление химической коррозии

Возьмите очищенную с поверхности медную пластинку и прокалите ее в пламени спиртовки, держа ее пинцетом. Что наблюдаете? Выразите сущность процесса химическим уравнением.

Затем возьмите щипцами (пинцетом) бритвенное стальное лезвие, раскалите его в пламени спиртовки, а потом быстро опустите в стакан с дистиллированной водой. Что наблюдаете? Опыт с лезвием повторите еще раз. Выразите сущность данного явления химическим уравнением реакции. Что общего между этими опытами? В каких случаях проведен-

ные реакции относят к химической коррозии? Назовите ее важнейшие признаки.

Опыт №2: *Коррозия железа (стали простой) в различных электролитах*

Налейте в 4 пробирки на 1/3 объема следующих жидкостей: в первую – раствор хлорида магния; во вторую – раствор едкого натра; в третью – разбавленную соляную кислоту; в четвертую – дистиллированную воду. В каждую пробирку опустите по железному гвоздю. Через 10-15 минут выньте гвозди, а к жидкостям, где они находились, прибавьте по несколько капель реактива на ионы Fe^{2+} . Объясните наблюдаемые явления.

Опыт №3: *Возникновение коррозии при присоединении менее активного металла*

Налейте в U-образную трубку 5%-ного раствора хлорида натрия, добавьте в оба колена трубки в раствор по несколько капель реактива на ионы Fe^{2+} и раствора фенолфталеина. В одно колено трубки поместите очищенную железную пластинку или проволоку, в другое – медную проволоку (пластинку), закрепив их в коленах трубки с помощью пробок. Соедините металлы электрическим проводом. Объясните наблюдаемые явления с помощью уравнений реакций.

Лабораторная работа №4

Щелочные металлы

Оборудование и реактивы: 3 пробирки на 5-10 мл, микро шпатель, стеклянная палочка, спиртовка, раствор лакмуса, кристаллы карбоната натрия и гидрокарбоната натрия, насыщенный раствор хлорида калия, концентрированная соляная кислота, насыщенный раствор хлорида натрия, насыщенный раствор сульфата лития.

Опыт №1: *Реакция среды в растворе карбоната и гидрокарбоната натрия*

Внесите в три пробирки по 6-7 капель дистиллированной воды. В каждую из них прибавьте такое же количество нейтрального раствора лакмуса. В одну пробирку внести 1 микро шпатель кристаллов карбоната натрия, в другую – столько же гидрокарбоната натрия. Третью пробирку оставить для сравнения. Перемешать растворы стеклянной палочкой. Сравнить окраску лакмуса в растворах солей с его окраской в третьей пробирке. Написать ионные и молекулярные уравнения реакций. Какая среда и почему в растворе карбоната натрия и в растворе гидрокарбоната натрия? Почему оттенок окраски лакмуса различен?

Опыт №2: *Окрашивание пламени солями щелочных металлов*

Стеклянную палочку опустить в насыщенный раствор хлорида калия и внести в пламя спиртовки. Отметить цвет пламени. Погрузить палочку в концентрированную соляную кислоту, прокалить в пламени спиртовки, остудить. Опустить очищенную палочку в насыщенный раствор хлорида натрия и внести в пламя спиртовки. Отметить цвет пламени. Опыт повторить с насыщенным раствором сульфата лития. Написать отчет.

Лабораторная работа №5

Магний. Щелочноземельные металлы

Оборудование и реактивы: 10 пробирок на 10мл, спиртовка, щипцы, микрошпатель, стеклянная палочка, фарфоровая чашка, кусочек магния, магниевая стружка, фенолфталеин, растворы разбавленных кислот HCl и H_2SO_4 , раствор MgCl_2 , растворы гидроксидов натрия и аммиака, конц. раствор хлорида аммония, растворы хлоридов Ca и Ba , растворы карбоната и сульфата Na .

