

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Щёкина Вера Витальевна

Должность: Ректор

Дата подписания: 23.11.2022 08:56:05

Уникальный программный ключ:

a2232a55157e576551a829701160c3af53989410420336ff6f573e434e57769



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ

федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования

«Благовещенский государственный педагогический университет»

ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА

Рабочая программа дисциплины

УТВЕРЖДАЮ

Декан естественно-географического
Факультета ФГБОУ ВО «БГПУ»

И.А. Трофимцова

«22» мая 2019 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ИЗБРАННЫЕ ГЛАВЫ ХИМИИ

Направление подготовки

44.04.01 ПЕДАГОГИЧЕСКОЕ ОБРАЗОВАНИЕ

Профиль

«ЕСТЕСТВЕННО-НАУЧНОЕ ОБРАЗОВАНИЕ»

Уровень высшего образования

МАГИСТРАТУРА

**Принята на заседании кафедры химии
(протокол № 8 от «15» мая 2019 г.)**

Благовещенск 2019

СОДЕРЖАНИЕ

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ

ЗАПИСКА.....Ошибка! Закладка не определена.

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ4

3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)7

4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ.....Ошибка! Закладка не определена.

5 ПРАКТИКУМ ПО

ДИСЦИПЛИНЕ.....Ошибка! Закладка не определена.

6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА.....37

7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ.....44

8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ.....45

9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ.....45

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА.....45

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ.....47

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

1.1 Цель дисциплины: сформировать фундаментальные знания в области неорганической, физической и органической химии.

1.2 Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Избранные главы химии» относится к дисциплинам части, формируемой участниками образовательных отношений блока Б1 (Б1.В.04).

Содержание дисциплины базируется на знаниях по общей и биологической химии, биологии, географии, полученных при обучении в вузе, а также органической химии за курс общеобразовательной школы. Усвоение данной дисциплины позволит расширить знания по всем дисциплинам естественнонаучного цикла.

1.3 Дисциплина направлена на формирование следующих компетенций ОПК-2, ПК-1:

- **ОПК-2.** Способен проектировать основные и дополнительные образовательные программы и разрабатывать научно-методическое обеспечение их реализации, **индикаторами** достижения которой являются:

- ОПК-2.1 Знает содержание основных нормативных документов, необходимых для проектирования ОП; сущность и методы педагогической диагностики особенностей обучающихся; сущность педагогического проектирования; структуру образовательной программы и требования к ней.

- ОПК-2.2 Умеет использовать методы педагогической диагностики; осуществлять проектную деятельность по разработке ОП; проектировать отдельные структурные компоненты ООП.

- **ПК-1.** Способен организовывать и реализовывать процесс обучения дисциплинам предметной области профиля магистратуры в образовательных организациях соответствующего уровня образования, **индикаторами** достижения которой является:

- ПК-1.3 Владеет предметным содержанием, методикой обучения дисциплинам предметной области профиля магистратуры в образовательных организациях соответствующего уровня образования; современными методами и технологиями обучения с учетом социальных, возрастных, психофизиологических и индивидуальных особенностей обучаемых в образовательных организациях разного уровня.

1.4 Перечень планируемых результатов обучения. В результате изучения дисциплины студент должен

- **знать:**

- методы и способы обработки информации результатов химического эксперимента, результатов наблюдений и измерений;

- информационные источники справочного, научного, нормативного характера;

- основные законы естественнонаучных дисциплин

- свойства простых и сложных веществ;

- **уметь:**

- обрабатывать, анализировать и обобщать результаты наблюдений и измерений;

- решать задачи, используя принципы и методы химии;

- объяснять зависимость свойств веществ от их состава и строения;
- проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet).

- владеть:

- навыками делать заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химии;
- приемами решения основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин;
- способами ориентации в профессиональных источниках информации (журналы, сайты, образовательные порталы);
- методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;

1.5 Общая трудоемкость дисциплины «Избранные главы химии» составляет 5 зачетные единицы (далее – ЗЕ) (180 часов).

Программа предусматривает изучение материала на лекциях и лабораторных занятиях. Предусмотрена самостоятельная работа студентов по темам и разделам. Проверка знаний осуществляется фронтально, индивидуально.

1.6 Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Объем дисциплины и виды учебной деятельности (очная форма обучения)

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр 1
Общая трудоемкость	180	5
Аудиторные занятия	38	
Лекции	8	
Лабораторные работы	30	
Самостоятельная работа	106	
Вид итогового контроля:	36	экзамен

(заочная форма обучения)

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр 1
Общая трудоемкость	180	180
Аудиторные занятия	20	20
Лекции	4	4
Лабораторные работы	16	16
Самостоятельная работа	151	151
Вид итогового контроля:	9	экзамен

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

Учебно-тематический план (очная форма обучения)

№ п/п	Тема и раздел программы	Всего	Виды учебных занятий		
			лек.	лаб.	сам.
1	Фундаментальные понятия в химии	6			6
2	Супрамолекулярная химия	10	2		8
3	Координационная химия	10	2		8

	Лабораторная работа №1 «Особенности получения комплексных соединений»	10		6	4
	Лабораторная работа №2 «Комплексные соединения d-элементов»	10		6	4
	Лабораторная работа №3 «Получение и разрушение комплексных соединений»	8		4	4
	Лабораторная работа №4 «Свойства комплексных соединений»	8		4	4
	Лабораторная работа №5 «Окислительно-восстановительные реакции»	8		4	4
4	Кислоты и основания	8			8
5	Химия кластеров, ультрадисперсных и наночастиц	8			8
	Коллоквиум 1	6			6
6	Методы активации химических реакций	8			8
7	Термобарический синтез	8			8
8	Распределения электронной плотности в органических молекулах и взаимное влияние атомов	10	2		8
	Лабораторная работа №6 «Зависимость свойств органических соединений от строения»	10		6	4
9	Промежуточные частицы в органических реакциях	10	2		8
	Коллоквиум 2	6			6
	Экзамен	36			
	Итого	180	8	30	106

Учебно-тематический план
(заочная форма обучения)

№ п/п	Тема и раздел программы	Всего	Виды учебных занятий		
			лек.	лаб.	сам.
1	Фундаментальные понятия в химии	6			8
2	Супрамолекулярная химия	10	2		8
3	Координационная химия	10			8
	Лабораторная работа №1 «Особенности получения комплексных соединений»	10		4	6
	Лабораторная работа №2 «Комплексные соединения d-элементов»	10		4	6
	Лабораторная работа №3 «Получение и разрушение комплексных соединений»	8		2	6
	Лабораторная работа №4 «Свойства комплексных соединений»	8		2	6

	Лабораторная работа №5 «Окислительно-восстановительные реакции»	8		2	6
4	Кислоты и основания	8			8
5	Химия кластеров, ультрадисперсных и наночастиц	8			8
	Коллоквиум 1	6			6
6	Методы активации химических реакций	8			8
7	Термобарический синтез	8			8
8	Распределения электронной плотности в органических молекулах и взаимное влияние атомов	10	2		8
	Лабораторная работа №6 «Зависимость свойств органических соединений от строения»	10		2	6
9	Промежуточные частицы в органических реакциях	10			10
	Коллоквиум 2	6			6
	Экзамен				36
	Итого	180	4	16	158

**Интерактивное обучение по дисциплине
(очная форма обучения)**

№	Наименование тем (разделов)	Вид занятия	Форма интерактивного занятия	Кол-во часов
1	Фундаментальные понятия в химии. Типы химических связей, валентность, степень окисления, координационные числа, межмолекулярные (невалентные) взаимодействия.	ЛК	Лекция с ошибками	2
2	Супрамолекулярная химия	ЛК	Лекция с ошибками	2
3	Основные понятия теории химической связи в комплексных соединениях (метод валентных связей, теория кристаллического поля, теория поля лигандов), типы лигандов и координационных соединений, особенности строения и изомерии, материалы на основе координационных соединений.	ЛР	Работа в малых группах	2
4	Кислоты и основания в неорганической, координационной и органической химии, суперкислоты, водные и неводные растворы и растворители, сверхкритические среды.	ЛК	Лекция-дискуссия	2
5	Химия кластеров, ультрадисперсных и наночастиц	ЛК	Учебные групповые дискуссии	2

6	Методы активации химических реакций: методы «мягкой» химии, темплатный синтез, эпитаксия, метод CVD, синтез в сверхкритических средах, золь-гель технология, твердофазный синтез	ЛК	Лекция-дискуссия	2
7	Термобарический синтез	ЛК	Учебные групповые дискуссии	2
	Итого			14/38 (32%)
	Итого	180	4	18
				158

**Интерактивное обучение по дисциплине
(заочная форма обучения)**

№	Наименование тем (разделов)	Вид занятия	Форма интерактивного занятия	Кол-во часов
1	Фундаментальные понятия в химии. Типы химических связей, валентность, степень окисления, координационные числа, межмолекулярные (невалентные) взаимодействия.	ЛК	Лекция с ошибками	2
2	Супрамолекулярная химия	ЛК	Лекция с ошибками	2
3	Основные понятия теории химической связи в комплексных соединениях (метод валентных связей, теория кристаллического поля, теория поля лигандов), типы лигандов и координационных соединений, особенности строения и изомерии, материалы на основе координационных соединений.	ЛР	Работа в малых группах	2
	Итого			6/20 (30 %)

3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)

1 ФУНДАМЕНТАЛЬНЫЕ ПОНЯТИЯ В ХИМИИ

Типы химических связей, валентность, степень окисления, координационные числа, межмолекулярные (невалентные) взаимодействия.

2 СУПРАМОЛЕКУЛЯРНАЯ ХИМИЯ

Основные понятия. Клатраты и соединения включения, газовые гидраты, соединения с макроциклическими лигандами, самосборка, самоорганизация, комплементарность, перспективы применения.

3 КООРДИНАЦИОННАЯ ХИМИЯ

Основные понятия теории химической связи в комплексных соединениях (метод валентных связей, теория кристаллического поля, теория поля лигандов), типы лигандов и координационных соединений, особенности строения и изомерии, материалы на основе координационных соединений.

4 КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ

Кислоты и основания в неорганической, координационной и органической химии, суперкислоты, водные и неводные растворы и растворители, сверхкритические среды.

5 ХИМИЯ КЛАСТЕРОВ, УЛЬТРАДИСПЕРСНЫХ И НАНОЧАСТИЦ

Химия кластеров, ультрадисперсных и наночастиц: особенности электронного строения, кратные связи металл-металл, цепи, металлополиэдры, магические числа, методы получения и стабилизации, материалы на основе кластерных соединений и наночастиц.

6 МЕТОДЫ АКТИВАЦИИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Методы активации химических реакций: методы «мягкой» химии, темплатный синтез, эпитаксия, метод CVD, синтез в сверхкритических средах, золь-гель технология, твердофазный синтез (общие положения), методы механохимической активации, дефекты и их классификация, синтез и модификация вещества в условиях экстремальных воздействий, плазмохимические методы синтеза, криохимия, синтез в условиях электромагнитного излучения различной интенсивности.

7 ТЕРМОБАРИЧЕСКИЙ СИНТЕЗ

Термобарический синтез: проблемы описания полиморфных модификаций и диаграммы состояния углерода, получение искусственных алмазов и алмазных пленок в квазигидростатических условиях, в режиме ударных волн, в условиях сдвиговых деформаций, из газовой фазы и на затравках, вероятные механизмы "прямого" и "каталитического" синтеза алмазов и пленок - роль металлов-катализаторов и природы исходного углеродного материала на РТ-условия фазового перехода. Методы синтеза кубического нитрида бора, диаграмма состояния и схемы механизмов образования в присутствии катализаторов фазового перехода. Нитриды кремния и углерода - новые сверхтвердые материалы, методы синтеза и кристаллизации.

