Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
ИРКУТСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
Филиал ФГБОУ ВО ИРНИТУ в г. Усолье-Сибирском

УТВЕРЖДАЮ:
Заместитель директора по учебной работе
_____ О.В. Черепанова
«20» 10 2022 г.

ЕН.02 Общая и неорганическая химия
Методические указания по выполнению лабораторных работ

Специальность	18.02.12 Технология аналитического контроля химических веществ
Квалификация	Техник
Форма обучения	Очная
Год набора	2021

2022 год

Методические указания по дисциплине ЕН.02 Общая и неорганическая химия составлены в соответствии с рабочей программой.

Составители:

Немыкина Ольга Владимировна, преподаватель

Методические указания рассмотрены и рекомендованы к утверждению на заседании цикловой комиссии химических технологий и автоматизации производства

Протокол № 2 от «19» 10 2022 г.

Председатель ЦК _____ Ю.А. Зыкова

Согласовано:
Заведующий практиками
«20» 10 2022 г. _____ Ю.С. Тимошенко

Введение

Методические указания составлены в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом среднего профессионального образования по специальности 18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений.

Общей целью методических указаний является освоение знаний и овладение умениями и навыками по дисциплине.

Требования к знаниям, умениям, ОК и ПК из рабочей программы:

ОК 01 Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам

ОК 02 Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности;

ОК 03 Планировать и реализовывать собственное профессиональное и личностное развитие, предпринимательскую деятельность в профессиональной сфере, использовать знания по финансовой грамотности в различных жизненных ситуациях

ОК 04 Эффективно взаимодействовать и работать в коллективе и команде;

ОК 05 Осуществлять устную и письменную коммуникацию на государственном языке Российской Федерации с учетом особенностей социального и культурного контекста;

ОК 07 Содействовать сохранению окружающей среды, ресурсосбережению, применять знания об изменении климата, принципы бережливого производства, эффективно действовать в чрезвычайных ситуациях;

ОК 09 Пользоваться профессиональной документацией на государственном и иностранном языках.

ПК 1.1 Оценивать соответствие методики задачам анализа по диапазону измеряемых значений и точности.

ПК 1.2 Выбирать оптимальные методы анализа.

ПК 1.3 Подготавливать реагенты, материалы и растворы, необходимые для анализа.

ПК 1.4 Работать с химическими веществами и оборудованием с соблюдением отраслевых норм и экологической безопасности.

ПК 2.1. Обслуживать и эксплуатировать лабораторное оборудование, испытательное оборудование и средства измерения химико-аналитических лабораторий.

ПК 2.2 Проводить качественный и количественный анализ неорганических и органических веществ химическими и физико-химическими методами.

ПК 2.3 Проводить метрологическую обработку результатов анализов.

ПК 3.1 Планировать и организовывать работу в соответствии со стандартами предприятия, международными стандартами и другим требованиями.

ПК 3.2 Организовывать безопасные условия процессов и производства.

ПК 3.3 Анализировать производственную деятельность лаборатории и оценивать экономическую эффективность работы.

Код ПК, ОК	Умения	Знания

ОК 1-5, 7, 9 ПК 1.1-1.4, 2.1-2.3, 3.1-3.3	У1 - давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева;	З 1 - гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей); З 2 - диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты; З 3 - классификацию химических реакций и закономерности их проведения;

	У 2 - использовать лабораторную посуду и оборудование; У 3 - находить молекулярную формулу вещества; У 4 - применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории; У 5 - применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности; У 6 - проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений; У 7 - составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции; У 8 - составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов.	З 4 - обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов; З 5 - общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе; З 6 - окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена; З 7 - основные понятия и законы химии; З 8 - основы электрохимии; З 9 - периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам; З 10 - тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения; З 11 - типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной): З 12 - формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов; З 13 - характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.

Общее количество часов на выполнение лабораторных работ – 42.

Информационное обеспечение обучения

Перечень основной и дополнительной литературы, электронных ресурсов
Основная литература:

1. Богомолова И. В. Неорганическая химия : учебное пособие / И. В. Богомолова. – Москва : Альфа-М : Инфра-М, 2020. – 336 с. URL: https://znanium.com/read?id=356146

2. Смарыгин С. Н. Неорганическая химия : практикум : учебно-практическое пособие для СПО / С. Н. Смарыгин [и др.]. – Москва : Юрайт, 2019. – 414 с. URL: https://urait.ru/viewer/neorganicheskaya-himiya-praktikum-426513#page/1

3. Суворов А. В. Общая и неорганическая химия : в 2 т. Т. 1 : учебник для среднего профессионального образования / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – 6-е изд., испр. и доп. – Москва : Юрайт, 2020. – 343 с. URL: https://urait.ru/viewer/obschaya-i-neorganicheskaya-himiya-v-2-t-tom-1-452622#page/1

4. Суворов А. В. Общая и неорганическая химия : в 2 т. Т. 2 : учебник для среднего профессионального образования / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – 6-е изд., испр. и доп. – Москва : Юрайт, 2020. – 378 с. URL: https://urait.ru/viewer/obschaya-i-neorganicheskaya-himiya-v-2-t-tom-2-452623#page/1

Дополнительная литература:

5. Глинка Н. Л. Общая химия. Практикум : учебное пособие для СПО / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Попкова [и др.]. – Москва : Юрайт, 2019. – 248 с. URL: https://urait.ru/viewer/obschaya-himiya-praktikum-427370#page/1

6. Гаршин А. П. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях : учебное пособие / А. П. Гаршин. – 2-е изд., испр. и доп. – Москва : Инфра-М, 2021. – 304 с. URL: https://znanium.com/read?id=361783

7. Вестник Пермского университета. Серия: Химия : научный журнал. – Пермь : Пермский государственный национальный исследовательский университет URL: https://profspo.ru/magazines/11607

8. Universum: Химия и биология : научный журнал. – Москва : Международный центр науки и образования URL: https://elibrary.ru/contents.asp?titleid=50468

Электронные ресурсы:
Российские ресурсы:

1. Электронная библиотека ИРНИТУ: http://elib.istu.edu/
2. Электронно-библиотечная система «Лань»: http://e.lanbook.com/
3. ЭБС Юрайт: https://urait.ru/
4. Научные электронные журналы на платформе eLIBRARY.RU: http://elibrary.ru/
5. ЭБС PROFобразование: www.profspo.ru/
6. ЭБС Znanium.com: http://znanium.com/
7. ЭБС «Академия»: http://www.academia-moscow.ru/

Зарубежные электронные научные журналы и базы данных

База данных Springer Nature Experiments (ранее Springer Protocols): https://experiments.springernature.com/
Доступ из внутренней сети вуза
Wiley Online Library: http://onlinelibrary.wiley.com/
Доступ из внутренней сети вуза

Общие критерии оценивания

Лабораторные работы студентов оцениваются по пятибальной шкале:
«отлично» – правильно оформленный отчет в соответствии с Приложением А;
«хорошо» – имеются несущественные недочеты при оформлении отчета;
«удовлетворительно» – имеются значительные недочеты при оформлении отчета;
«неудовлетворительно» – неправильно оформленный отчет.

В *табл. 1* представлен перечень лабораторных работ

Таблица 1

Перечень лабораторных работ

№ лаб. работы	Тема	Номер и название работы	Коды требований к результатам освоения дисциплины	Количество часов
1 семестр				

1	Тема 1.1 Основные понятия и законы химии	Лабораторная работа № 1 «Классы неорганических соединений»	ОК 01-05, 07,09 ПК 1.1 – ПК 1.4 ПК 2.1 – ПК 2.3 ПК 3.1 – ПК 3.3	2
2	Тема 1.3 Окислительно-восстановительные реакции	Лабораторная работа № 2. «Типы окислительно-восстановительных реакций».	ОК 01-05, 07,09 ПК 1.1 – ПК 1.4 ПК 2.1 – ПК 2.3 ПК 3.1 – ПК 3.3	2
3	Тема 1.4 Химическая кинетика и равновесие химических процессов. Основы термохимии	Лабораторная работа № 3 «Зависимость скорости химической реакции от температуры, концентрации и катализаторов»	ОК 01-05, 07,09 ПК 1.1 – ПК 1.4 ПК 2.1 – ПК 2.3 ПК 3.1 – ПК 3.3	2
4	Тема 1.5 Общие сведения о растворах. Современная теория растворов. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты. Электролитическая диссоциация.	Лабораторная работа № 4 «Приготовление растворов заданной концентрации»	ОК 01-05, 07,09 ПК 1.1 – ПК 1.4 ПК 2.1 – ПК 2.3 ПК 3.1 – ПК 3.3	2
5		Лабораторная работа № 5 «Химическое равновесие в растворах электролитов»		2
6		Лабораторная работа № 6 «Изучение хода обменных реакций в растворах электролитов»		2
7		Лабораторная работа № 7 «Исследование реакции гидролиза; влияние различных факторов на степень гидролиза солей, обратимость гидролиза. Проведение полного гидролиза солей»		2
8		Лабораторная работа № 8 «Электролиз»		2
9	Тема 2.1 Общие сведения о неметаллах. р – элементы VII группы периодической системы элементов.	Лабораторная работа № 9 «Получение галогенов и изучение их свойств».	ОК 01-05, 07,09 ПК 1.1 – ПК 1.4 ПК 2.1 – ПК 2.3 ПК 3.1 – ПК	2