Опыт №1: *Получение и свойства оксида магния*

Сожгите кусочек магния над фарфоровой чашкой, соберите продукты горения. Каков цвет полученного соединения? Добавьте в фарфоровую чашку около 5 мл дистиллированной воды, тщательно размешайте стеклянной палочкой и добавьте к раствору несколько капель фенолфталеина. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Опыт №2: *Взаимодействие магния с водой*

Небольшое количество магниевой стружки поместите в пробирку с дистиллированной водой. Обнаруживаются ли внешние признаки протекания химической реакции на холоду? Нагрейте пробирку

небольшим пламенем спиртовки. Что наблюдается? После остывания пробирки испытайте полученный раствор фенолфталеином. Напишите уравнение реакции и отметьте, при каких условиях она протекает.

Опыт №3: Взаимодействие магния с кислотами

Ознакомьтесь в приложении по таблице 1 с величиной нормального электродного потенциала магния и сделайте вывод о возможности его взаимодействия с разбавленными кислотами HCl и H_2SO_4 . Проверьте сделанные предположения опытным путем. Напишите уравнения реакций.

Опыт №4: Получение гидроксида магния

Налейте в две пробирки по 1-2 мл раствора какой-нибудь соли магния. Затем в одну пробирку добавьте раствор гидроксида натрия, в другую – раствор аммиака. Отметьте цвет, характер и количество образующихся осадков. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Дайте объяснение, почему количество осадков неодинаково в обеих пробирках.

Опыт №5: Свойства гидроксида магния

Получите осадок гидроксида магния. Разделите его на три пробирки. Испытайте отношение осадка к раствору HCl в одной пробирке и к избытку раствора NaOH в другой. Сделайте вывод о химическом ха-

рактуре гидроксида магния. Напишите уравнения реакций.

В третью пробирку с осадком гидроксида магния прилейте концентрированный раствор хлорида аммония. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах и объясните причину растворения осадка. Можно ли растворить осадок гидроксида магния добавлением раствора хлорида натрия?

Опыт №6: Получение карбонатов щелочноземельных металлов

К одинаковому количеству растворов CaCl_2 и BaCl_2 , взятых в отдельных пробирках, прилейте раствор карбоната натрия. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

Опытным путем проверьте возможность взаимодействия полученных осадков с раствором HCl . Напишите уравнения реакций и отметьте характер данного процесса.

Опыт №7: Получение сульфатов щелочноземельных металлов

К одинаковому количеству растворов CaCl_2 и BaCl_2 , взятых в отдельных пробирках, прилейте раствор сульфата натрия. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

Полученные осадки проверьте на возможность взаимодействия с раствором HCl . Напишите уравнения реакций.

Рассчитайте произведения растворимости сульфатов Ca и Ba , сравните полученные результаты. Сделайте выводы.

Лабораторная работа №6

Алюминий

Оборудование и реактивы: 10 пробирок на 10 мл, спиртовка, щипцы, гранулы алюминия, 30 %-ный раствор гидроксида натрия, растворы конц. и разб. H_2SO_4 , раствор сульфата алюминия, раствор гидроксида натрия, раствор HCl , фильтровальная бумага, метилоранж, лакмусовая бумага, раствор соды, раствор ацетата натрия, конц. раствор NH_4Cl .

Опыт №1: *Взаимодействие алюминия со щелочами*

В вертикально установленную пробирку поместите одну гранулу алюминия и прилейте 30 %-ный раствор гидроксида натрия. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции, учитывая, что в реакции принимает участие вода. Дайте название образующемуся гидроксокомплексу.

Опыт №2: *Взаимодействие алюминия с кислотами*

Ознакомьтесь с положением алюминия в электрохимическом ряду напряжений металлов и с величиной нормального электродного потенциала по таблице 1 приложения. В две пробирки опустите по одной грануле алюминия и прилейте в одну пробирку концентрированную H_2SO_4 , в другую – разбав-

ленную H_2SO_4 . Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

Опыт №3: Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств

А) к 1-2 мл раствора соли алюминия в пробирке прилейте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Каков цвет и характер осадка? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Б) разделите осадок на две пробирки и исследуйте его отношение к раствору HCl и к раствору NaOH . Сделайте вывод о химическом характере гидроксида алюминия. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, имея в виду, что алюминат образуется в форме гидроксокомплекса. Как смещается равновесие диссоциации гидроксида алюминия при добавлении избытка щелочи? Избытка кислоты?