8 РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ПЛОТНОСТИ В ОРГАНИЧЕСКИХ МОЛЕКУЛАХ И ВЗАИМНОЕ ВЛИЯНИЕ АТОМОВ

Распределения электронной плотности в органических молекулах и взаимное влияние атомов. Электронные представления в структурной теории органической химии. Квантово-механические основы теории строения. Ограниченность концепции в целочисленности связей. Понятие о резонансе.

9 ПРОМЕЖУТОЧНЫЕ ЧАСТИЦЫ В ОРГАНИЧЕСКИХ РЕАКЦИЯХ

Типы химических связей в органических соединениях (σ -, π -связь). Физические характеристики связей: энергия, длина, полярность, поляризуемость.

Гомолитический и гетероциклический разрыв связей.

Понятие о промежуточных частицах, строение промежуточных частиц (радикалы, карбокатионы, карбанионы).

Электронные эффекты заместителей (индуктивный, мезомерный), их влияние на устойчивость радикалов, карбокатионов и карбанионов. Способы изображения индуктивного и мезомерного эффектов. Резонансные структуры. Примеры групп с $+I$, $-I$, $+M$, $-M$ -эффектами.

4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Рабочая программа дисциплины призвана помочь студентам в организации самостоятельной работы по освоению курса «Избранные главы химии».

Программа содержит учебную программу дисциплины, составленную в соответствии с учебным планом по специальности и государственным образовательным стандартом ВО.

Учебно-методические материалы по подготовке лекционных и лабораторных занятий в пособии представлены по каждому разделу дисциплины в соответствии с программой дисциплины и последовательностью изучения курса. Учебно-методические материалы включают:

- 1) лекционный материал курса по каждой и теме.
- 2) план самостоятельной работы студентов, содержащий тему изучаемого материала, задания для самостоятельной работы, список основной литературы.
- 3) учебно-методические материалы по подготовке к лабораторным занятиям

Необходимым условием успешного освоения курса является систематическая подготовка к лабораторному занятию, заключающаяся в:

- изучение теоретического материала по конспекту лекции, учебнику, практикуму, дополнительной литературе;
- оформление лабораторных работ.

Выполнение упражнений даст возможность студентам глубже усвоить теоретический материал, применить полученные знания на практике, выработать прочные умения и навыки, необходимые химику.

**Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы
студентов по дисциплине
(очная форма обучения)**

№	Наименование раздела (темы)	Формы/виды самостоятельной работы	Количество часов, в соответствии с учебно-тематическим планом
1	Фундаментальные понятия в химии	Проработка конспектов лекций и дополнение его рекомендованной литературой. Подготовка к выполнению тестового задания	6
2	Супрамолекулярная химия	Проработка конспектов лекций и дополнение его рекомендованной литературой. Подготовка к выполнению тестового задания	8
3	Координационная химия	Подготовка к выполнению лабораторных работ. Подготовка к выполнению тестового задания	28
4	Кислоты и основания	Проработка конспектов лекций и дополнение его рекомендованной литературой. Подготовка к выполнению тестового задания	8
5	Химия кластеров, ультрадисперсных и наночастиц	Подготовка к коллоквиуму	14
6	Методы активации химических реакций	Проработка конспектов лекций и дополнение его рекомендованной литературой. Подготовка к выполнению тестового задания	8
7	Термобарический синтез	Проработка конспектов лекций и дополнение его рекомендованной литературой. Подготовка к выполнению тестового задания	8
8	Распределения электронной плотности в органических молекулах и взаимное влияние атомов	Подготовка к выполнению лабораторных работ	12

9	Промежуточные частицы в органических реакциях	Подготовка к коллоквиуму	14
	Итого		106

**Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы
студентов по дисциплине
(заочная форма обучения)**

№	Наименование раздела (темы)	Формы/виды самостоятельной работы	Количество часов, в соответствии с учебно-тематическим планом
1	Фундаментальные понятия в химии	Проработка конспектов лекций и дополнение его рекомендованной литературой. Подготовка к выполнению тестового задания	8
2	Супрамолекулярная химия	Проработка конспектов лекций и дополнение его рекомендованной литературой. Подготовка к выполнению тестового задания	8
3	Координационная химия	Подготовка к выполнению лабораторных работ. Подготовка к выполнению тестового задания	38
4	Кислоты и основания	Проработка конспектов лекций и дополнение его рекомендованной литературой. Подготовка к выполнению тестового задания	8
5	Химия кластеров, ультрадисперсных и наночастиц	Подготовка к коллоквиуму	14
6	Методы активации химических реакций	Проработка конспектов лекций и дополнение его рекомендованной литературой. Подготовка к выполнению тестового задания	8
7	Термобарический синтез	Проработка конспектов лекций и дополнение его рекомендованной литературой. Подготовка к выполнению тестового задания	8
8	Распределения электронной плотности в органических молекулах и взаимное влияние атомов	Подготовка к выполнению лабораторных работ	14
9	Промежуточные частицы в органических реакциях	Подготовка к коллоквиуму	16
	Итого		158

5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
ПЛАН ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ
(Очная форма обучения)

№	Темы	Вид занятий	К-во часов
1	Особенности получения комплексных соединений	ЛР	6
2	Комплексные соединения d-элементов	ЛР	6
3	Получение и разрушение комплексных соединений	ЛР	4
4	Свойства комплексных соединений	ЛР	4
5	Окислительно-восстановительные реакции	ЛР	4
6	Зависимость свойств органических соединений от строения	ЛР	6
			30

Лабораторная работа № 1 (6 часов)

Особенности получения комплексных соединений

Оборудование: штатив с пробирками, мерные пробирки, стеклянные палочки, пипетки.

Реактивы: бензол, гексацианоферрат(III) калия кристаллический, роданид аммония кристаллический, растворы: нитрат висмута 0,5 н, иодид калия 0,5 н и 0,1 н, нитрат ртути(II) 0,5 н, гидроксид натрия 2 н, сульфат (или хлорид) никеля(II) 0,5 н, 25% раствор аммиака, гексацианоферрат(II) калия 0,5 н, сульфат меди 0,5 н, соляная кислота 2 н, перманганат калия 0,5 н, хлорид (сульфат) кобальта(II) 0,5 н.

Ход работы:

Получение комплексных соединений.

Опыт 1. Получение соединений с комплексным анионом.

а) Получение тетраиодовисмутата(III) калия.

В пробирку к 3-4 каплям 0,5 н. раствора нитрата висмута прибавьте по каплям раствор 0,5 н. раствора иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута. Растворите этот осадок в избытке раствора иодида калия. Отметьте цвет полученного раствора. Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , I^- , Bi^{3+} ? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он может образовать в данном растворе сложный ион?

Напишите формулу координационного соединения и уравнения реакций его получения.

б) Получение тетраиодомеркурата(III) калия.

В две пробирки поместите по 2-3 капли 0,5 н. раствора нитрата ртути(II). Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а в другую добавьте 1-2 капли 0,5 н. раствора иодида калия до образования оранжевого осадка иодида ртути(II). Затем прилейте избыток иодида калия до полного растворения осадка. Испытайте растворы в обеих пробирках на присутствие ионов Hg^{2+} , добавив в каждую пробирку по 2 капли раствора гидроксида натрия.

Из какого раствора выпадает желтый осадок оксида ртути(II)? Почему во второй пробирке при действии щелочи осадок не выпадает?

Напишите уравнения проведенных реакций: образования иодида ртути и его взаимодействия с избытком иодида калия (координационное число иона Hg^{2+} равно четырем).

Напишите уравнения электролитической диссоциации нитрата ртути(II) и полученной комплексной соли - тетраиодомеркурата(II) калия.

Напишите выражение константы нестойкости для комплексного соединения.

Опыт 2: Получение соединений с комплексным катионом. Получение аммиачного комплекса никеля.

Получите осадок гидроксида никеля(II), внося в пробирку 1-2 мл 0,5 н. раствора сульфата никеля и такой же объем 2 н. раствора гидроксида натрия. К части осадка добавьте 0,5-1 мл 25%-ного раствора аммиака. Что происходит? Сравните окраску ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора. Присутствие каких ионов обуславливает окраску раствора?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций образования комплексного соединения никеля.

Опыт 3. Получение координационного соединения с комплексными анионом и катионом.

В пробирку внесите 1 мл 0,5 н. раствора гексацианоферрата(II) калия, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, и двойное количество 0,5 н. раствора сульфата никеля(II). К полученному осадку прилейте раствор аммиака (25 %) до полного растворения осадка. Содержимое пробирки перемешайте стеклянной палочкой.

Наблюдайте постепенное образование мелких бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Напишите уравнение реакции получения комплексного соединения.

Химические свойства комплексных соединений.

Опыт 4. Комплексные соединения в реакциях обмена. Взаимодействие гексацианоферрата(II) калия с сульфатом меди(II).

В пробирку внесите 1-1,5 мл 0,5 н. раствора сульфата меди и добавьте такой же объем 0,5 н. раствора комплексной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметьте цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата(II) меди. Напишите молекулярное и ионное уравнение реакции.

Опыт 5. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях.

а) Восстановление гексацианоферрата(III) калия.

В пробирку внесите 1,5-2 мл 0,1 н. раствора иодида калия, 0,5-1 мл 2 н. соляной кислоты и 0,5 мл бензола. Отметьте, что бензол остается бесцветным. Добавьте несколько кристаллов комплексной соли железа(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и перемешайте раствор стеклянной палочкой. По изменению окраски бензола убедитесь в выделении свободного иода.

Напишите уравнение реакции взаимодействия гексацианоферрата(III) калия с иодидом калия, учитывая, что $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ переходит при этом в $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Указать окислитель и восстановитель.

Какие ионы в комплексном соединении изменили степень окисления?

б) Окисление гексацианоферрата(III) калия

Поместите в пробирку 0,5-1 мл 0,5 н. раствора перманганата калия, добавьте несколько капель 2 н. раствора серной кислоты и добавьте по каплям 0,5 н. раствор гексацианоферрата(II) калия до обесцвечивания раствора.

Обесцвечивание раствора происходит вследствие восстановления перманганата калия до сульфата марганца(II). При этом комплексное соединение $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ окисляется до $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Напишите уравнение реакции окисления. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 6. Устойчивость комплексного иона. Реакции обмена лигандами. Внесите в пробирку 1 мл хлорида (сульфата) кобальта(II) и прибавьте несколько кристаллов раствора роданида аммония NH_4CNS . Наблюдайте образование комплексного соединения синего цвета:



Добавьте в пробирку воды. Что наблюдаете? Сравните полученный раствор с раствором хлорида кобальта. Сравните устойчивость роданидного и аквакомплекса кобальта.

Лабораторная работа № 2 (6 часов)

Комплексные соединения d-металлов

Опыт 1. Влияние электронной конфигурации комплексообразователя на окраску комплексов

В сильно подкисленные растворы соединения титана(IV), молибдата (полимолибдата) аммония и вольфрамата аммония внесите по одной грануле цинка. При необходимости растворы кратковременно нагрейте до кипения. Объясните изменение окраски растворов, имея в

виду восстановление Ti^{4+} до Ti^{3+} , MoO_4^{2-} до MoO_3^- и WO_4^{4-} до WO_3^{3+} .

Опыт 2. а) Влияние природы лигандов на окраску комплексов

Безводный сульфат меди(II) растворите в воде. Затем к полученному раствору прилейте раствор аммиака. Объясните окраску полученных растворов. Напишите реакции образования соответствующих комплексных катионов.