			3.3	
10	Тема 2.2 р – элементы VI группы периодической системы элементов	Лабораторная работа № 10 «Изучение химических свойств серы».	ОК 01-05, 07,09 ПК 1.1 – ПК 1.4 ПК 2.1 – ПК 2.3 ПК 3.1 – ПК 3.3	2
11		Лабораторная работа № 11 «Получение сероводорода и изучение его свойств».		2
12	Тема 2.3 р – элементы V группы периодической системы элементов	Лабораторная работа № 12 «Химические свойства азота и его соединений».	ОК 01-05, 07,09 ПК 1.1 – ПК 1.4 ПК 2.1 – ПК 2.3 ПК 3.1 – ПК 3.3	2
13	Тема 3.1 Общие сведения о металлах	Лабораторная работа № 13 «Общие свойства металлов: взаимодействие с кислотами, неметаллами, с солями».	ОК 01-05, 07,09 ПК 1.1 – ПК 1.4 ПК 2.1 – ПК 2.3 ПК 3.1 – ПК 3.3	2
14	Тема 3.2 s- элементы I и I I групп периодической системы элементов	Лабораторная работа № 14 «Свойства щелочных и щелочноземельных металлов и их соединений».	ОК 01-05, 07,09 ПК 1.1 – ПК 1.4 ПК 2.1 – ПК 2.3 ПК 3.1 – ПК 3.3	2
15		Лабораторная работа № 15 «Жесткость воды»		4
16	Тема 3.3 р - элементы III и IV групп периодической системы элементов.	Лабораторная работа № 16 «Алюминий, олово, свинец».	ОК 01-05, 07,09 ПК 1.1 – ПК 1.4 ПК 2.1 – ПК 2.3 ПК 3.1 – ПК 3.3	2
17	Тема 3.4 d - элементы VI, VII и VIII групп периодической системы элементов.	Лабораторная работа № 17 «Получение хроматов и дихроматов. Исследование их окислительных свойств».	ОК 01-05, 07,09 ПК 1.1 – ПК 1.4 ПК 2.1 – ПК	2
18		Лабораторная работа № 18 «Получение соединений марганца		2

		(II). Исследование окислительных свойств соединений марганца»	ПК 3.1 – ПК 3.3	
19		Лабораторная работа № 19 «Железо, кобальт, никель».		2
20		Лабораторная работа № 20 «Коррозия металлов»		2
ИТОГО:				42

Лабораторная работа № 1
«Классы неорганических соединений»

Тема 1.1 Основные понятия и законы химии

Количество часов на выполнение: 2 часа.

Цель работы: изучить классы неорганических соединений, научиться составлять уравнения реакций.

Реактивы:

магниевая стружка; фенолфталеин; серная кислота; сера; универсальная индикаторная бумага; оксид цинка; соляная кислота; сульфат никеля.

Оборудование: спиртовка; фарфоровая чашка; пробирки; металлическая ложка.

Задание: провести опыты по получению основного и кислотного оксидов, основания, кислоты, основной соли, определить их химические свойства. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Методика проведения работы:

Опыт 1. Получение и свойства основных оксидов (групповой)

Взять пинцетом кусочек магниевой стружки и внести в пламя спиртовки. После воспламенения сжечь его над фарфоровой чашкой. Собранный в чашке оксид магния поместить в две пробирки. В одну прилить 1-2 мл воды, хорошо взболтать и добавить 1-2 капли фенолфталеина. В какой цвет он окрашивается? В другую пробирку добавить 1-2 мл разбавленной серной кислоты и нагреть на спиртовке до растворения осадка.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций взаимодействия магния с кислородом, оксида магния с водой и серной кислотой. Пояснить, какое вещество изменило окраску индикатора.

2. Сделать вывод, какими свойствами, основными или кислотными, обладает оксид магния.

Опыт 2. Получение и свойства кислотных оксидов (групповой)

(Проводить в вытяжном шкафу!) Поместить в металлическую ложечку кусочек серы величиной с горошину и нагреть на пламени спиртовки. Когда сера загорится, поднести к ней влажную индикаторную бумажку. В какой цвет она окрашивается?

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнения реакций взаимодействия серы с кислородом, оксида серы (IV) с водой. Пояснить, какое вещество изменило окраску индикатора.

2. Сделать вывод, какими свойствами, основными или кислотными, обладает оксид серы (IV).

Опыт 3. Взаимодействие амфотерных оксидов с кислотами и щелочами

В две пробирки поместить немного оксида цинка и прилить в одну пробирку соляной кислоты, а в другую – концентрированный раствор щелочи. Если осадок не растворяется, пробирку подогреть.

Требование к результатам опыта:

Написать уравнения реакций взаимодействия оксида цинка с кислотой и щелочью.

Опыт 4. Получение и свойства оснований

Налить в пробирку 1-2 мл раствора сульфата никеля $NiSO_4$ прибавить столько же раствора щелочи NaOH. Наблюдать образование студенистого осадка. Отметить его цвет. Содержимое пробирки поделить на две части. Испытать растворимость осадков в кислоте и щелочи.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций получения гидроксида никеля (II) и его растворения.

2. Сделать вывод, какие свойства, кислотные или основные, проявляет $Ni(OH)_2$.

Опыт 5. Получение основных солей

К 1-2 мл раствора хлорида кобальта (II) добавить концентрированный раствор щелочи до образования розового осадка гидроксида кобальта (II). К осадку прилить по каплям раствор соляной кислоты. Наблюдать образование синего осадка основной соли. Затем добавить избыток кислоты до растворения осадка.

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнение реакции получения гидроксида кобальта (II).
2. Составить уравнение реакции получения основной соли CoOHCl.
3. Написать уравнение реакции растворения CoOHCl в избытке кислоты.

Требования к оформлению отчетного материала: Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе (*прил. А*).

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 2
«Типы окислительно-восстановительных реакций»

Тема 1.3 Окислительно-восстановительные реакции

Количество часов на выполнение: 2 часа.

Цель работы: изучить понятия «степень окисления», «окислительно-восстановительные реакции (ОВР)», «окислитель», «восстановитель», «процессы окисления и восстановления», научиться составлять уравнения ОВР с помощью метода электронного баланса, определять тип ОВР.

Реактивы: перманганат калия; серная кислота; гидроксид натрия; сульфит натрия; нитрит калия; дихромат калия; иодид калия; йод; дихромата аммония.

Оборудование: пробирки; фарфоровая чашка, спички.

Задание: провести опыты и выявить влияние реакции среды на ОВР с участием перманганата калия; опытным путем определить окислительно-восстановительные функции нитрита калия; проделать внутримолекулярную реакцию и реакцию диспропорционирования. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика проведения работы:

Опыт 1. Влияние среды на окислительно-восстановительные реакции

В три пробирки налить по 2-3 мл раствора перманганата калия $KMnO_4$. В первую пробирку прилить 1-2 мл разбавленной серной кислоты, во вторую 1-2 мл воды, в третью – 1-2 мл концентрированного раствора щелочи.

В каждую пробирку добавить по 2-3 мл свежеприготовленного раствора сульфита натрия Na_2SO_3. Отметить наблюдения, учитывая, что фиолетовая окраска характерна для ионов MnO_4^-, бесцветная или слабо-розовая − для ионов Mn^{2+}, зеленая – для ионов MnO_4^{2-}, бурый цвет имеет осадок MnO_2.

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнения реакций. В каждой реакции указать окислитель, восстановитель, среду, процессы окисления и восстановления. Расставить коэффициенты.

2. Сделать вывод о характерной степени окисления марганца в кислой, щелочной и нейтральной среде.

Опыт 2. Окислительно-восстановительная двойственность нитрита калия

В две пробирки налить по 2-3 мл раствора нитрита калия KNO_2. Добавить в каждую из них по 1-2 мл разбавленной серной кислоты. Затем в одну из них прилить раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, в другую – раствор иодида калия KI. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций. Указать в каждой реакции окислитель, восстановитель, среду, процессы окисления и восстановления. Расставить коэффициенты.

2. Сделать вывод об окислительно-восстановительных функциях KNO_2 в проведенных реакциях.

3. Сделать общий вывод, какие вещества могут проявлять окислительно- восстановительную двойственность.

Опыт 3. Реакция диспропорционирования

Поместить в пробирку 1-2 кристалла йода I_2, 3-5 капель концентрированного раствора щелочи NaOH (или KOH). Как меняется цвет раствора?

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнение реакции, учитывая, что продуктом окисления йода в щелочной среде является йодат натрия $NaIO_3$ (или KIO_3).

2. Сделать общий вывод, какие вещества могут участвовать в реакциях диспропорционирования.

Опыт 4. Внутримолекулярная реакция (групповой)

В фарфоровую чашку насыпать горкой небольшое количество дихромата аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$ и горящей спичкой нагреть его сверху. Наблюдать бурное разложение соли. Отметить цвет исходного вещества и продукта реакции.

Требование к результату опыта:

Написать уравнение реакции разложения дихромата аммония, указать окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления. Расставить коэффициенты.

Требования к оформлению отчетного материала: Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А)*.

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1,2,3,6]

Лабораторная работа № 3

«Зависимость скорости химической реакции от температуры,

концентрации и катализаторов»

Тема 1.4 Химическая кинетика и равновесие химических процессов Основы термохимии

Количество часов на выполнение: 2 часа, из них на практическую подготовку 2 часа.

Цель работы: изучить понятие «скорость реакции», зависимость скорости реакции от концентрации (закон действия масс) и температуры (правило Вант-Гоффа).

Реактивы:

Оборудование:

Задание: провести реакцию между тиосульфатом натрия и серной кислотой и установить зависимость скорости реакции от концентрации и температуры. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика проведения работы:

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры удобно исследовать на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2 + S\downarrow + H_2O$$

Признаком окончания реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы. Время, которое проходит от начала реакции до заметного появления мути, позволяет судить об относительной скорости реакции.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

С помощью бюреток приготовить три раствора тиосульфата различной концентрации. С этой целью отмерить в первую пробирку 6 мл раствора тиосульфата натрия, во вторую – 4 мл того же раствора и 2 мл воды, в третью – 2 мл того же раствора и 4 мл воды. В три другие пробирки отмерить по 3 мл раствора серной кислоты. Быстро прилить кислоту в первую пробирку и встряхнуть ее несколько раз. Отмерить время от начала реакции до помутнения раствора. Так же поступить с другими приготовленными растворами тиосульфата.

Требования к результатам опыта:

Результаты опыта занести в табл. 3.1.

Таблица 3.1

Данные опыта и результаты расчетов

№ п/п	Объем, мл			Относительная концентрация $Na_2S_2O_3$, %	Время t, сек.	Относительная скорость (V = 100/t)
	$Na_2S_2O_3$	H_2O	H_2SO_4	100		
1	6	0	3	67,3		
2	4	2	3	33,3		
3	2	4	3			

1. Рассчитать относительную скорость реакции по соотношению
$V = 100/\tau$.
2. Выразить графически зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, откладывая на оси абсцисс относительную концентрацию, а на оси ординат – относительную скорость реакции.
3. Пояснить, какой линией выражается найденная зависимость. Проходит ли она через начало координат и почему?

4. Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

1. Налить в три пробирки по 3 мл раствора тиосульфата натрия, в три другие пробирки – по 3 мл раствора серной кислоты.
2. Первую пару пробирок (кислота – тиосульфат) и термометр поместить в стакан с водой комнатной температуры. Через 3-5 мин, когда растворы в пробирках примут температуру воды, записать показания термометра. Слить растворы в одну пробирку и встряхнуть ее несколько раз. Определить время от начала реакции до появления заметной мути.
3. Для следующего определения в стакан подлить горячей воды так, чтобы температура стала на 10 ^{o}C выше. Поместить вторую пару пробирок и оставить их на 3-5 мин, поддерживая температуру постоянной. Слить содержимое пробирок и отметить время. Повторить опыт с третьей парой пробирок, повысив температуру еще на 10 ^{o}C.

Требования к результатам опыта:

Данные опыта занести в *табл. 3.2*

Таблица 3.2

Данные опыта и результаты расчетов

N п/п	Температура, t ^{0}C	Время τ, с	Относительная скорость, V=100/τ	g	$g_{ср.}$
1				g1	
2				g2	
3					

1. Рассчитать относительную скорость реакции по соотношению
V = 100/τ.
2. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции g, разделив
V_2 на V_1 и V_3 на V_2. Найти среднее значение $g_{ср.} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2}{2}$
3. Выразить графически зависимость скорости реакции от температуры, откладывая на оси абсцисс температуру, а на оси ординат – относительную скорость. Проходит ли кривая через начало координат и почему?
4. Сделать вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

Требования к оформлению отчетного материала: Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А)*.

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 4

«Приготовление растворов заданной концентрации»

Тема 1.5 Общие сведения о растворах. Современная теория растворов. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты. Электролитическая диссоциация.

Количество часов на выполнение: 2 часа из них на практическую подготовку 2 часа.

.

Цель работы: научиться готовить растворы заданной концентрации.

Реактивы:

1. Кристаллический хлорид натрия (поваренная соль NaCl).
2. Кристаллический гидрокарбонат натрия (пищевая сода $NaHCO_3$).
3. Дистиллированная вода H_2O.

Оборудование: технические весы, стакан, стеклянная палочка, мерный цилиндр, мерная колба на 100 мл, воронка, промывалка, пипетка, шпатель, фильтровальная бумага.

Задание:

1. Приготовить раствор хлорида натрия с заданной массовой долей в соответствии с вариантом, указанным преподавателем.

Методика проведения работы:

Опыт 1. Приготовление раствора хлорида натрия с заданной массовой долей.

Получите у преподавателя задание на выполнение опыта 1 (варианты заданий представлены в *табл. 4.1*), рассчитайте, сколько граммов хлорида натрия (m_B) и миллилитров дистиллированной воды ($m_{р\text{-}ля}$) потребуется для приготовления раствора заданной массовой концентрации.

Таблица 4.1

Варианты заданий

№ варианта	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	7	**8**
Масса раствора NaCl ($m_{р\text{-}ра}$, г)	80	40	90	60	70	50	80	70
Массовая доля (ω_B, %)	10	5	1	7	8	6	9	19

Рассчитайте массу растворенного вещества m_B (NaCl), массу растворителя $m_{р\text{-}ля}$ (H_2O) и объем растворителя. Результаты занести в *табл. 4.2.*

Покажите расчеты преподавателю и получите разрешение на проведение опыта.

1. На весах взвесьте нужное количество растворяемого вещества.
2. Мерным цилиндром отмерьте нужный объем растворителя (воды).
3. Пересыпьте растворяемое вещество в химический стакан, постепенно прилейте воду, при постоянном перемешивании до полного растворения вещества.
4. Полученный раствор промаркировать (например, NaCl 10%).

Таблица 4.2

Расчетные данные

№ варианта	**Расчет по формуле**	
	$m_B = \frac{\omega_B \cdot m_{р-ра}}{100}$	m_B =
	$m_{р\text{-}ля} = m_{р\text{-}ра} - m_B$	$m_{р\text{-}ля}$ =
	$V_{р-ля} = \frac{m_{р-ля}}{\rho_{р-ля}}$	$V_{р\text{-}ля}$ =

Опыт 2. Приготовление раствора заданной молярной концентрации из навески соли гидрокарбоната натрия (пищевой соды $NaHCO_3$).

Получите у преподавателя задание на выполнение опыта 2, варианты заданий представлены в *табл. 4.3*. Рассчитайте, сколько граммов гидрокарбоната натрия потребуется для приготовления раствора заданной молярной концентрации. Результаты расчетов занести в *табл. 4.4*.

Таблица 4.3

Варианты заданий

№ варианта	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**
Объем раствора $NaHCO_3$ ($V_{р-ра}$, мл)	100	100	100	100	100	100	100	100
Молярная концентрация (C_M, моль/л)	0,1	0,2	0,15	0,25	0,6	0,4	0,5	0,9

Таблица 4.4

Расчетные данные

№ варианта	**Расчет по формуле**
	$\nu = C_M \cdot V_{р-ра}$ ν =
	$m_B = \nu \cdot M$, где M – молярная масса вещества m_B = $M_{(NaHCO3)}$ =

Покажите расчеты преподавателю и получите разрешение на проведение опыта.

1. На весах взвесьте рассчитанное количество растворяемого вещества (навеску).

2. В мерную колбу на 100 мл поместите навеску вещества через воронку. Струей воды из промывалки хорошо смойте вещество из воронки в колбу. Воронку уберите из колбы.

3. Растворите навеску, добавляя дистиллированную воду (примерно половину объема) небольшими порциями, круговыми движениями поворачивая колбу. Производить перемешивание раствора до полного растворения соли.

4. В колбу добавить воды из промывалки на 1-2 см ниже метки. Затем добавляйте воду по каплям из пипетки до тех пор, пока нижний край мениска не станет на уровне метки. При отмеривании жидкости глаз наблюдателя должен находиться в одной плоскости с уровнем жидкости, а черта деления - напротив нижнего мениска уровня жидкости *(рис. 4.1)*.

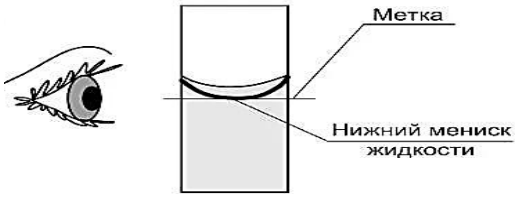

Рис. 4.1. Уровень жидкости прозрачных растворов

5. Закройте пробкой колбу и тщательно перемешайте до полного растворения вещества.

6. Полученный раствор промаркировать (например, $NaHCO_3$, 0,1 М).
7. Оформить отчет по работе, сделать вывод.
8.

Требования к оформлению отчетного материала: Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе (*прил. А*).

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-3,6,7].

Лабораторная работа № 5

«Химическое равновесие в растворах электролитов»

Тема 1.5 Общие сведения о растворах. Современная теория растворов. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты. Электролитическая диссоциация.

Количество часов на выполнение: 2 часа из них на практическую подготовку 2 часа.

.

Цель работы: изучить понятия «химическое равновесие», «смещение равновесия», факторы, влияющие на смещение равновесия, закон действия масс для обратимых процессов**.**

Реактивы: роданид железа, хлорид железа (III), кристаллический хлорид калия.

Оборудование: пробирки, прибор, состоящий из двух шаров.

Задание: проделать опыты и определить, как влияет изменение концентрации реагирующих веществ и температуры на смещение равновесия. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика проведения работы.

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

Для опыта удобно воспользоваться реакцией:

$$FeCl3 + 3KSCN \leftrightarrow Fe(SCN)3 + 3KCl$$

Из веществ этой системы только роданид железа (III) Fe(SCN)3 окрашен в красный цвет. Поэтому всякое изменение его концентрации можно легко заметить по изменению интенсивности окраски раствора, что позволяет сделать вывод о направлении смещения равновесия системы при изменении концентрации реагирующих веществ.

Смешать в пробирке равные объемы разбавленных растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Полученный раствор разлить поровну в 4 пробирки. Оставить одну пробирку для сравнения, а в трех других изменить концентрации реагирующих веществ. Для этого добавить в первую пробирку несколько капель концентрированного раствора роданида калия, во вторую – несколько капель концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью – кристаллического хлорида калия. Сравнить окраску в трех пробирках с контрольной.

Требования к результатам опыта:

1. Сделать вывод о смещении химического равновесия в каждой пробирке.
2. Сформулировать правило смещения равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

3. Написать выражение константы равновесия для данной реакции.

Опыт 2. Влияние температуры на химическое равновесие

Прибор, состоящий из двух шаров, заполнен смесью оксида азота (IV) и его димером. Чистый оксид азота (IV) существует при температуре выше

140 ^{o}C. Ниже этой температуры NO_2 частично полимеризуется по уравнению:

$2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$, ΔH^0 = -23 кДж

+NO_2 – газ бурого цвета, N_2O_4 – бесцветен. Изменение температуры позволяет судить о смещении равновесия в системе по изменению интенсивности окраски газов.

Один шар прибора опустить в стакан с холодной, а второй – в стакан с горячей водой. Наблюдать изменение интенсивности окраски газов в шарах.

Требования к результатам опыта:

1. Сделать вывод о направлении смещения равновесия в данной реакции при нагревании и охлаждении.

2. Сформулировать правило смещения равновесия при изменении температуры.

3. Написать выражение константы равновесия для данной реакции.

Требования к оформлению отчетного материала: Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А).*

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 6

«Изучение хода обменных реакций в растворах электролитов»

Тема 1.5 Общие сведения о растворах. Современная теория растворов. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты. Электролитическая диссоциация

Количество часов на выполнение: 2 часа из них на практическую подготовку 2 часа.

.

Цель работы: изучить понятия «электролиты», «электролитическая диссоциация», рассмотреть кислоты, основания, амфотерные электролиты, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации, отличать сильные и слабые электролиты, научиться составлять ионно-молекулярные уравнения.реакций и научиться составлять уравнения этих реакций.

Реактивы: сульфат магния, хлорид железа (III), сульфат меди (II), гидроксид натрия, соляная кислота, карбонат натрия, хлорид цинка, сульфат хрома (III).