В) получите осадок гидроксида алюминия. Отфильтруйте его. Промойте осадок на фильтре. Пропустите через фильтр с осадком слабоокрашенный раствор какого-нибудь органического красителя, например, метилового оранжевого. Наблюдайте изменение окраски фильтрата. На какие свойства гидроксида алюминия указывает этот опыт?

Опыт №4: Гидролиз солей алюминия

А) испытайте в пробирке раствор соли сульфата алюминия лакмусовой бумагой. Объясните изменение цвета бумажки и сделайте вывод о силе гидроксида алюминия как основания. Напишите уравнения реакций ступенчатого гидролиза сульфата алюминия в молекулярной и ионной формах. Объясните, почему гидролиз данной соли не идет до конца.

Б) к 1 мл раствора сульфата алюминия в пробирке прибавьте раствор соды. Наблюдайте выпадение осадка и выделение пузырьков газа. Полученный осадок отфильтруйте, промойте на фильтре с водой и разделите на две части. К одной из них прилейте разбавленной HCl, к другой – раствор NaOH. Что происходит? Какой вывод о составе полученного осадка можно сделать на основании этих опытов? Напишите уравнения всех проведенных реакций в молекулярной и ионной формах. Образование каких веществ в данных реакциях обуславливает течение гидролиза до конца? Почему? На основании опыта сделайте вывод, можно ли получить сульфид и карбонат алюминия в результате обменных реакций в водных растворах.

В) к раствору соли $Al_2(SO_4)_3$ прилейте раствор ацетата натрия. Можно ли обнаружить внешние признаки протекания реакций? Прокипятите раствор. Что происходит? Объясните, какую роль в про-

течении реакции сыграло кипячение раствора. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Какое вещество выпадает в осадок?

Г) получите в пробирке раствор гидроксиалюмината натрия. Затем прилейте концентрированный раствор NH_4Cl и нагрейте. Что наблюдается? Каков вид и состав осадка? Определите по запаху какой газ выделяется. Напишите уравнения реакций.

Лабораторная работа №7

Соединения d-металлов

Оборудование и реактивы: 10 пробирок на 10 мл, железные опилки, разб. H_2SO_4 , раствор $NaOH$, разб. Раствор HCl , раствор сульфата железа (II), лакмусовая бумага, растворы красной и желтой кровяной соли, раствор хлорида железа (III), раствор соды, раствор роданида калия, раствор бромной воды, раствор $KMnO_4$, раствор KI .

Опыт №1: *Получение гидроксида железа (II) и его свойства*

Приготовьте в пробирке раствор сульфата железа (II) из опилок железа, взятых в избытке, и разбавленного раствора H_2SO_4 . Полученный раствор отлейте в пробирку и добавьте к нему раствор $NaOH$. Наблюдайте образование осадка гидроксида железа (II). Объясните, почему на воздухе осадок меняет цвет. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Испытайте отношение $Fe(OH)_2$ к разбавленному раствору HCl , и избытку раствора щелочи. Напишите уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид железа (II)?

Опыт №2: Гидролиз солей железа (II)

Раствор соли железа (II) испытайте лакмусовой бумажкой. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции гидролиза соли железа (II).

Опыт №3: Реакция на ион Fe^{2+}

К раствору сульфата железа (II) прилейте раствор гексацианоферрата (III) калия – красной кровяной соли. Что наблюдается? Полученное вещество носит название турнбулевой сини. Напишите уравнение реакции.

Опыт №4: Гидролиз солей железа (III)

Растворите в воде небольшое количество хлорида железа (III). Определите реакцию раствора лакмусовой бумажкой. Напишите уравнение реакции гидролиза.

К раствору хлорида железа (III) прилейте раствор соды. Что происходит? Напишите уравнение реакции. Как можно доказать, что полученный осадок не является солью угольной кислоты? Укажите, какие соли – Fe(II) или Fe(III) – сильнее подвергаются гидролизу, и объясните почему.