б) Сравнение окраски кристаллогидратов и безводных солей. В фарфоровых тиглях (лодочках) нагревайте кристаллогидраты состава $CoCl_2 \cdot 6H_2O$, $CoSO_4 \cdot 7H_2O$, $CrCl_3 \cdot 6H_2O$, $NiSO_4 \cdot 7H_2O$ до образования безводных солей. Отметьте различие в окраске исходных кристаллогидратов и образовавшихся безводных солей. После охлаждения смочите безводные соли водой. Объясните наблюдаемые изменения окраски.

Опыт 3. Растворение осадков малорастворимых соединений за счет комплексообразования

а) Осадок $AgBr$, полученный по обменной реакции, разделите пополам и поместите в две пробирки. На одну часть подействуйте раствором аммиака на вторую - раствором тиосульфата натрия. Объясните происходящее и напишите реакции.

б) Объясните, почему из раствора, содержащего комплексные ионы состава $[Ag(CN)_2]^-$, серебро(I) в форме $AgCl$ не осаждается, тогда как взаимодействие с сульфид-ионами приводит к образованию осадка Ag_2S .

Опыт 4. Сравнительная устойчивость комплексов. В трех пробирках получите аммиачный, тиосульфатный и нитритный комплексы серебра(I). К растворам полученных комплексных соединений прилейте по каплям раствор хлорида натрия. В две пробирки, в которых не выпал осадок, добавьте раствор бромид калия. В последнюю пробирку без осадка прилейте раствор иодида калия. Объясните наблюдаемое с учетом различий в значениях общих констант устойчивости комплексов и произведений растворимости галогенидов серебра(I).

Опыт 5. Окислительные свойства перманганат-иона

а) В три пробирки поместите равные объемы разбавленного раствора $KMnO_4$. Затем в одну из них прилейте разбавленную серную (или соляную) кислоту, во вторую - воду и в третью - концентрированный раствор щелочи. Затем в каждую из пробирок прилейте раствор Na_2SO_3 . (В пробирку со щелочным раствором следует добавить большой избыток Na_2SO_3). Объясните различное поведение раствора $KMnO_4$ в зависимости от pH среды и напишите соответствующие реакции.

б) Окисление производных Mn перманганат-ионами. К разбавленному раствору $KMnO_4$ прилейте раствор $MnSO_4$. Объясните происходящее, напишите и уравняйте соответствующую реакцию.

Опыт 6. Свойства соединений железа(II) и железа(III)

а) Восстановительные свойства соединений железа(II). К растворам соли железа(II) подкисленным разбавленной серной кислотой, в отдельных пробирках прилейте раствор $KMnO_4$ и $K_2Cr_2O_7$. Опишите наблюдаемые изменения и запишите соответствующие реакции.

б) Сравнительная устойчивость роданидного, фторидного и цианидного комплексов железа(III). К раствору соли железа(III) прилейте несколько капель раствора роданида калия или аммония. К полученному раствору добавьте фторид натрия. Объясните наблюдаемые изменения и запишите реакции.

в) К раствору гексацианоферрата(III) калия добавьте раствор роданида калия или аммония. Объясните неизменность окраски раствора.

г) Качественные аналитические реакции на железо(II) и железо(III)

К свежеполученному раствору $FeSO_4$ прилейте в отдельных пробирках раствор $K_4[Fe(CN)_6]$ (желтая кровяная соль) и $K_3[Fe(CN)_6]$ (красная кровяная соль). В каком случае наблюдаются изменения и в чем их причина. Приведите соответствующую химическую реакцию.

Те же самые опыты проведите в отношении раствора соли железа(III). Отметьте, в каком случае наблюдаются изменения и в чем их причина. Приведите соответствующую химическую реакцию. Укажите, какая из комплексных солей является селективным качественным

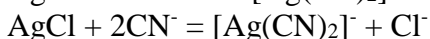
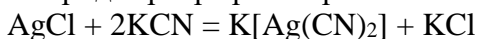
реагентом на железо(II) и железо(III). Приведите названия образующихся осадков характерного цвета.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3 (4 часа)

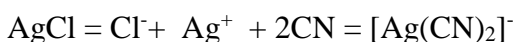
Получение и разрушение комплексных соединений

Образование и разрушение комплекса объясняется смещением равновесия его диссоциации и объясняется принципом ЛеШателье. Равновесие диссоциации иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$ смещается в сторону образования комплекса (влево) при увеличении концентрации ионов Ag^+ и NH_3 . При этом образуются соединения, в которых центральный атом или лиганд связаны более прочно, чем в исходном комплексе. Многие комплексные соединения хорошо растворимы в воде, поэтому комплексообразование используется для перевода в раствор труднорастворимых соединений.

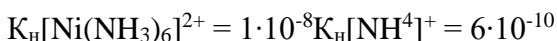
Хлорид серебра растворяется в избытке цианида калия:



Это связано с тем, что ион серебра в ионе $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ связан более прочно, чем в AgCl .



При добавлении азотной кислоты к $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ происходит разрушение комплекса, о чём свидетельствует изменения окраски раствора. Это связано с образованием катиона аммония, в котором аммиак связан с катионом водорода более прочно, чем с катионом никеля.

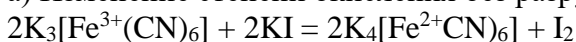


При избытке H^+

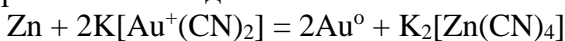
Комплексные соединения могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях. При этом изменяется степень окисления центрального атома.

Возможны реакции двух типов:

а) Изменение степени окисления без разрушения комплекса



б) Изменение степени окисления с разрушением комплекса в результате восстановления центрального иона до металла



Порядок выполнения работы

Опыт 1. Различие между двойной и комплексной солью.

Налейте в пробирку 10-12 капель раствора FeCl_3 и добавьте по каплям раствор роданида калия KCNS . Наблюдайте появление кроваво-красного окрашивания вследствие образования роданида железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Данная реакция позволяет обнаружить в растворе ионы железа Fe^{3+} .

В одну пробирку налейте 10-12 капель калия гексацианоферрита(3+) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а в другую – 10-12 капель раствора железо-аммонийных квасцов $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. В обе пробирки по каплям добавьте раствор KCNS . Наблюдайте цвет растворов в пробирках. На основании этого сделать заключение, какая из взятых солей является двойной, а какая – комплексной.

Опыт 2. Образование и разрушение комплексных ионов.

Получение аммиачного комплекса меди.

а) Налейте в пробирку 10-12 капель раствора сульфата меди(II) и добавьте по каплям 25%-й раствор аммиака. Наблюдайте первоначальное образование осадка гидросульфата

меди и последующее его растворение в избытке аммиака с образованием окрашенного раствора комплексной соли.

б) К полученному раствору добавьте небольшое количество раствора соляной кислоты. Наблюдайте изменение окраски раствора.

(Координационное число Cu^{2+} равно 4.)

Получение аммиачного комплекса серебра.

а) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора нитрата серебра и столько же раствора хлорида натрия. Полученный осадок растворите, получив раствор комплексной соли серебра. Для этого добавьте несколько капель концентрированного раствора аммиака.

б) Полученный раствор комплексной соли серебра разлейте в две пробирки. В одну пробирку добавьте раствор хлорида натрия, в другую – раствор йодида калия. Наблюдайте отсутствие осадка в первой пробирке и его наличие во второй.

(Координационное число Ag^+ равно 2, $\text{IP}(\text{AgCl}) = 1 \cdot 10^{-10}$, $\text{IP}(\text{AgI}) = 1 \cdot 10^{-16}$, $K_n[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 9,3 \cdot 10^{-8}$.)

Получение гидроксокомплекса цинка.

а) Налейте в пробирку 2-3 мл раствора сульфата цинка и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до появления осадка. К раствору с осадком добавьте избыток щёлочи до полного растворения осадка в результате образования раствора комплексной соли.

б) К полученному раствору добавьте 3-4 капли раствора серной кислоты. Наблюдайте появление осадка в виде помутнения раствора.

(Координационное число Zn^{2+} равно 4.)

Получение роданидного комплекса железа.

В первую пробирку налейте 2-3 мл раствора хлорида железа (III), а во вторую – столько же раствора калия гексацианоферрита (3+). В каждую пробирку добавьте несколько капель раствора роданида калия. Наблюдайте изменение цвета раствора только в первой пробирке. На основании опыта сделайте вывод о том, какой из двух комплексов железа (3+) более устойчив – цианидный или роданидный?

Получение аммиачного комплекса никеля.

Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата никеля и добавьте по каплям концентрированный раствор аммиака. Наблюдайте осадок сульфата никеля и последующее его растворение вследствие образования раствора комплексной соли.

К полученному раствору добавьте равный объём насыщенного раствора бромиды калия и наблюдайте образование осадка гексаамминникеля (2+) бромида. Затем к осадку добавьте раствор соляной кислоты. Отметьте растворение осадка и изменение цвета раствора. На основании результатов опыта сделайте вывод о том, какое соединение аммиака – $[\text{NH}_4]^+$ или $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ более устойчиво в данных условиях.

Опыт 3. Окислительно – восстановительные реакции с участием комплексных соединений.

а) Налейте в пробирку 1 мл раствора перманганата калия, добавьте равный объём раствора серной кислоты, а затем по каплям раствор калия гексацианоферрата (2+). Наблюдайте изменение окраски раствора.

б) Получите диаминаргенто (1+) хлорид (Опыт 3.2.2а). В раствор опустите кусочек металлического цинка. Что наблюдается?

в) Получите тетраамминмеди (2+) сульфат (Опыт 3.2.1.а). В раствор опустите кусочек металлического цинка. Что наблюдается на поверхности цинка?

г) Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида кобальта и 2 мл раствора аммиака. Отметьте цвет образовавшегося аммиачного комплекса кобальта (2+). К полученному раствору добавьте 1 мл раствора хлорида аммония и 2 мл раствора пероксида водорода. Содержимое пробирки нагрейте. Как изменяется цвет раствора вследствие окисления Co^{2+} до Co^{3+} ?

(Координационное число Co^{2+} и Co^{3+} равно 6.)

Опыт 4. Влияние концентрации раствора на комплексообразование.

Налейте в пробирку 10-12 капель раствора CoCl_2 , добавьте по каплям насыщенный раствор KCNS . Наблюдайте изменение цвета раствора.

К полученному раствору по каплям добавляйте дистиллированную воду и наблюдайте за изменением цвета.

(Координационное число Co^{2+} равно 4.)

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4 (4 часа)

Свойства комплексных соединений

Цель работы:

Ознакомление со свойствами комплексных соединений и двойных солей; получение комплексов различного типа; изучение устойчивости комплексных соединений с помощью качественных реакций.

Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Хлорид хрома(III). Тиоцианат аммония. Растворы: хлорида аммония (насыщ.), тиоцианата аммония (0,1 М), хлорида натрия (0,1 М), хлорида калия (0,1 М), тиоцианата калия (0,1 М), тиосульфата натрия (0,1 М), сульфита натрия (0,1 М), иодида калия (0,1 М), сульфата меди (0,1 М), нитрата серебра (0,1 М), сульфата цинка (0,1 М), сульфата кадмия (0,1 М), нитрата ртути(II) (0,1 М), хлорида бария (0,1 М), сульфата алюминия (0,1 М), хлорида олова(II) (0,1 М), нитрата свинца (0,1 М), сульфата хрома (0,1 М), соли Мора (0,1 М), хлорида железа(III) (0,1 М), сульфата кобальта (0,1 М), хлорида кобальта (насыщ.), сульфата никеля (0,1 М), соляной кислоты (конц.), аммиака (0,1 М), гексацианоферрата(II) калия, гексацианоферрата(III) калия, аммониево-железных квасцов. Сероводородная вода.