Задание: провести реакции обмена в растворах электролитов, выполнить требования к результатам опытов и оформить отчет.

Методика проведения работы.

Опыт 1. Реакции, идущие с образованием осадка

Налить в три пробирки по 1-2 мл сульфата магния, хлорида железа (III), сульфата меди (II) и прибавить в каждую по такому же количеству щелочи. Наблюдать образование осадков, отметить цвет. Осадки сохранить для следующего опыта.

Требование к результатам опыта

Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования осадков гидроксидов магния, железа (III) и меди (II).

Опыт 2. Реакции, идущие с образованием слабого электролита

К полученным в предыдущем опыте осадкам гидроксидов магния, железа, и меди прилить раствор соляной кислоты до полного их растворения.

Требования к результатам опыта:

1. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций растворения осадков гидроксидов магния, железа (III) и меди (II).

2. Объяснить растворение осадков в кислоте.

Опыт 3. Реакции, идущие с образованием газа

Налить в пробирку 1-2 мл раствора карбоната натрия, прилить в нее раствор соляной кислоты. Наблюдать выделение газа.

Требование к результатам опыта

Составить молекулярное и ионные уравнения реакции взаимодействия Na_2CO_3 с HCl.

Опыт 4. Амфотерные электролиты

В одну пробирку налить 2-3 мл раствора хлорида цинка, другую – столько же сульфата хрома (III). Затем в каждую пробирку добавить разбавленный раствор щелочи до выпадения осадков гидроксидов. В каждом случае осадки разделить на две пробирки. В одну из пробирок прилить раствор соляной кислоты, а в другую – раствор щелочи до растворения осадков.

Требования к результатам опыта:

1. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования осадков $Zn(OH)_2$ и $Cr(OH)_3$.

2. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций растворения осадков гидроксидов цинка и хрома (III) в кислоте и щелочи.

3. Записать уравнения диссоциации полученных гидроксидов по типу кислот и по типу оснований.

Требования к оформлению отчетного материала: Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А).*

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 7

«Исследование реакции гидролиза; влияние различных факторов на степень гидролиза солей, обратимость гидролиза. Проведение полного гидролиза солей»

Тема 1.5 Общие сведения о растворах. Современная теория растворов. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты. Электролитическая диссоциация

Количество часов на выполнение: 2 часа из них на практическую подготовку 2 часа.

.

Цель работы: изучить понятие «гидролиз», рассмотреть типы гидролиза солей, научиться составлять молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.

Приборы и реактивы:

Задание: определить pH среды в растворах различных солей, выявить влияние концентрации растворов и температуры на смещение равновесия гидролиза. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика проведения работы:

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

+На полоски универсальной индикаторной бумаги нанести по капле раствора хлорида натрия NaCl, сульфата меди $CuSO_4$, нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$, карбоната натрия Na_2CO_3, ацетата калия CH_3COOK и ацетата аммония CH_3COONH_4. По изменению окраски индикаторной бумаги сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Требования к результатам опыта:

1. Составить сокращенные, полные ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей, указать pH среды. В случае ступенчатого гидролиза написать уравнения реакций только для первой ступени.

2. Сделать вывод, какие типы солей подвергаются гидролизу.

Опыт 2. Смещение равновесия гидролиза при разбавлении раствора

Налить в пробирку 1-2 мл раствора нитрата висмута $Bi(NO_3)_3$ и постепенно разбавлять водой до выпадения осадка. Прибавить в пробирку с осадком несколько капель концентрированной азотной кислоты. Что происходит с осадком?

Требования к результатам опыта:

1. Составить сокращенные, полные ионные и молекулярные уравнения реакции гидролиза нитрата висмута по первой и второй ступени.

2. Сделать вывод о смещении равновесия при разбавлении раствора и добавлении кислоты.

Опыт 3. Смещение равновесия гидролиза при изменении температуры

В пробирку налить 5-6 мл раствора ацетата натрия CH_3COONa и добавить 1-2 капли фенолфталеина. Содержимое пробирки разделить на 2 части, одну из них оставьте для сравнения, другую – нагреть до кипения. Сравнить окраску индикатора в обеих пробирках. Дать пробирке охладиться и снова сравнить окраску индикатора в обеих пробирках.

Требования к результатам опыта:

1. Составить сокращенное, полное ионное и молекулярное уравнение реакции гидролиза CH_3COONa.

2. Сделать вывод о смещении равновесия при изменении температуры.

Опыт 4. Реакции обмена, сопровождаемые гидролизом

В одну пробирку налить 2-3 мл раствора сульфата меди (II), в другую – столько же хлорида железа (III). Затем в каждую пробирку добавить по 2-3 мл раствора карбоната натрия. Отметить выделение углекислого газа в обеих пробирках и выпадение осадков. В первой пробирке в осадок выпадает карбонат гидроксомеди (II), во второй – гидроксид железа (III).

Требования к результатам опыта:

1. Закончить уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

$+CuSO_4 + Na_2CO_3 + H_2O =$;

$FeCl_3 + Na_2CO_3 + H_2O =$

2. Объяснить, почему не получились карбонаты меди и железа.

Требования к оформлению отчетного материала: Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А)*.

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 8
«Электролиз»

Тема 1.5 Общие сведения о растворах. Современная теория растворов. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты. Электролитическая диссоциация

Количество часов на выполнение: 2 часа.

Цель работы: изучить понятие «электролиз», рассмотреть анодные и катодные процессы при электролизе растворов различных солей.

Реактивы: иодид калия, фенолфталеин, сульфат натрия, сульфат меди.

Оборудование: установка для проведения электролиза.

Задание: провести электролиз водных растворов солей. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика проведения работы:

Опыт 1. Электролиз раствора иодида калия

В U-образную трубку налить приблизительно до половины раствора иодида калия. Вставить в оба колена трубки угольные электроды и подключить прибор к источнику постоянного электрического тока. Наблюдать окрашивание раствора у анода и выделение газа на катоде. Отключить ток и прибавить 2-3 капли раствора фенолфталеина в катодное пространство. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта:

1. Составить схему электролиза водного растворов иодида калия. Написать уравнения электродных и суммарной реакций. Указать продукты электролиза.

2. Какое вещество обусловливает окраску индикатора? Указать pH раствора.

Опыт 2. Электролиз раствора сульфата натрия

В U-образную трубку налить раствор сульфата натрия. Погрузить электроды, включить ток и наблюдать выделение пузырьков газа на электродах. Через 1-2 мин отключить ток и добавить в оба колена трубки по несколько капель раствора лакмуса. В какие цвета окрашивается лакмус?

Требования к результатам опыта:

1. Составить схему электролиза водного раствора сульфата натрия. Написать уравнения электродных и суммарной реакций. Указать продукты электролиза.

2. Указать вещества, которые образуются у катода и анода и изменяют окраску индикатора. Каково значение pH в анодном и катодном пространстве?

Опыт 3. Электролиз раствора сульфата меди

Налить в U-образную трубку раствор сульфата меди. Пользуясь угольными электродами, пропускать ток в течение 4-5 мин. Что выделяется на электродах?

Требования к результатам опыта:

1. Составить схему электролиза водного раствора $CuSO_4$. Написать уравнения электродных и суммарной реакций. Указать продукты электролиза.

2. Назвать вещество, которое образуется у анода (в анодном пространстве) и указать pH среды.

Опыт 4. Электролиз с растворимым анодом

Присоединить электрод с отложившейся в предыдущем опыте медью к положительному полюсу источника тока, а другой электрод – к отрицательному полюсу, пропускать электрический ток. Наблюдать растворение меди с анода и выделение ее на катоде.

Требование к результатам опыта:

Составить схему электролиза раствора сульфата меди с медным анодом. Написать уравнения электродных реакций.

Требования к оформлению отчетного материала:

Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А).*

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 9

«Получение галогенов и изучение их свойств»

Тема 2.1 Общие сведения о неметаллах. р – элементы VII группы периодической системы элементов

Количество часов на выполнение: 2 часа.

Цель работы: изучить химические свойства галогенов и их соединений.

Реактивы: оксид марганца (IV), соляная кислота, нитрат серебра, гидроксид натрия, бромид калия, иодид калия, бензин, кристаллический йод, крахмал, хлорид натрия, серная кислота.

Оборудование: пробирки, штатив, шпатель.

Задание: получить хлор и хлорную воду, определить ее состав и проверить окислительные свойства; проделать качественную реакцию на йод; получить водородные соединения хлора, брома, йода. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика проведения работы:

Опыт 1. Получение хлора и хлорной воды

(Проводить под тягой!). В сухую пробирку поместить 2 шпателя оксида марганца (IV) MnO_2, укрепить ее вертикально в зажиме штатива и прилить 2-3 мл концентрированной HCl. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустить в пробирку, заполненную наполовину водой. Если реакция протекает недостаточно энергично, содержимое пробирки слегка подогреть. Отметить цвет образующегося газа. Хлор пропускать в воду до полного прекращения реакции. Пробирку с хлорной водой закрыть пробкой и сохранить для следующих опытов.

Требование к результатам опыта:

Составить уравнения реакций получения хлора и хлорной воды.

Опыт 2. Определение состава хлорной воды

В три пробирки налить по несколько капель хлорной воды. В одну пробирку добавить 1-2 капли раствора синего лакмуса и наблюдать переход синей окраски в красную, а затем постепенное исчезновение окраски. В другую пробирку добавить несколько капель $AgNO_3$ до выпадения осадка, в третью – концентрированного раствора щелочи до исчезновения запаха хлорной воды.

Требования к результатам опыта:

1. Объяснить переход синей окраски лакмуса в красную, а затем исчезновение окраски.
2. Написать уравнения реакций $AgNO_3$ с HCl и хлорной воды со щелочью.
3. Сделать вывод о составе хлорной воды.

Опыт 3. Окислительные свойства хлорной воды

Налить в одну пробирку 1-2 мл раствора KBr , в другую – столько же KI и в каждую прибавить по 1-2 мл хлорной воды, В какой цвет окрашиваются растворы? Прилить в обе пробирки по 0,5-1 мл органического растворителя (CCl_4, бензина), обратить внимание на его цвет. Содержимое пробирок сильно взболтать. Отметить изменение окраски органического растворителя.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций KBr и KI с хлорной водой.