Опыт №5: Реакция на ион Fe^{3+}

К раствору хлорида железа (III) добавьте раствор гексацианоферрата (II) калия – желтой кровяной

соли. Что происходит? Полученное вещество называют берлинской лазурью. Напишите уравнение реакции.

К раствору FeCl_3 прилейте раствор роданида калия. Отметьте цвет полученного раствора роданида железа (III). Напишите уравнение реакции.

Опыт №6: Окисление соединений железа (II)

Налейте в две пробирки по 2-3 мл раствора сульфата железа (II), в каждую из них прилейте разбавленный раствор H_2SO_4 , в одну из них добавьте бромную воду, а во вторую – раствор KMnO_4 или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций. Какое свойство в этих реакциях проявляет FeSO_4 ?

Опыт №7: Восстановление соединений железа (III)

К раствору FeCl_3 прилейте раствор KI . Объясните изменение цвета раствора. Напишите уравнение реакции. Какую роль играет FeCl_3 в этой реакции?

Лабораторная работа №8

Кобальт. Никель

Оборудование и реактивы: 6 пробирок на 10 мл, спиртовка, щипцы, раствор CoCl_2 , раствор NaOH , конц. раствор NaOH , разб. H_2SO_4 , раствор нитрата никеля, реактив Чугаева.

Опыт №1: *Получение гидроксида кобальта (II) и его свойства*

К раствору соли CoCl_2 прилейте раствор NaOH . Отметьте цвет образовавшейся основной соли кобальта. Раствор с осадком нагрейте. Как изменился цвет и состав осадка? Напишите уравнения реакций. Что происходило с осадком гидроксида кобальта (II) при стоянии на воздухе? Напишите уравнение реакции.

Испытайте, растворяется ли гидроксид кобальта (II) в разбавленных растворах кислот и в избытке концентрированного раствора щелочи. Напишите уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид кобальта (II)?

Опыт №2: *Получение гидроксида никеля (II) и его свойства*

Получите в пробирке гидроксид никеля (II). Отметьте его характер и цвет. Испытайте отношение

осадка к разбавленным кислотам и к избытку щелочи. Напишите уравнения проведенных реакций. Какими свойствами обладает гидроксид никеля?

Опыт №3: *Нитрат никеля (II) и его свойства*

К небольшому количеству раствора нитрата никеля (II) добавьте диметилглиоксим (реактив Чугаева) $\text{-CH}_3\text{C(=NOH)C(=NOH)CH}_3$. Напишите уравнение реакции. Отметьте цвет полученного раствора.

Лабораторная работа №9

Медь. Цинк

Оборудование и реактивы: 8 пробирок на 10 мл, спиртовка, щипцы, пипетка, гранулы цинка, раствор сульфата меди (II), 2М раствор NaOH, 0.1М раствор сульфата меди (II), 0.5М раствор глицина, 2М раствор соляной кислоты, раствор сульфата цинка, 2М раствор аммиака.

Опыт №1: *Получение гидроксида меди (II) и исследование его свойств*

Поместите в пробирку 2 мл раствора сульфата меди (II) и добавьте 2М раствор щелочи. Отметьте цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Осторожно нагрейте пробирку с полученным осадком. Как изменится цвет осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид? Напишите уравнения реакций образования гидроксида меди (II) и его разложения.

Опыт №2: *Получение растворимого внутриккомплексного соединения меди (II) с глицином*

Поместите в пробирку 1 мл 0.1М раствора сульфата меди (II) и добавьте пипеткой 2-3 капли раство-

ра щелочи до образования осадка. После этого к содержимому пробирки прилейте 2-3 мл 0.5М раствора глицина. Наблюдайте растворение ранее выпавшего осадка. Отметьте окраску исходного раствора сульфата меди и раствора получившегося комплекса. Напишите уравнение реакции, учитывая, что координационное число Cu^{2+} равно 4.