ОПЫТ 1. Свойства двойных и комплексных солей

В три пробирки поместить по 3 капли раствора аммониево-железных квасцов $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. В четвертую пробирку поместить 3 капли гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В первую пробирку прибавить 2 капли раствора тиоцианата аммония NH_4SCN , во вторую – 2 капли раствора хлорида бария BaCl_2 , в третью – 3 капли раствора гидроксида натрия (содержимое этой пробирки нагреть до появления запаха аммиака), в четвертую – 2 капли тиоцианата аммония.

Во всех ли пробирках происходит реакция? Написать уравнения диссоциации двойной и комплексной солей, молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых обнаруживались ионы солей в растворе. Написать выражение константы нестойкости комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, найти в таблице ее числовое значение и сделать вывод об устойчивости этого иона в растворе.

ОПЫТ 2. Свойства аквакомплексов

А. Поместить в небольшой тигель 1 микрошпатель медного купороса. Слабо прокалить содержимое тигля. Обратит внимание на изменение цвета кристаллов. После того как тигель остынет, добавить 1 – 2 капли воды, отметить изменение окраски раствора. Написать уравнения реакций.

Б. В пробирку поместить 1 микрошпатель кристаллогидрата хлорида кобальта(II) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, осторожно нагреть. Наблюдать изменение цвета, соответствующее реакции отщепления воды.



Охладить пробирку и прибавить несколько капель раствора NaOH . Записать наблюдения.

ОПЫТ 3. Получение и свойства некоторых аммиакатов

А. Поместить в пробирку 3 капли сульфата меди(II) CuSO_4 , затем прибавить 2 капли гидроксида аммония NH_4OH .

Наблюдать выпадение осадка гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Отметить цвет осадка и записать уравнение реакции.

К полученному осадку прибавить избыток концентрированного раствора NH_4OH . Что наблюдается? Записать уравнение реакции получения сульфата тетраамминомеди(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

Прибавить к полученному раствору 3 – 5 капель сероводородной кислоты H_2S . Написать уравнение реакции и объяснить выпадение черного осадка, учитывая, что $\text{PP}_{\text{CuS}} = 8,5 \cdot 10^{-45}$.

Б. К 1 капле раствора нитрата серебра AgNO_3 прибавить 2 капли раствора хлорида калия KCl или натрия NaCl . К полученному осадку прибавить раствор гидроксида аммония NH_4OH до полного растворения осадка хлорида серебра AgCl . Написать уравнения реакций.

В пробирку с полученным раствором хлорида диаминосеребра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ прибавлять по каплям разбавленной азотной кислоты HNO_3 (3 – 5 капель). Написать уравнение реакции и объяснить образование осадка при прибавлении HNO_3 .

В. К 3 каплям раствора соли никеля(II) добавлять по каплям водный раствор аммиака NH_4OH до растворения выпадающей в осадок основной соли. Отметить цвет получившегося раствора. Записать уравнения реакций (координационное число Ni^{2+} равно 6).

ОПЫТ 4. Получение и свойства ацидокомплексов

А. В пробирку внести 2 – 3 капли раствора нитрата ртути(II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и добавлять по каплям раствор иодида калия KI , до образования осадка иодида ртути HgI_2 . Отметить цвет осадка. К осадку добавить избыток раствора KI до растворения осадка. Написать уравнение реакции взаимодействия HgI_2 с избытком иодида калия (координационное число Hg^{2+} равно 4). Написать уравнение диссоциации полученного комплексного иона.

Полученный раствор тетраиодогидраргирата(II) калия $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ разделить на две части. К одной части добавить несколько капель раствора щелочи, а к другой – сероводородной воды H_2S . Отметить наблюдения и объяснить полученные результаты.

Б. Получить осадок AgCl . Затем по каплям прибавлять раствор тиосульфата натрия до полного растворения осадка. Написать уравнение реакции получения дитиосульфатоаргентата натрия. (Координационное число иона Ag^+ равно 2.)

В. К 1 – 2 каплям раствора сульфата меди CuSO_4 добавить столько же раствора гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить цвет образовавшегося осадка и написать уравнения реакций.

Г. К 1 – 2 каплям раствора хлорида железа(III) FeCl_3 прибавить столько же раствора гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

К 1 – 2 каплям свежеприготовленного раствора сульфата железа(II) FeSO_4 прибавить 1 – 2 капли гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить наблюдения и написать для обоих опытов уравнения реакций, учитывая, что в первом опыте получится гексацианоферрат(II) железа(III) калия $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ («берлинская лазурь»), а во втором — гексацианоферрат(III) железа(II) калия («турнбуллева синь»), имеющего такую же формулу.

ОПЫТ 5. Образование гидроксокомплексов

В три пробирки поместить отдельно растворы солей цинка, хрома(III) и алюминия. В каждую из них добавлять по каплям раствор щелочи. Наблюдать вначале выпадение осадков, а затем их растворение в избытке щелочи. Написать уравнение реакции образования растворимых гидроксокомплексов, содержащих ионы $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5 (4 часа)

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы:

Проведение качественных опытов, раскрывающих окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ.

Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Бромид калия. Иодид калия. Сульфит натрия. Тригидрат нитрата меди(II). Растворы: хлорида железа(III) (1 М), хлорида железа(II) (1 М), хлорида олова(IV) (1 М), хлорида олова(II) (1 М), гексацианоферрата(III) калия (1 М), серной кислоты (2 М), перманганата калия (0,05 М), дихромата калия (1 М), гидроксида калия (40 %-ный), сульфита натрия (0,1 М), иодида калия (0,1 М), нитрита натрия (0,1 М), соли Мора, тиоцианата аммония (0,1 М), серной кислоты (конц.), гексацианоферрата(II) калия (0,1 М), хлорида калия (0,1 М),

сульфата меди(II) (0,1 М), хлорида бария (0,1 М). Сероводородная вода, хлорная вода, бромная вода, иодная вода.

ОПЫТ 1. Окислительные свойства перманганата калия в разных средах

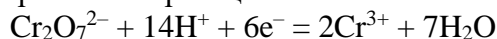
В три пробирки внести по 3 – 4 капли раствора перманганата калия KMnO_4 . Затем в первую добавить 3 – 4 капли разбавленного раствора H_2SO_4 , во вторую – 3 – 4 капли воды, в третью – 3 – 4 капли концентрированного раствора KOH .

В каждую пробирку внести раствор сульфита натрия Na_2SO_3 до изменения цвета раствора.

Отметить наблюдаемые изменения. Написать уравнения реакций между KMnO_4 и Na_2SO_3 в кислой, нейтральной и щелочной средах. Рассчитать ЭДС реакций, используя таблицу стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Сделать заключение об окислительной способности перманганата в разных средах.

ОПЫТ 2. Окислительные свойства дихромата калия

Определить возможность протекания реакции



при использовании в качестве восстановителей – иодида калия KI , сероводородной воды H_2S и нитрата натрия NaNO_2 , рассчитав ЭДС каждой реакции. Подтвердить правильность ответа опытным путем. Для этого в три пробирки внести по 3 – 4 капли раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и по 3 – 4 капли разбавленного раствора H_2SO_4 . В первую пробирку добавить раствор иодида калия KI , во вторую – раствор сероводорода H_2S , в третью – раствор нитрита натрия NaNO_2 до появления устойчивой окраски. Записать наблюдения и уравнения реакций.

ОПЫТ 3. Влияние комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства веществ

Стандартный окислительно-восстановительный потенциал для простых ионов железа больше, чем для цианидных комплексных ионов.

По значениям E^0 определить:

1) какие ионы – Fe^{2+} или $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ – могут быть окислены йодной водой;

2) какие ионы – Fe^{3+} или $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ – способны окислить иодид-ионы. Ответ подтвердить экспериментально.

Для этого в две пробирки внести по 3 – 4 капли йодной воды. В одну пробирку добавить 3 – 4 капли раствора соли, содержащей Fe^{2+} , в другую – 3 – 4 капли раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В какой пробирке наблюдается обесцвечивание йодной воды?

В две другие пробирки внести 3 – 4 капли раствора иодида калия KI , подкислить разбавленным раствором H_2SO_4 . Затем в одну пробирку добавить 3 – 4 капли раствора хлорида железа(III) FeCl_3 , в другую – 3 – 4 капли раствора гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

В какой пробирке выделяется свободный иод? Сделать вывод о влиянии комплексообразования на окислительные способности ионов Fe^{3+} .

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6 (6 часов)

Зависимость свойств органических соединений от строения

Цель работы: изучить влияние строения органических соединений на их свойства

ОПЫТ 1. Свойства жидких алкенов

Реактивы: бензин, бромная вода (насыщенный раствор), 2-процентный раствор KMnO_4 , 10-процентный раствор карбоната натрия, керосин (бензин), концентрированная серная кислота.

Оборудование: штатив с пробирками.

Для опытов с жидкими алкенами можно использовать бензин или керосин, так в их состав входят различные непредельные углеводороды.

В три пробирки наливают по 1 мл керосина (или бензина). В первую добавляют несколько капель раствора брома. Полученную смесь осторожно нагревают на водяной бане. Наблюдают исчезновение жёлтой окраски.

Рассмотрите механизм присоединения брома к гексену-1.

Во вторую пробирку добавляют 1 мл раствора перманганата калия, подщелоченного раствором карбоната натрия.

Опишите наблюдаемые явления. Составьте уравнение реакции, подберите коэффициенты методом электронного баланса или ионно-электронным методом.

В третью пробирку приливают 1 мл конц. серной кислоты и взбалтывают несколько минут до образования однородного раствора (при сильном разогревании пробирку следует охладить).

Рассмотрите механизм реакции присоединения серной кислоты к 2-метилбутену. Какое практическое значение имеет эта реакция?

ОПЫТ2. Получение и свойства ацетилена

Реактивы: карбид кальция (кусочки), бромная вода (насыщенный раствор), 1-процентный раствор перманганата калия, 10-процентный раствор карбоната натрия, 1-процентный раствор нитрата серебра, 5-процентный раствор аммиака, аммиачный раствор хлорида меди (I). Оборудование: прибор для получения ацетилена, изогнутые газоотводные трубки, короткие прямые газоотводные трубки с оттянутым концом, крышки от тиглей, фильтровальная бумага, штатив с пробирками.

1) Получение ацетилена и его горение (тяга!). В пробирку помещают кусочек карбида кальция, приливают около 1 мл воды и сразу же закрывают ее пробкой с газоотводной трубкой, имеющей оттянутый конец (рис. 3.). Поджигают выделяющийся ацетилен у конца газоотводной трубки. Наблюдают характер пламени. Затем меняют газоотводную трубку: закрывают пробирку, из которой выделяется ацетилен, изогнутой газоотводной трубкой с широким отверстием и снова поджигают ацетилен. Вносят в пламя крышку от тигля. На крышке образуется черное пятно сажи. Напишите уравнения реакций получения ацетилена из карбида кальция и горения ацетилена (полное и неполное сгорание). Вычислите процентное содержание углерода и водорода в ацетилене. Имеет ли ацетилен запах?

2) Реакция ацетилена с бромной водой. Закрывают пробирку с карбидом кальция и водой пробкой с изогнутой газоотводной трубкой и пропускают ацетилен через бромную воду. Объясните, почему обесцвечивание бромной воды происходит значительно медленнее, чем при реакции с этиленом.