2. Сделать вывод, в чем лучше растворяются бром и йод – в воде или органическом растворителе.

Опыт 4. Растворимость йода и качественная реакция на йод

Поместить в пробирку 1 шпатель кристаллического йода, прилить 2-3 мл воды и энергично взболтать. Отметить окраску раствора. Слить полученную йодную воду в другую пробирку и добавить к ней несколько капель раствора крахмала. Нагреть пробирку, а затем охладить под краном струей холодной воды. Объяснить явления, которые при этом происходят. К оставшимся в первой пробирке кристаллам йода добавить 2-3 мл раствора KI. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта:

1. Сделать вывод о растворимости йода в воде и растворе иодида калия.

2. Составить уравнение реакции взаимодействия йода с KI.

Опыт 5. Получение и свойства хлороводорода

(Проводить под тягой!). Поместить в пробирку один шпатель NaCl и прилить 1-2 мл концентрированной серной кислоты. Проверить действие выделяющегося газа на влажную индикаторную бумагу.

Требование к результату опыта:

Написать уравнение реакции получения HCl.

Опыт 6. Взаимодействие бромидов и иодидов с концентрированной H_2SO_4

+(Проводить под тягой!). В две сухие пробирки отдельно поместить по 2 шпателя KBr и KI и осторожно добавить в каждую из них по 1-2 мл концентрированной H_2SO_4. Что наблюдается? Для прекращения реакций в пробирки добавить раствор щелочи.

Требование к результатам опыта:

Составить уравнения реакций бромида и иодида калия с концентрированной H_2SO_4.

Требования к оформлению отчетного материала:

Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А).*

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 10

«Изучение химических свойств серы»
Тема 2.2 р – элементы VI группы периодической системы элементов

Количество часов на выполнение: 2 часа.

Цель работы: изучить химические свойства серы.

Реактивы:

Оборудование:

Задание: исследовать поведение серы при различных температурах; получить сероводород и убедиться на опытах, что он проявляет восстановительные свойства; что сульфиды могут быть только восстановителями, а сульфиты – и восстановителями и окислителями; что концентрированная серная кислота является сильнейшим окислителем. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика:

Опыт 1. Поведение серы при различных температурах

Сухую пробирку на 1/3 ее объема наполнить серой и медленно нагревать на пламени спиртовки, все время встряхивая. Следить за изменением вязкости и цвета расплавленной серы. Кипящую серу тонкой струей вылить в стакан с холодной водой. Слить воду из стакана и убедиться в пластичности серы. Кусочек пластической серы оставить до конца занятия. Сохраняет ли она свои свойства?

Требование к результатам опыта:

Дать объяснение всем наблюдаемым при опыте изменениям.

Опыт 2. Получение и свойства сероводорода

(Проводить под тягой!). Поместить в пробирку 1 шпатель сульфида железа FeS, укрепить ее вертикально в зажиме штатива и прилить 1-2 мл разбавленной соляной кислоты. Быстро закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой и слегка подогреть. Когда начнется энергичное выделение газа, поднести к отверстию трубки поочередно полоски влажной индикаторной бумаги и фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли свинца. Что наблюдается?

Выделяющийся из пробирки газ зажечь у отверстия трубки. Подержать над пламенем влажную индикаторную бумагу. Что наблюдается?

Внести в пламя горящего сероводорода фарфоровую чашку и наблюдать появление на ней желтого пятна.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнение реакции получения сероводорода.
2. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах сероводорода.
3. Закончить уравнения реакций:

$H_2S + Pb(NO_3)_2 =$

$H_2S + O_2$ (избыток) =

$H_2S + O_2$ (недостаток) =

Опыт 3. Взаимодействие серы со щелочами

В пробирку поместить 1 шпатель порошка серы и прилить 3-4 мл концентрированного раствора щелочи. Содержимое пробирки прокипятить до пожелтения раствори. Раствор сохранить для следующих опытов.

Требование к результатам опыта:

Закончить уравнение реакции

$S + NaOH =$,

указать окислитель и восстановитель и сделать вывод, к какому типу ОВР относится данная реакция.

Опыт 4. Восстановительные свойства сульфидов и сульфитов

Налить в пробирку 1-2 мл раствора перманганата калия $KMnO_4$, подкислить его разбавленной серной кислотой и прибавить немного раствора, полученного в опыте 3. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта:

Закончить уравнения реакций:

1. $KMnO_4 + Na_2S + H_2SO_4 =$
2. $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 =$

В каждой реакции указать окислитель и восстановитель.

2. Сделать вывод, какими свойствами, окислительными или восстановительными, обладают сульфиды.

Опыт 5. Окислительные свойства сульфитов

К 1-2 мл раствора, полученного в опыте 3, прилить несколько капель разбавленной соляной кислоты. Что происходит?

Требования к результатам опыта:

1. Закончить уравнение реакции:

   $Na_2SO_3 + HCl =$

2. Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах сульфитов.

Опыт 6. Окислительные свойства серной кислоты

В две сухие пробирки поместить по маленькому кусочку серы и угля, налить в них по 1-2 мл концентрированной серной кислоты. Пробирки осторожно нагреть и наблюдать постепенное окисление неметаллов.

Требование к результатам опыта:

Написать уравнения реакций окисления серы и угля (**C**) концентрированной серной кислотой.

Опыт 7. Водоотнимающее свойство серной кислоты

- В пробирку налить 1-2 мл концентрированной серной кислоты и опустить в нее лучинку.
- В пробирку насыпать 2 шпателя $CuSO_4 \cdot 5H_20$ и добавить 1-2 мл концентрированной серной кислоты.

Требование к результатам опыта:

Объяснить наблюдаемые явления.

Требования к оформлению отчетного материала: Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А)*.

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 11

«Получение сероводорода и изучение его свойств»

Тема 2.2 р – элементы VI группы периодической системы элементов

Количество часов на выполнение: 2 часа.

Цель работы: изучить химические свойства сероводорода.

Реактивы: сульфид железа, соляная кислота, индикаторная бумага и фильтровальная бумага.

Оборудование: пробирки, фарфоровая чашка.

Задание: Получить сероводород и изучить его свойства.

Методика:

(Проводить под тягой!). Поместить в пробирку 1 шпатель сульфида железа FeS, укрепить ее вертикально в зажиме штатива и прилить 1-2 мл разбавленной соляной кислоты. Быстро закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой и слегка подогреть. Когда начнется энергичное выделение газа, поднести к отверстию трубки поочередно полоски влажной индикаторной бумаги и фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли свинца. Что наблюдается?

Выделяющийся из пробирки газ зажечь у отверстия трубки. Подержать над пламенем влажную индикаторную бумагу. Что наблюдается?

Внести в пламя горящего сероводорода фарфоровую чашку и наблюдать появление на ней желтого пятна.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнение реакции получения сероводорода.
2. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах сероводорода.
3. Закончить уравнения реакций: $H_2S + Pb(NO_3)_2 =$

$H_2S + O_2$ (избыток) =

$H_2S + O_2$ (недостаток) =

Требования к оформлению отчетного материала: Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А)*.

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 12

«Химические свойства азота и его соединений»

Тема 2.2 р – элементы V группы периодической системы элементов

Количество часов на выполнение**:** 2 часа

Цель работы: изучить химические свойства азота и его водородных и кислородных соединений.

Реактивы: нитрит натрия, хлорид аммония, оксид кальция, дихромат аммония, перманганат калия, аммиак, медные стружки.

Оборудование: пробирки, шпатель, спиртовка.

Задание: получить азот, аммиак, исследовать его кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства; получить оксиды азота (II) и (IV); убедиться на опытах, что нитриты проявляют окислительно-восстановительную двойственность. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика выполнения задания:

Опыт 1. Получение азота

В пробирку налить поровну насыщенные растворы нитрита натрия NaNO2 и хлорида аммония NH4Cl (общий объем не более 1/3 пробирки) и слегка подогреть до начала реакции. Ввести в выделившийся газ горящую лучинку. Что наблюдается?

Требование к результатам опыта:

Составить уравнение реакции получения азота.

Опыт 2. Получение аммиака

Поместить в сухую пробирку 2 шпателя смеси, состоящей из равных частей хлорида аммония и оксида кальция CaO. Нагреть. Осторожно понюхать выделяющийся газ. Подержать над отверстием пробирки смоченную водой красную лакмусовую бумажку. Что наблюдается? Смочить стеклянную палочку концентрированной соляной кислотой и поднести к отверстию пробирки. Что происходит?

Требование к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций получения аммиака и взаимодействия его с HCl.

2. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида аммония.

Опыт 3. Разложение солей аммония

В небольшую фарфоровую чашку положить 2-3 шпателя дихромата аммония (NH4)2Cr2O7 в виде горки и горящей спичкой нагреть ее сверху. Что наблюдается?

Поместить в сухую пробирку несколько кристаллов NH4Cl. Нагреть. Через некоторое время на холодных частях пробирки образуется белый налет, на дне ничего не остается.

Требование к результатам опыта:

Составить уравнения реакций разложения дихромата аммония и хлорида аммония.

Опыт 4. Восстановительные свойства аммиака

Налить в пробирку 0,5-1 мл раствора перманганата калия KMnO4 и добавить столько же концентрированного раствора аммиака NH4OH. Смесь слегка подогреть. Что происходит с окраской раствора?

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота, а перманганат восстанавливается до MnO2.

2. Сделать вывод, какие свойства, окислительные или восстановительные, проявляет аммиак.

Опыт 5. Получение оксида азота (П)

(Проводить под тягой!). В пробирку внести шпатель медных стружек, прилить 2-3 мл разбавленной азотной кислоты. Выделяется бесцветный газ NO, буреющий на воздухе.

Требование к результатам опыта:

Составить уравнение реакции получения оксида азота (П).

Опыт 6. Получение и свойства оксида азота (IV)

(Проводить под тягой!). В пробирку внести шпатель медных стружек, налить 2-3 мл концентрированной азотной кислоты. Образующийся в этой реакции NO2 через газоотводную трубку пропускать в пробирку с водой, в которую добавить 2-3 капли метилоранжа. Что наблюдается? Почему? Затем образующийся NO2 пропускать в пробирку с раствором NaOH. К полученному раствору добавить по каплям подкисленный раствор перманганата калия. Что наблюдается?