Опыт №3: *Растворение цинка в кислотах и щелочах*

В две пробирки поместите по одной грануле цинка и проверьте его растворимость в 2М растворе соляной кислоты и в 2М растворе едкой щелочи. Опишите наблюдаемые явления. Сделайте соответствующие выводы и напишите уравнения протекающих реакций.

Вспомните, как растворяется цинк в разбавленных и концентрированных серной и азотной кислотах. Какой атом и в какой степени окисления является окислителем в этих случаях?

Опыт №4: *Гидроксид цинка и его свойства*

В две пробирки налейте по 1 мл раствора соли цинка и прибавьте по каплям 2М раствор щелочи до появления белого студенистого осадка гидроксида цинка. В одной из пробирок испытайте отношение гидроксида цинка к кислотам, а в другой – к щелочам. Какой вывод можно сделать о свойствах гидро-

оксида цинка? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Напишите схему равновесия диссоциации гидроксида цинка и его смещение под действием H^+ и OH^- ионов.

Опыт №5: Комплексные соединения цинка

Поместите в пробирку 1 мл раствора соли цинка и добавьте 2М раствор аммиака. Осадок какого вещества образовался? К полученному осадку прилейте по каплям избыток раствора аммиака до растворения осадка. Напишите уравнения реакции, считая, что характерным координационным числом для цинка является 4. Напишите уравнения диссоциации полученных комплексных соединений и комплексных ионов, а также выражения констант их нестойкости.

Лабораторная работа №10

Хром. Марганец

Оборудование и реактивы: 13 пробирок на 10 мл, спиртовка, щипцы, микрошпатель, стеклянная палочка, асбестовая сетка, спички, универсальная индикаторная бумага, бихромат аммония, раствор NaOH, раствор HCl, раствор хлорида хрома (III), 2M раствор NaOH, раствор серной кислоты, раствор хромата калия, раствор бихромата калия, 10 % раствор перекиси водорода, бромная вода, раствор хлорида марганца (II), раствор перманганата калия, раствор $MnSO_4$, раствор азотной кислоты, кристаллики висмутата натрия.

Опыт №1: *Термическое разложение бихромата аммония*

На асбестовую сетку поместите в виде горки небольшое количество бихромата аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$. Зажгите спичку и поднесите ее к вершине горки. Наблюдайте за ходом реакции. Объясните, что происходит. Запишите уравнение реакции термического разложения бихромата аммония. Какой элемент играл роль окислителя, а какой – восстановителя? Исследуйте отношение полученного оксида хрома (III) Cr_2O_3 к кислотам и

щелочам. Запишите уравнения полученных реакций.

Опыт №2: *Получение и свойства гидроксида хрома (III)*

Внесите в пробирку 1-2 мл раствора соли хрома (III) и прилейте к нему по каплям 2М раствор щелочи до появления осадка. Отметьте его цвет.

Содержимое пробирки с осадком разделите на две части. К одной из них прилейте раствор серной кислоты, к другой – раствор щелочи. Сравните цвет полученных растворов.

Опыт №3: *Гидролиз солей хрома (III)*

Поместите в пробирку 1-2 мл раствора соли хрома (III). С помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН раствора при обычной температуре и при нагревании. Объясните наблюдаемое. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Опыт №4: *Смещение равновесия между хромат- и бихромат-ионами*

К раствору хромата калия добавьте такой же объем раствора серной кислоты, а к раствору бихромата калия – раствор щелочи. Отметьте изменения цвета растворов. Объясните наблюдаемое. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Опыт №5: Окисление соединений хрома (III)

Получите в пробирке гидроксохромат (III) натрия, раствор разделите на две части. В одну пробирку добавьте 1 мл 10 % раствора перекиси водорода, а в другую прилейте бромную воду (эту пробирку слегка нагрейте). Объясните изменение окраски растворов. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт №6: Получение и свойства гидроксида марганца (II)

В пробирку поместите раствор соли марганца (II) и добавьте к нему раствор щелочи. Отметьте цвет образующегося осадка. Разделите полученный осадок на три пробирки. Исследуйте отношение гидроксида марганца (II) к действию кислот и щелочей. Одну из частей осадка перемешайте стеклянной палочкой, наблюдая за происходящим изменением цвета осадка. Объясните наблюдаемое. Напишите уравнения реакций.