Напишите уравнение реакции ацетилена с бромом.

3) Окисление ацетилена перманганатом калия. В пробирку наливают 1 мл раствора перманганата калия, добавляют такой же объем раствора соды и затем пропускают через полученный раствор ацетилен. Постепенно фиолетовая окраска раствора исчезает, появляется хлопьевидный осадок оксида марганца (IV) бурого цвета. При окислении ацетилена происходит образование смеси веществ, частично происходит полное окисление до оксида углерода (IV).

Напишите уравнение реакции окисления ацетилена перманганатом калия до щавелевой кислоты HOOC-COOH . Подберите коэффициенты.

4) Получение металлических производных ацетилена – ацетиленидов. Работа с ацетиленидами требует особой осторожности. В сухом виде при слабом нагревании или при ударе они взрываются с большой силой, поэтому ацетилениды нельзя высушивать полностью. Особенно опасен в сухом виде ацетиленид серебра.

5) Получение ацетиленида меди (I). В пробирку наливают 2-3 мл бесцветного аммиачного раствора хлорида меди $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ и пропускают через раствор ацетилен. Раствор окрашивается в красно-бурый цвет, затем выпадает красно-бурый осадок ацетиленида меди (I). Эту очень чувствительную реакцию применяют для обнаружения даже следов ацетилена. Смачивают полоску фильтровальной бумаги аммиачным раствором хлорида меди (I) и вносят ее в отверстие пробирки, из которой выделяется ацетилен. Появляется красно-бурое окрашивание.

Напишите уравнение реакции образования ацетиленида меди (I). Какие свойства ацетилена проявляются в этой реакции?

б) Получение ацетиленида серебра. В пробирку наливают 2 мл 1-процентного раствора нитрата серебра и прибавляют по каплям 5-процентный раствор аммиака до полного растворения образующегося вначале осадка оксида серебра. Через полученный бесцветный раствор пропускают ацетилен. Выпадает желтовато-серый осадок ацетиленида серебра (окраска обусловлена примесями). Осадок отфильтровывают, промывают небольшим количеством воды, отжимают в фильтровальной бумаге, переносят на кусочек сухой фильтровальной бумаги. И осторожно нагревают на асбестовой сетке. (Тяга! Защитные очки!) Ацетиленид разлагается со взрывом. Остатки его уничтожают помещением вместе с фильтровальной бумагой в стакан с водой и добавлением концентрированной соляной или азотной кислоты ($1/4 - 1/5$ от объема воды).

Напишите уравнения реакций получения аммиачного раствора гидроксида серебра и ацетиленида серебра. Будут ли образовываться ацетилениды меди (I) и серебра бутин-1 и бутин-2? Напишите уравнения реакций разложения ацетиленида серебра при нагревании (взрыв) и при действии соляной кислотой.

ОПЫТ 3. Образование и гидролиз алкоголятов натрия

Реактивы: этиловый спирт (абсолютный), пропиловый (или изопропиловый) спирт, амиловый (или изоамиловый) спирт, металлический натрий, 1-процентный спиртовой раствор фенолфталеина.

Оборудование: прямые газоотводные трубки с оттянутыми концами.

В три сухие пробирки наливают по 2 мл спиртов: в первую – абсолютный этиловый, во вторую – пропиловый (или изопропиловый), в третью – амиловый (или изоамиловый). В каждую пробирку вносят по маленькому кусочку (размером с горошину) очищенного от оксидного слоя металлического натрия. Пробирки закрывают пробками с газоотводными трубками, концы которых оттянуты.

Почему для этого опыта нельзя брать ректификат, а нужно брать абсолютный спирт? Отметьте, в какой пробирке реакция идет наиболее интенсивно, а в какой – медленно.

Через 1-2 минуты после начала реакции поджигают выделяющийся газ у отверстий газоотводных трубок. Если реакция этанола с натрием сильно замедлится, можно слегка подогреть пробирку.

Напишите уравнения реакций спиртов с металлическим натрием. Как разрывается связь О-Н в этой реакции? Какие свойства спиртов (основные, кислотные) проявляются в реакции с металлическим натрием? Почему спирты реагируют с натрием спокойнее, чем вода?

В пробирки добавляют по 1 капле раствора фенолфталеина. Изменяется ли окраска индикатора?

Доводят реакцию этанола с натрием до конца. Для этого открывают пробирку (снимают пробку) и осторожно подогревают ее. На дне пробирки образуется белый твердый этилат натрия, (кусочков натрия в пробирке быть не должно!) Добавляют в пробирку 1-1,5 мл воды и растворяют в ней этилат натрия. Если окраска не появляется, добавляют 1 каплю раствора фенолфталеина.

Напишите уравнение реакции этилата натрия с водой. Объясните, почему появляется окраска при добавлении фенолфталеина.

ОПЫТ 4. Свойства глицерина и этиленгликоля

Реактивы: глицерин, этиленгликоль, 2-процентный раствор сульфата меди (II), 10-процентный раствор гидроксида натрия, раствор серной кислоты (1:1), гидросульфат калия.

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

1) Получение глицерата меди и гликолята меди. В пробирку наливают 3-4 капли 2-процентного раствора CuSO_4 и 2-3 мл 10-процентного раствора NaOH . К образовавшемуся осадку голубого цвета приливают несколько капель глицерина и смесь перемешивают. Осадок растворяется, и появляется васильковое окрашивание раствора от образующегося комплексного соединения – глицерата меди. Напишите уравнения происходящих реакций, укажите, какие свойства глицерина проявляются.

Опыт повторяют, но вместо глицерина вводят в реакцию этиленгликоль. Напишите уравнение реакции образования гликолята меди.

Прodelайте аналогичную реакцию с раствором глюкозы и сахарозы

ОПЫТ 5. Окисление ароматических углеводов

Реактивы: бензол, толуол, 5-процентный раствор перманганата калия, 2н раствор серной кислоты, бензоат натрия.

Оборудование: водяная баня.

В две пробирки помещают по 1 мл раствора перманганата калия и по 1 мл разбавленной серной кислоты. Затем в одну из них добавляют бензол, а в другую – толуол. Пробирки закрывают пробками с вертикальными газоотводными трубками и нагревают на водяной бане. В одной из пробирок наблюдается побурение и выпадение осадка, а в другой не происходит никаких изменений.

Напишите уравнение реакции перманганата калия с толуолом. Объясните причину различного отношения бензола и толуола к перманганату калия. Следует заметить, что бензол может содержать примеси, способные изменять окраску перманганата калия, поэтому для опыта следует брать предварительно очищенный бензол.

ОПЫТ 6. Бромирование ароматических углеводов

Реактивы: бензол, толуол, бромная вода, бром, четыреххлористый углерод.

Оборудование: водяная баня, синяя лакмусовая бумага.

1) Бромирование бензола (тяга!). В две пробирки помещают по 1 мл бензола и 1 мл раствора брома в четыреххлористом углероде (1 мл брома и 5 мл четыреххлористого углерода). В одну из пробирок добавляют немного железных опилок (на кончике шпателя). Пробирки закрывают пробками с вертикальными газоотводными трубками и после этого нагревают на тёплой водяной бане. Через некоторое время в одной из пробирок происходит обесцвечивание реакционной смеси. Открывают пробирки и подносят к отверстию влажную лакмусовую бумагу, отмечают при этом цвет индикатора. Делают вывод: в какой из пробирок происходят изменения.

Через 5-10 минут после начала реакции в реакционную смесь опускают полоску фильтровальной бумаги, которую затем высушивают на воздухе. На бумаге остаётся бромбензол, отличающийся по запаху от исходного бензола.

Напишите уравнение реакции и объясните происходящие изменения. Рассмотрите механизм реакции. Какие изомеры могут получиться при дальнейшем бромировании бензола?

2) Бромирование толуола. Повторяют предыдущий опыт, но вместо бензола в пробирки вносят толуол. Пробирку, не содержащую железных опилок, нагревают на кипящей водяной бане.

В отличие от предыдущего опыта, реакции идут в обеих пробирках: в отсутствие катализатора идёт замещение в боковой цепи, в присутствии – в кольце.

Рассмотрите механизмы происходящих реакций. Объясните роль катализатора и ориентирующее влияние алкильных радикалов в реакциях электрофильного замещения с точки зрения статического и динамического подходов.

ОПЫТ 7. Нитрование ароматических углеводов

Реактивы: бензол, концентрированные азотная и серная кислоты.

Оборудование: водяная баня, лёд.

1) Нитрование бензола (тяга!). В маленькой колбе смешивают 4 мл концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/см³) с 3 мл концентрированной азотной кислоты (плотность 1,4 г/см³). К полученной смеси приливают по каплям 3 мл бензола, сильно встряхивают содержимое колбы (температура не должна подниматься выше 40°C), охлаждая в случае необходимости водой. Закрыв колбу пробкой с воздушным холодильником, нагревают ее 15 минут на водяной бане до 60°C, часто встряхивая. Затем реакционную смесь охлаждают и выливают в стакан с 20 мл ледяной воды, при этом образуются 2 слоя. Водный слой сливают, а выпавшее на дне масло (нитробензол) дважды промывают водой. После отделения от воды сырой нит-

робензол переливают в сухую пробирку, добавляют 2-3 кусочка прокаленного CaCl_2 и нагревают смесь на водяной бане, пока нитробензол не станет прозрачным. Перегоняют нитробензол из маленькой колбы Вюрца или пробирки с нисходящей трубкой при 207-211 $^{\circ}\text{C}$. (Нитробензол нельзя перегонять досуха! Возможен взрыв!)

Напишите уравнение нитрования бензола. Какова роль серной кислоты при нитровании ароматических соединений? Объясните механизм нитрования ароматических соединений.

ОПЫТ 8. Сульфирование ароматических углеводородов

Реактивы: бензол, толуол, концентрированная серная кислота.

Оборудование: химические стаканы на 50 мл, водяная баня.

В пробирки помещают по 1 мл каждого из углеводородов и по 4 мл концентрированной серной кислоты. Пробирки закрывают пробками с вертикально вставленными трубками и нагревают на кипящей водяной бане, часто встряхивая смесь. В пробирке с толуолом наблюдается постепенное растворение углеводорода, в пробирке с бензолом никаких изменений не происходит. Когда растворение закончится, то пробирки охлаждают и вещества из них выливают в стаканы, содержащие по 20 мл воды.

Отметьте вид получившейся смеси. Выделяется ли исходный углеводород или продукт реакции? Сделайте вывод о легкости сульфирования различных углеводородов. Объясните механизм реакции сульфирования толуола и влияние алкильного радикала.

ОПЫТ 9. Образование и разложение фенолятов

Реактивы: фенол, 2 н раствор гидроксида натрия, 2 н раствор карбоната натрия, 2 н раствор серной кислоты.

1) Образование и гидролиз фенолятов. К 0,1-0,3 г фенола прибавляют 1-2 мл раствора гидроксида натрия. Постепенно происходит растворение фенола. Смесь нагревают до получения однородной жидкости. К охлажденному раствору приливают разбавленную серную кислоту. Наблюдают помутнение раствора. Напишите уравнение реакции образования фенолята натрия. Объясните причину помутнения смеси при реакции с серной кислотой.

2) Реакция фенола с солями угольной кислоты. Для проведения опыта в две пробирки помещают по 0,1-0,2 г фенола. В одну приливают 1-2 мл раствора карбоната натрия, а в другую – такой же объем гидрокарбоната натрия. Наблюдается ли растворение фенола и образование однородной жидкости в обеих пробирках? О чем свидетельствует этот опыт? Напишите уравнение реакции карбоната натрия с фенолом. Какие свойства проявляет фенол при реакции со щелочами и карбонатом натрия?