Требование к результатам опыта:

Закончить уравнения реакций:

Cu + HNO3 (конц.) =;

NO2 + H2O =;

NO2 + NaOH =;

KMnO4 + NaNO2 + H2SO4 =

В каждой реакции указать окислитель и восстановитель.

Опыт 7. Окислительные и восстановительные свойства нитритов

К 1-2 мл раствора нитрита калия KNO2 прилить 0,5-1 мл раствора йодида калия KI и столько же разбавленной серной кислоты.

Налить в пробирку 1-2 мл раствора дихромата калия K2Cr2O7, добавить 2-3 мл раствора нитрита калия и разбавленной серной кислоты.

Требования к результатам опыта:

1. Закончить уравнения реакций:
2. KNO2 + KI + H2SO4 =

K2Cr2O7 + KNO2 + H2SO4 =

В каждой реакции указать окислитель и восстановитель.

2. Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах нитритов.

Требования к оформлению отчетного материала:

Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А).*

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 13

«Общие свойства металлов: взаимодействие с кислотами, неметаллами, с солями»

Тема 3.1 Общие сведения о металлах

Количество часов на выполнение**:** 2 часа

Цель работы: изучить химические свойства металлов научиться составлять уравнения реакций взаимодействия металлов с водой, кислотами, щелочами.

Реактивы: серная кислота, азотная кислота, фенолфталеин, натрий, калий, железо, цинк, медь, алюминий.

Оборудование: кристаллизатор, пробирки, спиртовка.

Задание: провести реакции взаимодействия металлов с водой, щелочами, разбавленными и концентрированными растворами серной и азотной кислот. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика выполнения задания:

Опыт 1. Взаимодействие металлов с водой

В кристаллизатор с водой добавить несколько капель фенолфталеина. Пинцетом достать кусочек натрия (или кальция) из склянки, где он хранится под слоем керосина, и высушить его фильтровальной бумагой. Ножом отрезать небольшую часть (размером со спичечную головку) и пинцетом перенести в кристаллизатор с водой. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнение реакции взаимодействия натрия с водой.
2. Сделать вывод, какие металлы взаимодействуют с водой.

Опыт 2. Действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы

В три пробирки налить по 2-3 мл разбавленной серной кислоты и опустить в одну из них кусочек железа, в другую – цинка, в третью – меди. Какие металлы реагируют с кислотами?

(Проводить под тягой!) В две пробирки налить по 2-3 мл концентрированной серной кислоты. В одну из них опустить кусочек цинка, в другую – кусочек меди. Обе пробирки слегка нагреть. Наблюдать выделение серы и по запаху определить выделяющийся газ в первой пробирке. Какой газ выделяется во второй пробирке?

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций взаимодействия металлов с разбавленной серной кислотой.

2. Сделать вывод, какие металлы взаимодействуют с разбавленной серной и соляной кислотами.

3. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с концентрированной серной кислотой.

4. Сформулировать правило взаимодействия металлов с концентрированной H_2SO_4.

Опыт 3. Действие разбавленной и концентрированной азотной кислоты на металлы

(Проводить под тягой!) В две пробирки налить по 2-3 мл разбавленной азотной кислоты и опустить в одну из них кусочек цинка, в другую – кусочек меди. Слегка нагреть обе пробирки. Наблюдать выделение газа.

(Проводить под тягой!) В две пробирки налить по 2-3 мл концентрированной азотной кислоты и опустить в одну из них кусочек цинка, в другую – кусочек меди. Какой газ выделяется?

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с разбавленной азотной кислотой.

2. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с концентрированной азотной кислотой.

3. Сформулировать правило взаимодействия металлов с концентрированной и разбавленной HNO_3.

Опыт 4. Действие щелочи на металлы

В две пробирки налить по 2-3 мл концентрированного раствора щелочи. В одну из них насыпать небольшое количество цинковых опилок, в другую – алюминиевого порошка. Если реакция не идет, слегка нагреть. Когда начнется интенсивное выделение газа, поднести к отверстиям пробирок зажженную лучинку. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и алюминия с раство ром щелочи.

2. Сделать вывод, какие металлы реагируют со щелочами.

Требования к оформлению отчетного материала:

Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А).*

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 14

«Свойства щелочных и щелочно-земельных металлов и их соединений»

Тема 3.2 s- элементы I и I I групп периодической системы элементов

Количество часов на выполнение**:** 2 часа

Цель работы: изучить химические свойств s-металлов.

Реактивы: натрий, фенолфталеин, пероксид натрия, иодид калия, серная кислота, перманганат калия, магниевая стружка.

Оборудование: кристаллизатор, пинцет, шпатель, спиртовка, фарфоровая чашка.

Задание: провести реакции взаимодействия натрия, калия, магния, кальция с водой; убедиться на опыте, что пероксид натрия подвергается гидролизу и обладает двойственными окислительно-восстановительными свойствами; определить продукты горения магния. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика выполнения задания:

Опыт 1. Взаимодействие щелочных металлов с водой (групповой)

Налить в кристаллизатор воды. Пинцетом достать кусочек металлического натрия из склянки, где он хранится под слоем керосина, и высушить его фильтровальной бумагой. Ножом отрезать кусочек металла с величиной со спичечную головку. Обратить внимание на потускнение металлической поверхности свежего надреза. Пинцетом перенести металл в кристаллизатор с водой. По окончании реакции к полученному раствору прибавить 1-2 капли фенолфталеина.

Не наклоняться над кристаллизатором, так как под конец реакции происходит разбрызгивание металлической окалины, которая может причинить сильные ожоги.

Провести аналогичный опыт с калием.

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнения реакций взаимодействия натрия и калия с водой.

2. Сделать вывод об активности натрия и калия по отношению к воде.

Опыт 2. Свойства пероксида натрия

<u>Взаимодействие с водой</u>

В пробирку внести шпатель пероксида натрия Na_2O_2, добавить 1-2 мл воды, затем несколько капель фенолфталеина. Что наблюдается?

<u>Окислительные свойства</u>

Налить в пробирку 1-2 мл раствора иодида калия KI, добавить такое же количество разбавленной серной кислоты и насыпать шпатель пероксида натрия. Что происходит?

<u>Восстановительные свойства</u>

Налить в пробирку 1-2 мл раствора перманганата калия $KMnO_4$, добавить шпатель пероксида натрия и перемешать. Отметить изменение окраски раствора.

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнение реакции гидролиза пероксида натрия и сделать вывод, солью какой кислоты является Na_2O_2.

2. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций:

$Na_2O_2 + KI + H_2SO_4 =$;

$Na_2O_2 + KMnO_4 + H_2O =$,

в каждой реакции указать окислитель и восстановитель.

3. Сделать вывод об окислительно-восстановительных функциях Na_2O_2.

Опыт 3. Горение магния на воздухе (групповой)

Взять пинцетом кусочек магниевой стружки и внести в пламя спиртовки. После воспламенения сжечь его над фарфоровой чашкой. К собранному в чашке оксиду магния прилить несколько капель воды, хорошо перемешать и добавить 1-2 капли фенолфталеина. Объяснить появление окраски. С какими составными частями воздуха вступает во взаимодействие магний?

Требование к результатам опыта:

Составить уравнения реакций взаимодействия магния с кислородом, азотом и продуктов их взаимодействия с водой.

Опыт 4. Взаимодействие кальция и магния с водой

В три пробирки налить по 3-4 мл воды и в каждую добавить по несколько капель фенолфталеина. В одну пробирку пинцетом внести кусочек кальция, в две другие – по кусочку магния. Наблюдать за протеканием реакций. Одну из пробирок с магнием нагреть, в другую пробирку с магнием добавить раствора хлорида аммония.

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнения реакций взаимодействия:

а) кальция с водой; б) магния с водой; в) магния с водой и NH_4Cl.

2. Объяснить влияние нагревания и присутствия хлорида аммония на реакцию взаимодействия магния с водой.

3. Сделать вывод об активности кальция и магния по отношению к воде.

Требования к оформлению отчетного материала:

Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А).*

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 15

«Жесткость воды»

Тема 1.5 Общие сведения о растворах. Современная теория растворов. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты. Электролитическая диссоциация

Количество часов на выполнение: 4 часа из них на практическую подготовку 4 часа.

.

Цель работы: изучить виды жесткости воды и методы ее устранения.

Реактивы: анализируемая вода, аммиачный буферный раствор, индикатор хромоген чёрный, раствор трилона Б, метилоранж, соляная кислота.

Оборудование: установка для титрования.

Задание: проделать опыты и определить общую, карбонатную и некарбонатную жесткость воды. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика проведения работы:

Опыт 1. Определение общей жёсткости воды

В коническую колбу вместимостью 300 мл отмерить мерной колбой 100 мл анализируемой воды. Добавить к исследуемой воде 5 мл аммиачного буферного раствора, 5-7 капель индикатора хромогена чёрного и медленно титровать раствором трилона Б, постоянно перемешивая, до перехода винно-красной окраски в синюю.

Повторить титрование ещё раз. Если результаты двух титрований совпадут (ΔV = 0,1 мл), то по полученным результатам рассчитать общую жёсткость. В противном случае необходимо оттитровать пробу воды ещё раз.

Требование к результату опыта:

1. Вычислить общую жёсткость воды по формуле:

$$Ж_о = (c_{эк} \cdot V_1 \cdot 1000) / V_2 ,$$

где $c_{эк}$– молярная концентрация эквивалентов трилона Б, моль/л; V_1– объём раствора трилона Б, пошедшего на титрование, мл; V_2– объём анализируемой воды, мл.

Опыт 2. Определение карбонатной и некарбонатной жёсткости воды

В коническую колбу вместимостью 300 мл отмерить мерной колбой 100 мл воды, добавить к ней несколько капель метилоранжа. Подготовленную пробу оттитровать раствором соляной кислоты до перехода жёлтой окраски индикатора в оранжевую. Чтобы точнее уловить момент изменения окраски, полезно поставить рядом другую колбу, содержащую 100 мл испытуемой воды с 2-3 каплями метилоранжа. Повторить титрование ещё раз. Если результаты двух титрований совпадут (ΔV = 0,1 мл), то по полученным результатам рассчитать карбонатную жёсткость. В противном случае необходимо оттитровать пробу воды ещё раз.