Опыт №7: Окислительные свойства перманганат-иона

В пробирку поместите 5 капель раствора перманганат калия, 1-2 мл разбавленной серной кислоты и 1 мл 10 %-ного раствора перекиси водорода. Что наблюдается? Определите выделяющийся

газ тлеющей лучинкой. Напишите уравнения реакций.

Опыт №8: Восстановительные свойства иона Mn
(II)

Поместите в пробирку 1 мл раствора $MnSO_4$, 1 мл раствора азотной кислоты (1:1) и добавьте на кончике шпателя несколько кристалликов висмутата натрия $NaBiO_3$. Содержимое пробирки перемешайте стеклянной палочкой или легким встряхиванием. Объясните произошедшие изменения и напишите уравнение соответствующей реакции.

Приложение

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы E^0 некоторых процессов в водных растворах при $T = 25^{\circ}\text{C}$

Уравнение электродного процесса	Стандартный потенциал E^0 при 25°C , В
$\text{Li}^+ + e \rightarrow \text{Li}$	-3,045
$\text{Rb}^+ + e \rightarrow \text{Rb}$	-2,925
$\text{K}^+ + e \rightarrow \text{K}$	-2,924
$\text{Cs}^+ + e \rightarrow \text{Cs}$	-2,923
$\text{Ca}^{+2} + 2e \rightarrow \text{Ca}$	-2,866
$\text{Na}^+ + e \rightarrow \text{Na}$	-2,714
$\text{Mg}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Mg}$	-2,363
$\text{Al}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Al}$	-1,663
$\text{Ti}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ti}$	-1,630
$\text{Mn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Mn}$	-1,179
$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Zn}$	-0,763
$\text{Cr}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Cr}$	-0,744
$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Fe}$	-0,440
$\text{Cd}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cd}$	-0,403
$\text{Co}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Co}$	-0,277
$\text{Ni}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Ni}$	-0,250
$\text{Sn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Sn}$	-0,136
$\text{Pb}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Pb}$	-0,126
$\text{Fe}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Fe}$	-0,037
$2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$	0,000
$\text{Bi}^{3+} + 3e \rightarrow \text{Bi}$	0,215
$\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}$	0,337
$\text{Ag}^+ + e \rightarrow \text{Ag}$	0,799
$\text{Hg}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Hg}$	0,850
$\text{Pt}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Pt}$	1,188
$\text{Au}^+ + e \rightarrow \text{Au}$	1,692

Список рекомендуемой литературы

1. Еремин В.В., Борщевский А.Я. Основы общей и физической химии. – Долгопрудный, : Интеллект, 2012. – 848 с.
2. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. – М.: Высшая школа, 2001. – 256 с.
3. Дидик М.В. Практикум по общей и неорганической химии. – Ижевск: УдГУ, 2006. – 44 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. Под ред. А. И. Ермакова, изд. 30-е, исправленное — М.: Интеграл-Пресс., 2003. – 728 с.

Дополнительная литература

1. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – М.: Химия, 1986. – 285 с.
2. Рипан Р., Четяну И. Неорганическая химия, т.2. Химия металлов. – М.: Мир, 1972. – 872 с.
3. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высшая школа, 1998. – 559 с.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2004. – 527 с.

Учебное издание

Людмила Леонидовна Макарова

**Практикум по физико-химии металлов
и их бинарных соединений**

Учебно-методическое пособие

Компьютерная верстка,
оригинал-макет *Макшакова К., Ефимов А.*

Авторская редакция

Отпечатано с оригинал-макета заказчика

Подписано в печать 28.05.14. Формат 60x84 $\frac{1}{16}$.

Усл. печ. л. 2,1. Уч.-изд. л. 1,4.

Тираж 25 экз. Заказ № 1238.

Типография ФГБОУ ВПО
«Удмуртский государственный университет»
426034, Ижевск, ул. Университетская, 1, корп. 2.
Тел. 68-57-18