ОПЫТ 10. Реакции электрофильного замещения в фенолах. Бромирование

Реактивы: 5-процентный раствор фенола, бромная вода.

Оборудование: пипетки.

В пробирку помещают 1 мл водного раствора фенола и при встряхивании по каплям прибавляют бромную воду. Раствор обесцвечивается и выпадает белый осадок. При добавлении избытка бромной воды осадок превращается в желтый.

Напишите уравнение реакции бромирования фенола и рассмотрите механизм данного процесса. Сравните легкость бромирования фенола, бензола и толуола. Какой продукт образуется при действии избытка бромной воды на трибромфенол?

ОПЫТ 11. Реакции на альдегидную группу

Реактивы: формалин (40-процентный раствор формальдегида), 5-процентный раствор формальдегида, ацетон, 1-процентный раствор гидроксида натрия, 2-процентный раствор сульфата меди (II), муравьиная кислота.

Оборудование: бани водяные, термометры.

1) Окисление формальдегида аммиачным раствором гидроксида серебра (реакция «серебряного зеркала»). Для получения «серебряного зеркала» необходимо сначала хорошо вымыть пробирку. Для этого в пробирке кипятят (осторожно!) в течение 1-2 минут около 5 мл 10-процентного раствора гидроксида натрия, а затем споласкивают ее дистиллированной водой. В вымытой пробирке готовят аммиачный раствор гидроксида серебра: к 2-3 мл 1-процентного раствора нитрата серебра прибавляют по каплям при встряхивании 5-процентный

раствор аммиака до тех пор, пока образующийся сначала осадок полностью растворится. Избыток аммиака в растворе снижает чувствительность реакции. К полученному бесцветному раствору прибавляют несколько капель 5-процентного раствора формальдегида и опускают пробирку на несколько минут в водяную баню (60-70 °C). На стенках пробирки постепенно выделяется слой серебра в виде зеркала, иногда серебро выделяется в виде темного осадка.

Напишите уравнения реакций образования аммиачного раствора гидроксида серебра и окисления им формальдегида до муравьиной кислоты. Подберите коэффициенты. Вступает ли в эту реакцию ацетон и другие кетоны?

2) Окисление формальдегида гидроксидом меди (II). В пробирку наливают 2 мл 5-процентного раствора формальдегида, 2 мл 10-процентного раствора гидроксида натрия и при встряхивании добавляют по каплям 2-процентный раствор сульфата меди (II) до появления не исчезающей взвеси. Верхнюю часть жидкости нагревают до начала кипения. Голубая окраска меняется на желтую (осадок), а затем на красную (осадок). Эта реакция, как и реакция «серебряного зеркала», является качественной реакцией на альдегиды.

Какие соединения меди имеют голубую, желтую и красную окраску? Напишите уравнение реакции окисления формальдегида гидроксидом меди (II) в муравьиную кислоту. Подберите коэффициенты.

3) Отношение ацетона к гидроксиду меди (II). Повторяют опыт б, но вместо раствора формальдегида вводят в реакцию ацетон.

Почему при нагревании смеси гидроксида меди (II) с ацетоном образуется осадок черного цвета?

4) Взаимодействие муравьиной кислоты с аммиачным раствором гидроксида серебра (реакция «серебряного зеркала»). В молекуле муравьиной кислоты имеется альдегидная группа, поэтому открыть ее в растворе можно реакциями, характерными для альдегидов, например реакцией «серебряного зеркала».

В пробирке готовят аммиачный раствор гидроксида серебра. К полученному прозрачному раствору добавляют 0,5 мл раствора формиата натрия, образовавшегося при гидролизе хлороформа. Пробирку с реакционной смесью нагревают несколько минут на водяной бане (60-70 °C). Металлическое серебро выделяется в виде зеркального налета на стенках пробирки или в виде темного осадка.

Напишите уравнение реакции окисления формиата натрия аммиачным раствором гидроксида серебра и подберите коэффициенты методом электронного баланса.

Проделайте аналогичную реакцию с раствором глюкозы, фруктозы и маннозы.

ОПЫТ 12. Взаимодействие бензойной, салициловой и коричной кислот с бромом

Реактивы: бензойная, салициловая и коричная кислоты, бромная вода.

Оборудование: пипетка, синяя лакмусовая бумага.

В трех пробирках готовят насыщенные растворы бензойной, салициловой и коричной кислот в 3 мл воды. В каждую из пробирок добавляют несколько капель бромной воды и наблюдают за происходящими изменениями. (Объясните механизм данных реакций.) К пробиркам подносят влажную синюю лакмусовую бумагу. Что при этом наблюдается? Напишите уравнения реакций.

ОПЫТ 13. Взаимодействие бензойной и салициловой кислот с хлоридом железа (III)

Реактивы: бензойная и салициловая кислоты, раствор хлорида железа (III).

Оборудование: пипетки.

В одну пробирку помещают несколько кристаллов бензойной кислоты, в другую – салициловой, а затем приливают несколько капель воды и нагревают. К полученным растворам кислот добавляют по капле 0,1 н раствора хлорида железа (III).

Объясните различие в изменении окраски растворов.

ОПЫТ 14. Реакция первичных аминов с азотистой кислотой.

Эту реакцию используют как качественную реакцию на первичные амины алифатического ряда. В пробирку наливают 1 мл раствора метиламина (см. опыт 3) или растворяют в 1

мл воды 0,2 г хлорида метиламмония, затем приливают 1 мл 10-процентного раствора нитрита натрия. При добавлении к реакционной смеси нескольких капель ледяной уксусной кислоты выделяется азот в виде мелких пузырьков.

Напишите уравнение реакции.

Прodelайте аналогичную реакцию с раствором глицина.

ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ ПЛАН ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ (Заочная форма обучения)

№	Темы	Вид занятий	К-во часов
1	Особенности получения комплексных соединений	ЛР	4
2	Комплексные соединения d-элементов	ЛР	4
3	Получение и разрушение комплексных соединений	ЛР	2
4	Свойства комплексных соединений	ЛР	2
5	Окислительно-восстановительные реакции	ЛР	2
6	Зависимость свойств органических соединений от строения	ЛР	2
			16

Лабораторная работа № 1 (4 часов)

Особенности получения комплексных соединений

Оборудование: штатив с пробирками, мерные пробирки, стеклянные палочки, пипетки.

Реактивы: бензол, гексацианоферрат(III) калия кристаллический, роданид аммония кристаллический, растворы: нитрат висмута 0,5 н, иодид калия 0,5 н и 0,1 н, нитрат ртути(II) 0,5 н, гидроксид натрия 2 н, сульфат (или хлорид) никеля(II) 0,5 н, 25% раствор аммиака, гексацианоферрат(II) калия 0,5 н, сульфат меди 0,5 н, соляная кислота 2 н, перманганат калия 0,5 н, хлорид (сульфат) кобальта(II) 0,5 н.

Ход работы:

Получение комплексных соединений.

Опыт 1. Получение соединений с комплексным анионом.

а) Получение тетраиодовисмутата(III) калия.

В пробирку к 3-4 каплям 0,5 н. раствора нитрата висмута прибавьте по каплям раствор 0,5 н. раствора иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута. Растворите этот осадок в избытке раствора иодида калия. Отметьте цвет полученного раствора. Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , I^- , Bi^{3+} ? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он может образовать в данном растворе сложный ион?

Напишите формулу координационного соединения и уравнения реакций его получения.

б) Получение тетраиодомеркурата(II) калия.

В две пробирки поместите по 2-3 капли 0,5 н. раствора нитрата ртути(II). Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а в другую добавьте 1-2 капли 0,5 н. раствора иодида калия до образования оранжевого осадка иодида ртути(II). Затем прилейте избыток иодида калия до полного растворения осадка. Испытайте растворы в обеих пробирках на присутствие ионов Hg^{2+} , добавив в каждую пробирку по 2 капли раствора гидроксида натрия.

Из какого раствора выпадает желтый осадок оксида ртути(II)? Почему во второй пробирке при действии щелочи осадок не выпадает?

Напишите уравнения проведенных реакций: образования иодида ртути и его взаимодействия с избытком иодида калия (координационное число иона Hg^{2+} равно четырем).

Напишите уравнения электролитической диссоциации нитрата ртути(II) и полученной комплексной соли - тетраиодомеркурата(II) калия.

Напишите выражение константы нестойкости для комплексного соединения.

Опыт 2: Получение соединений с комплексным катионом. Получение аммиачного комплекса никеля.

Получите осадок гидроксида никеля(II), внеся в пробирку 1-2 мл 0,5 н. раствора сульфата никеля и такой же объем 2 н. раствора гидроксида натрия. К части осадка добавьте 0,5-1 мл 25%-ного раствора аммиака. Что происходит? Сравните окраску ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора. Присутствие каких ионов обуславливает окраску раствора?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций образования комплексного соединения никеля.

Опыт 3. Получение координационного соединения с комплексными анионом и катионом.

В пробирку внесите 1 мл 0,5 н. раствора гексацианоферрата(II) калия, $K_4[Fe(CN)_6]$, и двойное количество 0,5 н. раствора сульфата никеля(II). К полученному осадку прилейте раствор аммиака (25 %) до полного растворения осадка. Содержимое пробирки перемешайте стеклянной палочкой.

Наблюдайте постепенное образование мелких бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$. Напишите уравнение реакции получения комплексного соединения.

Химические свойства комплексных соединений.

Опыт 4. Комплексные соединения в реакциях обмена. Взаимодействие гексацианоферрата(II) калия с сульфатом меди(II).

В пробирку внесите 1-1,5 мл 0,5 н. раствора сульфата меди и добавьте такой же объем 0,5 н. раствора комплексной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Отметьте цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата(II) меди. Напишите молекулярное и ионное уравнение реакции.

Опыт 5. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях.

а) Восстановление гексацианоферрата(III) калия.

В пробирку внесите 1,5-2 мл 0,1 н. раствора иодида калия, 0,5-1 мл 2 н. соляной кислоты и 0,5 мл бензола. Отметьте, что бензол остается бесцветным. Добавьте несколько кристаллов комплексной соли железа(III) $K_3[Fe(CN)_6]$ и перемешайте раствор стеклянной палочкой. По изменению окраски бензола убедитесь в выделении свободного иода.

Напишите уравнение реакции взаимодействия гексацианоферрата(III) калия с иодидом калия, учитывая, что $K_3[Fe(CN)_6]$ переходит при этом в $K_4[Fe(CN)_6]$. Указать окислитель и восстановитель.

Какие ионы в комплексном соединении изменили степень окисления?

б) Окисление гексацианоферрата(III) калия

Поместите в пробирку 0,5-1 мл 0,5 н. раствора перманганата калия, добавьте несколько капель 2 н. раствора серной кислоты и добавьте по каплям 0,5 н. раствор гексацианоферрата(II) калия до обесцвечивания раствора.

Обесцвечивание раствора происходит вследствие восстановления перманганата калия до сульфата марганца(II). При этом комплексное соединение $K_4[Fe(CN)_6]$ окисляется до $K_3[Fe(CN)_6]$.

Напишите уравнение реакции окисления. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 6. Устойчивость комплексного иона. Реакции обмена лигандами. Внесите в пробирку 1 мл хлорида (сульфата) кобальта(II) и прибавьте несколько кристаллов раствора роданида аммония NH_4CNS . Наблюдайте образование комплексного соединения синего цвета:



Добавьте в пробирку воды. Что наблюдаете? Сравните полученный раствор с раствором хлорида кобальта. Сравните устойчивость роданидного и аквакомплекса кобальта.