Требования к результатам опыта:

1. Вычислить карбонатную жёсткость воды по формуле:

$$Ж_к = (c_{эк} \cdot V_1 \cdot 1000) / V_2 ,$$

где $c_{эк}$ – молярная концентрация эквивалентов HCl, моль/л; V_1 – объём раствора HCl, пошедшего на титрование, мл; V_2 – объём анализируемой воды, мл.

2. Вычислить некарбонатную жёсткость воды по разности:

$$Ж_{нк} = Ж_о – Ж_к$$

Требования к оформлению отчетного материала:

Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А).*

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 16

«Алюминий, олово, свинец»

Тема 3.3 р - элементы III и IV групп периодической системы элементов

Количество часов на выполнение**:** 2 часа

Цель работы: изучить химические свойства алюминия и его соединений, а также соединений олова и свинца.

Реактивы: алюминиевая проволока, гидроксид натрия, соль ртути, соль олова, соль свинца, перманганат калия, дихромат калия, азотная кислота, оксид олова, сульфат марганца.

Оборудование: пробирки, шпатель, спиртовка.

Задание: получить гидроксиды Al, Sn (II), Pb (II) и убедиться на опытах, что они имеют амфотерный характер; что соединения Sn (II) проявляют свойства восстановителей, а соединения Pb (IV) – окислителей. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика выполнения задания:

Опыт 1. Взаимодействие алюминия с кислородом и водой

Две алюминиевые проволоки зачистить наждачной бумагой. В пробирку налить 2-3 мл концентрированного раствора NaOH, нагреть его и опустить туда алюминиевые проволоки на 2-3 секунды. Затем сполоснуть их водой и опустить в раствор соли ртути, налитой в пробирку. Снова сполоснуть проволоки и обсушить фильтровальной бумагой. Одну из проволок опустить в воду, а другую оставить на воздухе. Отметить протекающие изменения с проволоками.

Требования к результатам опыта:

1. Объяснить, с какой целью алюминиевые проволоки обрабатывают растворами NaOH и $Hg(NO_3)_2$.

2. Закончить уравнения реакций:

$Al + H_2O =$;

$Al + O_2 + H_2O =$

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида алюминия

В две пробирки налить по 1-2 мл раствора соли алюминия и в каждую пробирку добавить по каплям раствор щёлочи до образования осадка. В первой пробирке на осадок подействовать разбавленной HCl, во второй – раствором NaOH. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта:

1. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций получения $Al(OH)_3$ и взаимодействия $Al(OH)_3$ с кислотой и щёлочью.

2. Составить уравнение диссоциации $Al(OH)_3$ по типу кислоты и по типу основания.

3. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия.

Опыт 3. Получение и свойства гидроксидов олова (II) и свинца (II)

В одну пробирку налить 2-3 мл раствора соли олова, в другую – такое же количество соли свинца. В обе пробирки по каплям добавить щёлочи до образования осадка.

Для испытания образовавшихся осадков содержимое каждой из пробирок разделить на две части. К одной из них добавить разбавленной HNO_3, к другой – концентрированной щёлочи. Размешать растворы до растворения осадков.

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнения реакций получения гидроксидов олова (II) и свинца (II).

2. Составить уравнения реакций взаимодействия $Sn(OH)_2$ и $Pb(OH)_2$ с кислотой и щёлочью.

3. Составить уравнение диссоциации $M(OH)_2$ по типу кислоты и по типу основания.

4. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов олова (II) и свинца (II).

Опыт 4. Восстановительные свойства соединений олова (II)

<u>Восстановление перманганата калия</u>

В пробирку налить 3-4 мл раствора $KMnO_4$, добавить 1-2 мл разбавленной HCl и прилить раствор $SnCl_2$ до обесцвечивания раствора.

<u>Восстановление дихромата калия</u>

В пробирку налить 4-5 мл раствора $K_2Cr_2O_7$, добавить 2-3 мл разбавленной HCl и прилить по каплям раствор $SnCl_2$ до появления зелёной окраски.

Опыт 5. Окислительные свойства оксида свинца (IV)

В пробирку налить 3-4 мл раствора HNO_3, добавить шпатель PbO_2 и 1 мл раствора $MnSO_4$. Содержимое осторожно прокипятить, дать отстояться и отметить окраску раствора.

Требования к результатам опытов 4, 5:

1. Закончить уравнения реакций: $KMnO_4 + SnCl_2 + HCl =$

$K_2Cr_2O_7 + SnCl_2 + HCl =$

$PbO_2 + MnSO_4 + HNO_3 =$

2. Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений олова и свинца

Требования к оформлению отчетного материала:

Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А).*

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 17

«Получение хроматов и дихроматов. Исследование их окислительных свойств»

Тема 3.3 р - элементы III и IV групп периодической системы элементов

Количество часов на выполнение**:** 2 часа

Цель работы: изучить химические свойства соединений хрома.

Реактивы: дихромат аммония, соль хрома, гидроксид натрия, соляная кислота, серная кислота, нитрит калия, сульфит калия.

Оборудование: фарфоровая чашка, пробирки.

Задание: убедиться на опытах, что кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома зависят от степени его окисления. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика выполнения задания:

Опыт 1. Получение оксида хрома (III) (групповой)

В фарфоровую чашку насыпать горкой небольшое количество дихромата аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$ и горящей спичкой нагреть его сверху. Наблюдать бурное разложение соли. Отметить цвет исходного вещества и продукта реакции. Проверить растворимость последнего в воде.

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнение реакции разложения дихромата аммония и сделать вывод, к какому типу ОВР относится данная реакция.

2. Сделать вывод о растворимости в воде оксида хрома (III)

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

В две пробирки налить по 1-2 мл раствора соли хрома (III) и добавить в каждую по каплям раствор щёлочи до появления серо-зелёного осадка. Для определения свойств $Cr(OH)_3$ добавить в первую пробирку раствор HCl, а во вторую концентрированный раствор щёлочи до полного растворения осадков. (Пробирку с образовавшимся хромитом сохранить для опыта 3).

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнение реакции получения гидроксида хрома (III).

2. Составить уравнения реакций взаимодействия $Cr(OH)_3$ с кислотой и щелочью.

3. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома (III).

Опыт 3. Восстановительные свойства соединений хрома (III)

В пробирку с хромитом натрия или калия, полученным в опыте 2, добавить пероксид водорода H_2O_2 до изменения окраски.

Требования к результатам опыта:

1. Закончить уравнение реакции: $KCrO_2 + H_2O_2 + KOH =$

2. Сделать вывод, какими свойствами – окислительными или восстановительными – обладают соединения хрома (III).

Опыт 4. Взаимные переходы хромата и дихромата

Налить в одну пробирку 2-3 мл раствора хромата калия K_2CrO_4, а в другую – столько же дихромата калия $K_2Cr_2O_7$. Заметить окраску в обеих пробирках. В первую пробирку добавить 1-2 мл раствора H_2SO_4 , во вторую 1-2 мл раствора щёлочи. Наблюдать изменения окраски.

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнения реакций перехода хромата в дихромат в кислой среде и дихромата в хромат в щелочной среде.

2. Сделать вывод о влиянии реакции среды на устойчивость хроматов и дихроматов.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

В две пробирки налить по 1-2 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ и подкислить растворы 1 мл разбавленной H_2SO_4. Затем в одну пробирку прилить немного свежеприготовленного раствора сульфита натрия, во вторую – раствора нитрита калия. Как изменится окраска растворов?

Требования к результатам опыта:

1. Закончить уравнения реакций:

2. $K_2Cr_2O_7+Na_2SO_3+ H_2SO_4=$

$K_2Cr_2O_7+KNO_2+ H_2SO_4=$

2. Сделать вывод, какими свойствами – окислительными или восстановительными – обладают соединения хрома (VI).

Требования к оформлению отчетного материала:

Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе *(см. прил. А).*

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7]

Лабораторная работа № 18

«Получение соединений марганца. Исследование окислительных свойств соединений марганца»

Тема 3.3 р - элементы III и IV групп периодической системы элементов

Количество часов на выполнение**:** 2 часа

Цель работы: изучить химические свойства соединений марганца.

Реактивы: соль марганца, гидроксид натрия, серная кислота, азотная кислота, сульфат марганца, висмутат натрия, сульфат железа, перманганат калия, пероксид водорода.

Оборудование: пробирки, шпатель, спиртовка.

Задание: получить и исследовать кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксида марганца (II); провести реакцию разложения перманганата калия; выяснить, как влияет среда на характер протекания реакций с участием перманганата калия в качестве окислителя. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика проведения работы:

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида марганца (II)

В две пробирки налить по 1-2 мл раствора соли марганца (II) и в каждую добавить по каплям раствор щёлочи до образования осадка. Отметить его цвет. В одну из пробирок прилить раствор кислоты, другую оставить на воздухе и наблюдать изменение цвета осадка. Осадок сохранить для опыта 3.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнение реакции образования $Mn(OH)_2$.
2. Написать уравнение реакции растворения гидроксида марганца (II) в кислоте.
3. Написать уравнение реакции окисления гидроксида марганца (II) на воздухе до $MnO(OH)_2$
4. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах $Mn(OH)_2$.

Опыт 2. Восстановительные свойства соединений марганца (II)

В пробирку налить 2-3 мл раствора азотной кислоты (1:1) и 2-3 капли раствора $MnSO_4$, перемешать и на кончике шпателя добавить висмутата натрия $NaBiO_3$. По изменению окраски раствора определить образовавшееся соединение.

Требования к результатам опыта:

1. Закончить уравнение реакции: $MnSO_4 + NaBiO_3 + HNO_3 =$
2. Сделать вывод, какие свойства, окислительные или восстановительные, проявляют соединения марганца (II).

Опыт 3. Окислительные свойства соединений марганца (IV)

Приготовить 2-3 мл раствора сульфата железа (II), подкислить его 1-2 мл разбавленной H_2SO_4 и добавить к осадку, полученному в опыте 1. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнение реакции взаимодействия $MnO(OH)_2$ с $FeSO_4$ в кислой среде.
2. Сделать вывод, какие свойства, окислительные или восстановительные, проявляют соединения марганца (IV) в данной реакции.

Опыт 4. Разложение перманганата калия

В сухую пробирку поместить шпатель перманганата калия и нагреть на пламени спиртовки. К отверстию пробирки поднести тлеющую лучинку. Что наблюдается? Какой газ выделяется при разложении $KMnO_4$? Нагревание продолжить до прекращения выделения газа. Пробирку охладить и влить в неё 2-3 мл воды. По окраске образовавшегося раствора и осадка определить соединения.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнение реакции разложения $KMnO_4$ при нагревании и сделать вывод, к какому типу ОВР относится данная реакция.
2. Закончить уравнение реакции $K_2MnO_4 + H_2O =$ и сделать вывод, к какому типу ОВР относится данная реакция.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений марганца (VII)

<u>Окисление пероксида водорода</u>

Налить в пробирку 1-2 мл раствора $KMnO_4$, 0,5-1 мл раствора H_2SO_4 и 2-3 мл раствора пероксида водорода H_2O_2. Отметить обесцвечивание раствора и выделение газа.

<u>Окисление сульфата марганца (II)</u>

К 1-2 мл раствора сульфата марганца $MnSO_4$ по каплям прилить раствор перманганата калия до выделения бурого осадка MnO_2. При помощи универсальной индикаторной бумаги убедиться, что реакция раствора стала кислой.

Требования к результатам опыта:

1. Закончить уравнения реакций: $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 =$;

$MnSO_4 + KMnO_4 + H_2O =$

2. Сделать вывод, какие свойства, окислительные или восстановительные, проявляют соединения марганца (VII).

Опыт 6. Влияние среды на характер восстановления перманганата калия

В три пробирки налить по 2-3 мл раствора перманганата калия и добавить: в первую – 1-2 мл раствора H_2SO_4, во вторую – столько же воды, а в третью 1-2 мл концентрированной щёлочи. Во все три пробирки добавить по каплям раствор нитрита калия KNO_2 до исчезновения фиолетового окрашивания. По окраскам полученных растворов и осадков определить соединения марганца.

Требования к результатам опыта:

1. Закончить уравнения реакций:

$KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 =$;

$+KMnO_4 + KNO_2 + H_2O =$;

$KMnO_4 + KNO_2 + KOH =$

3. Сделать вывод о характерной степени окисления марганца в кислой, нейтральной и щелочной среде.

Требования к оформлению отчетного материала:

Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе (*см. приложение А*).

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 19

«Железо, кобальт, никель»

Тема 3.3 р - элементы III и IV групп периодической системы элементов

Количество часов на выполнение**:** 2 часа

Цель работы: изучить химические свойства соединений железа, кобальта, никеля.

Реактивы: раствора $FeSO_4$, гидроксид натрия, раствор $CoCl_2$, пероксид водорода H_2O_2, раствор $NiCl_2$, раствор перманганата калия $KMnO_4$, раствор иодида калия KI, хлорида железа (III) $FeCl_3$, гидроксид аммония.

Оборудование: пробирки, спиртовки, йодкрахмальная бумага.

Задание: получить гидроксиды железа (II), кобальта (II), никеля (II) и изучить их окислительно-восстановительные свойства; убедиться на опытах, что соединения железа (II) проявляют восстановительные, а железа (III) – окислительные свойства; получить комплексные соединения никеля и кобальта. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика проведения работы:

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида железа (II)

Налить в пробирку 1-2 мл свежеприготовленного раствора $FeSO_4$ и прилить такой же объем щелочи. Наблюдать выделение осадка. Через несколько минут наблюдается побурение осадка. Почему?

Требование к результатам опыта:

Написать уравнения реакций получения гидроксида железа (II) и окисление его на воздухе до $Fe(OH)_3$.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида кобальта (II)

Налить в две пробирки по 1-2 мл раствора $CoCl_2$, добавить 1-2 мл раствора щелочи. Наблюдать осаждение синей формы $Co(OH)_2$. Нагреть содержимое одной пробирки. Образуется $Co(OH)_2$ розового цвета. При стоянии на воздухе $Co(OH)_2$ окисляется до $Co(OH)_3$. Быстро ли происходит эта реакция?

В другую пробирку с $Co(OH)_2$ прилить несколько капель раствора пероксида водорода H_2O_2. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций получения гидроксида кобальта (II) и окисление его на воздухе до $Co(OH)_3$.

2. Написать уравнение реакции окисления $Co(OH)_2$ пероксидом водорода.

3. Сделать вывод о скорости окисления $Co(OH)_2$ под действием кислорода воздуха и пероксида водорода.

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида никеля (II)

В пробирку налить 1-2 мл раствора $NiCl_2$, добавить столько же раствора щелочи. Наблюдать образование осадка, отметить его цвет. Затем прилить несколько капель пероксида водорода. Изменяется ли цвет осадка?

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнение реакции получения гидроксида никеля (II).

2. Сделать вывод о характере изменения восстановительной активности в ряду $Fe(OH)_2$ – $Co(OH)_2$ – $Ni(OH)_2$.

Опыт 4. Восстановительные свойства иона Fe^{2+}

Налить в пробирку 1-2 мл свежеприготовленного раствора $FeSO_4$, добавить 1-2 мл разбавленной серной кислоты и прилить раствор перманганата калия $KMnO_4$. Почему происходит обесцвечивание?

Требования к результатам опыта:

1. Закончить уравнение реакции: $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 =$

2. Сделать вывод, какие свойства, окислительные или восстановительные, проявляют соединения железа (II).

Опыт 5. Окислительные свойства иона Fe^{3+}

К 1-2 мл раствора иодида калия KI прилить 1-2 мл хлорида железа (III) $FeCl_3$ до появления коричневой окраски раствора. Раствор разбавить до бледно-желтого цвета и опустить в него полоску йодкрахмальной бумаги. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции взаимодействия иодида калия с хлоридом железа (III).

2. Сделать вывод, какие свойства, окислительные или восстановительные, проявляют соединения железа (III).

Опыт 6. Получение комплексных соединений никеля

Налить в пробирку 1-2 мл раствора соли никеля (II), прилить раствор NH_4OH до образования осадка основной соли. К полученному осадку прилить избыток гидроксида аммония до растворения осадка. Наблюдать образование сине-фиолетового раствора аммиаката никеля.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнение реакции образования основной соли никеля (II).

2. Составить уравнение реакции образования комплексной соли никеля, учитывая, что координационное число никеля равно 4.

Требования к оформлению отчетного материала:

Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе (*см. приложение А*).

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Лабораторная работа № 20
«Коррозия металлов»

Тема 3.4 d - элементы VI, VII и VIII групп периодической системы элементов.

Количество часов на выполнение**:** 2 часа

Цель работы: изучить понятия «коррозия металлов», «химическая и электрохимическая коррозия», способы защиты металлов от коррозии.

Реактивы:

Оборудование:

Задание: провести опыты и выявить влияние образования гальванической пары на процесс растворения металла в кислоте; роль оксидной пленки в ослаблении коррозии; защитные свойства катодных и анодных покрытий. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Методика проведения работы:

Опыт 1. Влияние образования гальванической пары на процесс растворения металла в кислоте

В пробирку налить 2-3 мл разбавленной соляной кислоты и бросить в нее кусочек цинка. Что наблюдается? В этот раствор поместить медную проволоку, не дотрагиваясь до кусочка цинка. Выделение водорода на меди не происходит (почему?). Ввести медную проволоку глубже, до соприкосновения с цинком. На поверхности меди появляются пузырьки водорода.

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнение реакции взаимодействия цинка с соляной кислотой.

2. Составить схему гальванической пары, возникающей при контакте цинка с медью. Написать уравнения электродных и токообразующей реакций.

3. Сделать вывод, как влияет образование гальванопары на процесс растворения цинка в кислоте.

Опыт 2. Роль защитной пленки в ослаблении коррозии

В пробирку налить 1-2 мл концентрированного раствора щелочи и опустить туда алюминиевую проволоку. Примерно через минуту оксидная пленка растворится, после чего ополоснуть проволоку водой и поместить в раствор нитрата ртути. Алюминий как более активный металл вытесняет ртуть и образует с ней амальгаму (сплав алюминия с ртутью), препятствующую возникновению защитной пленки на поверхности алюминия.

Амальгамированный алюминий ополоснуть водой и оставить на воздухе. Через некоторое время наблюдать образование продукта коррозии – рыхлых хлопьев гидроксида алюминия.

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнение реакции взаимодействия алюминия с Hg(NO3)2.

2. Составить схему гальванопары (металлы – Al, Hg, электролит – H2O, O2), написать уравнения анодного и катодного процессов и токообразующей реакции. Указать продукт коррозии алюминия.

3. Сделать вывод о роли защитной пленки в ослаблении коррозии.

Опыт 3. Защитные свойства металлических покрытий

Налить в пробирку 2-3 мл раствора сульфата железа (II) и прибавить несколько капель гексацианоферрата (III) калия, который является реактивом на катион Fe2+. Наблюдать образование синего осадка KFe[Fe(CN)6].

В две пробирки налить по 2-3 мл раствора серной кислоты и по две капли раствора K3[Fe(CN)6]. В одну из пробирок опустить полоску оцинкованного железа, в другую – луженого железа. Через несколько минут в одной из пробирок (какой?) наблюдается интенсивное синее окрашивание.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнение качественной реакции на ион Fe2+:

FeSO4 + K3[Fe(CN)6] =

2. Составить схемы образующихся гальванопар (Fe – Zn; Fe – Sn) в кислой среде и написать уравнения электродных и токообразующих реакций.

3. Сделать вывод, какой металл разрушается в случае нарушения анодного и катодного покрытия.

Требования к оформлению отчетного материала:

Отчет оформить в соответствии с требованиями к оформлению отчета по лабораторной работе (*см. приложение А*).

Форма контроля: индивидуальное собеседование по отчету.

Ссылки на источники: [1-7].

Приложение А

Министерство науки и высшего образования РФ
ФГБОУ ВО
«Иркутский национальный исследовательский технический университет»
Филиал ФГБОУ ВО ИРНИТУ в г. Усолье-Сибирском

Отчет
по лабораторной работе №
по Общей и неорганической химии

_____

название работы

Проверил:
преподаватель _
«___»_____202 г.
Выполнил:
обучающийся группы _
_ Ф.И.О.
«___»_____202 г.