Лабораторная работа № 2 (4 часов)

Комплексные соединения d-металлов

Опыт 1. Влияние электронной конфигурации комплексообразователя на окраску комплексов

В сильно подкисленные растворы соединения титана(IV), молибдата (полимолибдата) аммония и вольфрамата аммония внесите по одной грануле цинка. При необходимости растворы кратковременно нагрейте до кипения. Объясните изменение окраски растворов, имея в виду восстановление Ti^{4+} до Ti^{3+} , MoO_4^{2-} до MoO_3 и WO_4^{4-} до WO_3 .

Опыт 2. а) Влияние природы лигандов на окраску комплексов

Безводный сульфат меди(II) растворите в воде. Затем к полученному раствору прилейте раствор аммиака. Объясните окраску полученных растворов. Напишите реакции образования соответствующих комплексных катионов.

б) Сравнение окраски кристаллогидратов и безводных солей. В фарфоровых тиглях (лодочках) нагревайте кристаллогидраты состава $CoCl_2 \cdot 6H_2O$, $CoSO_4 \cdot 7H_2O$, $CrCl_3 \cdot 6H_2O$, $NiSO_4 \cdot 7H_2O$ до образования безводных солей. Отметьте различие в окраске исходных кристаллогидратов и образовавшихся безводных солей. После охлаждения смочите безводные соли водой. Объясните наблюдаемые изменения окраски.

Опыт 3. Растворение осадков малорастворимых соединений за счет комплексообразования

а) Осадок $AgBr$, полученный по обменной реакции, разделите пополам и поместите в две пробирки. На одну часть подействуйте раствором аммиака на вторую - раствором тиосульфата натрия. Объясните происходящее и напишите реакции.

б) Объясните, почему из раствора, содержащего комплексные ионы состава $[Ag(CN)_2]^-$, серебро(I) в форме $AgCl$ не осаждается, тогда как взаимодействие с сульфид-ионами приводит к образованию осадка Ag_2S .

Опыт 4. Сравнительная устойчивость комплексов. В трех пробирках получите аммиачный, тиосульфатный и нитритный комплексы серебра(I). К растворам полученных комплексных соединений прилейте по каплям раствор хлорида натрия. В две пробирки, в которых не выпал осадок, добавьте раствор бромид калия. В последнюю пробирку без осадка прилейте раствор иодида калия. Объясните наблюдаемое с учетом различий в значениях общих констант устойчивости комплексов и произведений растворимости галогенидов серебра(I).

Опыт 5. Окислительные свойства перманганат-иона

а) В три пробирки поместите равные объемы разбавленного раствора $KMnO_4$. Затем в одну из них прилейте разбавленную серную (или соляную) кислоту, во вторую - воду и в третью - концентрированный раствор щелочи. Затем в каждую из пробирок прилейте раствор Na_2SO_3 . (В пробирку со щелочным раствором следует добавить большой избыток Na_2SO_3). Объясните различное поведение раствора $KMnO_4$ в зависимости от pH среды и напишите соответствующие реакции.

б) Окисление производных Mn перманганат-ионами. К разбавленному раствору $KMnO_4$ прилейте раствор $MnSO_4$. Объясните происходящее, напишите и уравняйте соответствующую реакцию.

Опыт 6. Свойства соединений железа(II) и железа(III)

а) Восстановительные свойства соединений железа(II). К растворам соли железа(II) подкисленным разбавленной серной кислотой, в отдельных пробирках прилейте раствор $KMnO_4$ и $K_2Cr_2O_7$. Опишите наблюдаемые изменения и запишите соответствующие реакции.

б) Сравнительная устойчивость роданидного, фторидного и цианидного комплексов железа(III). К раствору соли железа(III) прилейте несколько капель раствора роданида калия или аммония. К полученному раствору добавьте фторид натрия. Объясните наблюдаемые изменения и запишите реакции.

в) К раствору гексацианоферрата(III) калия добавьте раствор роданида калия или аммония. Объясните неизменность окраски раствора.

г) Качественные аналитические реакции на железо(II) и железо(III)

К свежеполученному раствору FeSO_4 прилейте в отдельных пробирках раствор $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (желтая кровавая соль) и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красная кровавая соль). В каком случае наблюдаются изменения и в чем их причина. Приведите соответствующую химическую реакцию.

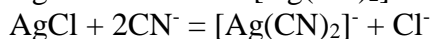
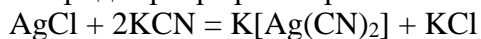
Те же самые опыты проведите в отношении раствора соли железа(III). Отметьте, в каком случае наблюдаются изменения и в чем их причина. Приведите соответствующую химическую реакцию. Укажите, какая из комплексных солей является селективным качественным реагентом на железо(II) и железо(III). Приведите названия образующихся осадков характерного цвета.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3 (2 часа)

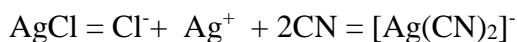
Получение и разрушение комплексных соединений

Образование и разрушение комплекса объясняется смещением равновесия его диссоциации и объясняется принципом ЛеШателье. Равновесие диссоциации иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$ смещается в сторону образования комплекса (влево) при увеличении концентрации ионов Ag^+ и NH_3 . При этом образуются соединения, в которых центральный атом или лиганд связаны более прочно, чем в исходном комплексе. Многие комплексные соединения хорошо растворимы в воде, поэтому комплексообразование используется для перевода в раствор труднорастворимых соединений.

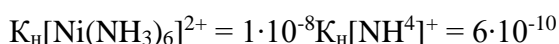
Хлорид серебра растворяется в избытке цианида калия:



Это связано с тем, что ион серебра в ионе $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ связан более прочно, чем в AgCl .



При добавлении азотной кислоты к $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ происходит разрушение комплекса, о чём свидетельствует изменения окраски раствора. Это связано с образованием катиона аммония, в котором аммиак связан с катионом водорода более прочно, чем с катионом никеля.

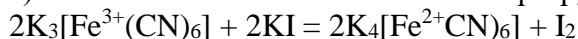


При избытке H^+

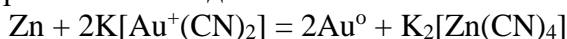
Комплексные соединения могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях. При этом изменяется степень окисления центрального атома.

Возможны реакции двух типов:

а) Изменение степени окисления без разрушения комплекса



б) Изменение степени окисления с разрушением комплекса в результате восстановления центрального иона до металла



Порядок выполнения работы

Опыт 1. Различие между двойной и комплексной солью.

Налейте в пробирку 10-12 капель раствора FeCl_3 и добавьте по каплям раствор роданида калия KCNS . Наблюдайте появление кроваво-красного окрашивания вследствие образования роданида железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Данная реакция позволяет обнаружить в растворе ионы железа Fe^{3+} .

В одну пробирку налейте 10-12 капель калия гексацианоферрита(3+) $K_3[Fe(CN)_6]$, а в другую – 10-12 капель раствора железо-аммонийных квасцов $(NH_4)_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3$. В обе пробирки по каплям добавьте раствор KCN S. Наблюдайте цвет растворов в пробирках. На основании этого сделать заключение, какая из взятых солей является двойной, а какая – комплексной.

Опыт 2. Образование и разрушение комплексных ионов.

Получение аммиачного комплекса меди.

а) Налейте в пробирку 10-12 капель раствора сульфата меди(II) и добавьте по каплям 25%-й раствор аммиака. Наблюдайте первоначальное образование осадка гидроксосульфата меди и последующее его растворение в избытке аммиака с образованием окрашенного раствора комплексной соли.

б) К полученному раствору добавьте небольшое количество раствора соляной кислоты. Наблюдайте изменение окраски раствора.

(Координационное число Cu^{2+} равно 4.)

Получение аммиачного комплекса серебра.

а) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора нитрата серебра и столько же раствора хлорида натрия. Полученный осадок растворите, получив раствор комплексной соли серебра. Для этого добавьте несколько капель концентрированного раствора аммиака.

б) Полученный раствор комплексной соли серебра разлейте в две пробирки. В одну пробирку добавьте раствор хлорида натрия, в другую – раствор йодида калия. Наблюдайте отсутствие осадка в первой пробирке и его наличие во второй.

(Координационное число Ag^+ равно 2, $PP(AgCl) = 1 \cdot 10^{-10}$, $PP(AgI) = 1 \cdot 10^{-16}$, $K_n[Ag(NH_3)_2]^+ = 9,3 \cdot 10^{-8}$.)

Получение гидроксокомплекса цинка.

а) Налейте в пробирку 2-3 мл раствора сульфата цинка и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до появления осадка. К раствору с осадком добавьте избыток щёлочи до полного растворения осадка в результате образования раствора комплексной соли.

б) К полученному раствору добавьте 3-4 капли раствора серной кислоты. Наблюдайте появление осадка в виде помутнения раствора.

(Координационное число Zn^{2+} равно 4.)

Получение роданидного комплекса железа.

В первую пробирку налейте 2-3 мл раствора хлорида железа (III), а во вторую – столько же раствора калия гексацианоферрита (3+). В каждую пробирку добавьте несколько капель раствора роданида калия. Наблюдайте изменение цвета раствора только в первой пробирке. На основании опыта сделайте вывод о том, какой из двух комплексов железа (3+) более устойчив – цианидный или роданидный?

Получение аммиачного комплекса никеля.

Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата никеля и добавьте по каплям концентрированный раствор аммиака. Наблюдайте осадок сульфата никеля и последующее его растворение вследствие образования раствора комплексной соли.

К полученному раствору добавьте равный объём насыщенного раствора бромиды калия и наблюдайте образование осадка гексаамминникеля (2+) бромиды. Затем к осадку добавьте раствор соляной кислоты. Отметьте растворение осадка и изменение цвета раствора. На основании результатов опыта сделайте вывод о том, какое соединение аммиака – $[NH_4]^+$ или $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ более устойчиво в данных условиях.

Опыт 3. Окислительно – восстановительные реакции с участием комплексных соединений.

а) Налейте в пробирку 1 мл раствора перманганата калия, добавьте равный объём раствора серной кислоты, а затем по каплям раствор калия гексацианоферрата (2+). Наблюдайте изменение окраски раствора.

б) Получите диаминаргенто (1+) хлорид (Опыт 3.2.2а). В раствор опустите кусочек металлического цинка. Что наблюдается?

в) Получите тетрааминмеди (2+) сульфат (Опыт 3.2.1.а). В раствор опустите кусочек металлического цинка. Что наблюдается на поверхности цинка?

г) Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида кобальта и 2 мл раствора аммиака. Отметьте цвет образовавшегося аммиачного комплекса кобальта (2+). К полученному раствору добавьте 1 мл раствора хлорида аммония и 2 мл раствора пероксида водорода. Содержимое пробирки нагрейте. Как изменяется цвет раствора вследствие окисления Co^{2+} до Co^{3+} ?

(Координационное число Co^{2+} и Co^{3+} равно 6.)

Опыт 4. Влияние концентрации раствора на комплексообразование.

Налейте в пробирку 10-12 капель раствора CoCl_2 , добавьте по каплям насыщенный раствор KCNS . Наблюдайте изменение цвета раствора.

К полученному раствору по каплям добавляйте дистиллированную воду и наблюдайте за изменением цвета.

(Координационное число Co^{2+} равно 4.)

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4 (2 часа)

Свойства комплексных соединений

Цель работы:

Ознакомление со свойствами комплексных соединений и двойных солей; получение комплексов различного типа; изучение устойчивости комплексных соединений с помощью качественных реакций.

Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Хлорид хрома(III). Тиоцианат аммония. Растворы: хлорида аммония (насыщ.), тиоцианата аммония (0,1 М), хлорида натрия (0,1 М), хлорида калия (0,1 М), тиоцианата калия (0,1 М), тиосульфата натрия (0,1 М), сульфита натрия (0,1 М), иодида кадмия (0,1 М), сульфата меди (0,1 М), нитрата серебра (0,1 М), сульфата цинка (0,1 М), сульфата кадмия (0,1 М), нитрата ртути(II) (0,1 М), хлорида бария (0,1 М), сульфата алюминия (0,1 М), хлорида олова(II) (0,1 М), нитрата свинца (0,1 М), сульфата хрома (0,1 М), соли Мора (0,1 М), хлорида железа(III) (0,1 М), сульфата кобальта (0,1 М), хлорида кобальта (насыщ.), сульфата никеля (0,1 М), соляной кислоты (конц.), аммиака (0,1 М), гексацианоферрата(II) калия, гексацианоферрата(III) калия, аммониево-железных квасцов. Сероводородная вода.

ОПЫТ 1. Свойства двойных и комплексных солей

В три пробирки поместить по 3 капли раствора аммониево-железных квасцов $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. В четвертую пробирку поместить 3 капли гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В первую пробирку прибавить 2 капли раствора тиоцианата аммония NH_4SCN , во вторую – 2 капли раствора хлорида бария BaCl_2 , в третью – 3 капли раствора гидроксида натрия (содержимое этой пробирки нагреть до появления запаха аммиака), в четвертую – 2 капли тиоцианата аммония.

Во всех ли пробирках происходит реакция? Написать уравнения диссоциации двойной и комплексной солей, молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых обнаруживались ионы солей в растворе. Написать выражение константы нестойкости комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, найти в таблице ее числовое значение и сделать вывод об устойчивости этого иона в растворе.

ОПЫТ 2. Свойства аквокомплексов

А. Поместить в небольшой тигель 1 микрошпатель медного купороса. Слабо прокалить содержимое тигля. Обратить внимание на изменение цвета кристаллов. После того как тигель остынет, добавить 1 – 2 капли воды, отметить изменение окраски раствора. Написать уравнения реакций.

Б. В пробирку поместить 1 микрошпатель кристаллогидрата хлорида кобальта(II) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, осторожно нагреть. Наблюдать изменение цвета, соответствующее реакции отщепления воды.



Охладить пробирку и прибавить несколько капель раствора NaOH . Записать наблюдения.

ОПЫТ 3. Получение и свойства некоторых аммиакатов

А. Поместить в пробирку 3 капли сульфата меди(II) CuSO_4 , затем прибавить 2 капли гидроксида аммония NH_4OH .

Наблюдать выпадение осадка гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Отметить цвет осадка и записать уравнение реакции.

К полученному осадку прибавить избыток концентрированного раствора NH_4OH . Что наблюдается? Записать уравнение реакции получения сульфата тетраамминомеди(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

Прибавить к полученному раствору 3 – 5 капель сероводородной кислоты H_2S . Написать уравнение реакции и объяснить выпадение черного осадка, учитывая, что $\text{PP}_{\text{CuS}} = 8,5 \cdot 10^{-45}$.

Б. К 1 капле раствора нитрата серебра AgNO_3 прибавить 2 капли раствора хлорида калия KCl или натрия NaCl . К полученному осадку прибавить раствор гидроксида аммония NH_4OH до полного растворения осадка хлорида серебра AgCl . Написать уравнения реакций.

В пробирку с полученным раствором хлорида диаминсеребра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ прибавлять по каплям разбавленной азотной кислоты HNO_3 (3 – 5 капель). Написать уравнение реакции и объяснить образование осадка при прибавлении HNO_3 .

В. К 3 каплям раствора соли никеля(II) добавлять по каплям водный раствор аммиака NH_4OH до растворения выпадающей в осадок основной соли. Отметить цвет получившегося раствора. Записать уравнения реакций (координационное число Ni^{2+} равно 6).

ОПЫТ 4. Получение и свойства ацидокомплексов

А. В пробирку внести 2 – 3 капли раствора нитрата ртути(II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и добавлять по каплям раствор иодида калия KI , до образования осадка иодида ртути HgI_2 . Отметить цвет осадка. К осадку добавить избыток раствора KI до растворения осадка. Написать уравнение реакции взаимодействия HgI_2 с избытком иодида калия (координационное число Hg^{2+} равно 4). Написать уравнение диссоциации полученного комплексного иона.

Полученный раствор тетраиодогидраргирата(II) калия $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ разделить на две части. К одной части добавить несколько капель раствора щелочи, а к другой – сероводородной воды H_2S . Отметить наблюдения и объяснить полученные результаты.

Б. Получить осадок AgCl . Затем по каплям прибавлять раствор тиосульфата натрия до полного растворения осадка. Написать уравнение реакции получения дитиосульфатоаргентата натрия. (Координационное число иона Ag^+ равно 2.)

В. К 1 – 2 каплям раствора сульфата меди CuSO_4 добавить столько же раствора гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить цвет образовавшегося осадка и написать уравнения реакций.

Г. К 1 – 2 каплям раствора хлорида железа(III) FeCl_3 прибавить столько же раствора гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

К 1 – 2 каплям свежеприготовленного раствора сульфата железа(II) FeSO_4 прибавить 1 – 2 капли гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить наблюдения и написать для обоих опытов уравнения реакций, учитывая, что в первом опыте получится гексацианоферрат(II) железа(III) калия $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ («берлинская лазурь»), а во втором — гексацианоферрат(III) железа(II) калия («турнбуллева синь»), имеющего такую же формулу.

ОПЫТ 5. Образование гидроксокомплексов

В три пробирки поместить отдельно растворы солей цинка, хрома(III) и алюминия. В каждую из них добавлять по каплям раствор щелочи. Наблюдать вначале выпадение осадков, а затем их растворение в избытке щелочи. Написать уравнение реакции образования растворимых гидроксокомплексов, содержащих ионы $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5 (2 часа) ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы:

Проведение качественных опытов, раскрывающих окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ.

Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Бромид калия. Иодид калия. Сульфит натрия. Тригидрат нитрата меди(II). Растворы: хлорида железа(III) (1 М), хлорида железа(II) (1М), хлорида олова(IV) (1 М), хлорида олова(II) (1 М), гексацианоферрата(III) калия (1 М), серной кислоты (2М), перманганата калия (0,05 М), дихромата калия (1 М), гидроксида калия (40 %-ный), сульфита натрия (0,1 М), иодида калия (0,1 М), нитрита натрия (0,1 М), соли Мора, тиоцианата аммония (0,1 М), серной кислоты (конц.), гексацианоферрата(II) калия (0,1 М), хлорида калия (0,1 М), сульфата меди(II) (0,1 М), хлорида бария (0,1 М). Сероводородная вода, хлорная вода, бромная вода, иодная вода.

ОПЫТ 1. Окислительные свойства перманганата калия в разных средах

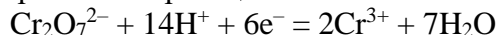
В три пробирки внести по 3 – 4 капли раствора перманганата калия KMnO_4 . Затем в первую добавить 3 – 4 капли разбавленного раствора H_2SO_4 , во вторую – 3 – 4 капли воды, в третью – 3 – 4 капли концентрированного раствора KOH .

В каждую пробирку внести раствор сульфита натрия Na_2SO_3 до изменения цвета раствора.

Отметить наблюдаемые изменения. Написать уравнения реакций между KMnO_4 и Na_2SO_3 в кислой, нейтральной и щелочной средах. Рассчитать ЭДС реакций, используя таблицу стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Сделать заключение об окислительной способности перманганата в разных средах.

ОПЫТ 2. Окислительные свойства дихромата калия

Определить возможность протекания реакции



при использовании в качестве восстановителей – иодида калия KI , сероводородной воды H_2S и нитрата натрия NaNO_2 , рассчитав ЭДС каждой реакции. Подтвердить правильность ответа опытным путем. Для этого в три пробирки внести по 3 – 4 капли раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и по 3 – 4 капли разбавленного раствора H_2SO_4 . В первую пробирку добавить раствор иодида калия KI , во вторую – раствор сероводорода H_2S , в третью – раствор нитрита натрия NaNO_2 до появления устойчивой окраски. Записать наблюдения и уравнения реакций.

ОПЫТ 3. Влияние комплексообразования

на окислительно-восстановительные свойства веществ

Стандартный окислительно-восстановительный потенциал для простых ионов железа больше, чем для цианидных комплексных ионов.

По значениям E^0 определить:

3) какие ионы – Fe^{2+} или $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ – могут быть окислены йодной водой;

4) какие ионы – Fe^{3+} или $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ – способны окислить иодид-ионы. Ответ подтвердить экспериментально.

Для этого в две пробирки внести по 3 – 4 капли йодной воды. В одну пробирку добавить 3 – 4 капли раствора соли, содержащей Fe^{2+} , в другую – 3 – 4 капли раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В какой пробирке наблюдается обесцвечивание йодной воды?

В две другие пробирки внести 3 – 4 капли раствора иодида калия KI , подкислить разбавленным раствором H_2SO_4 . Затем в одну пробирку добавить 3 – 4 капли раствора хлорида железа(III) FeCl_3 , в другую – 3 – 4 капли раствора гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

В какой пробирке выделяется свободный иод? Сделать вывод о влиянии комплексообразования на окислительные способности ионов Fe^{3+} .

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6 (2 часов)

Зависимость свойств органических соединений от строения

Цель работы:изучить влияние строения органических соединений на их свойства

ОПЫТ 1. Свойства жидких алкенов

Реактивы: бензин, бромная вода (насыщенный раствор), 2-процентный раствор KMnO_4 , 10-процентный раствор карбоната натрия, керосин (бензин), концентрированная серная кислота.

Оборудование: штатив с пробирками.

Для опытов с жидкими алкенами можно использовать бензин или керосин, так в их состав входят различные непредельные углеводороды.

В три пробирки наливают по 1 мл керосина (или бензина). В первую добавляют несколько капель раствора брома. Полученную смесь осторожно нагревают на водяной бане. Наблюдают исчезновение жёлтой окраски.

Рассмотрите механизм присоединения брома к гексену-1.

Во вторую пробирку добавляют 1 мл раствора перманганата калия, подщелоченного раствором карбоната натрия.

Опишите наблюдаемые явления. Составьте уравнение реакции, подберите коэффициенты методом электронного баланса или ионно-электронным методом.

В третью пробирку приливают 1 мл конц. серной кислоты и взбалтывают несколько минут до образования однородного раствора (при сильном разогревании пробирку следует охладить).

Рассмотрите механизм реакции присоединения серной кислоты к 2-метилбутену. Какое практическое значение имеет эта реакция?

ОПЫТ2. Получение и свойства ацетилена

Реактивы: карбид кальция (кусочки), бромная вода (насыщенный раствор), 1-процентный раствор перманганата калия, 10-процентный раствор карбоната натрия, 1-процентный раствор нитрата серебра, 5-процентный раствор аммиака, аммиачный раствор хлорида меди (I). Оборудование: прибор для получения ацетилена, изогнутые газоотводные трубки, короткие прямые газоотводные трубки с оттянутым концом, крышки от тиглей, фильтровальная бумага, штатив с пробирками.

1) Получение ацетилена и его горение (тяга!). В пробирку помещают кусочек карбида кальция, приливают около 1 мл воды и сразу же закрывают ее пробкой с газоотводной трубкой, имеющей оттянутый конец (рис. 3.). Поджигают выделяющийся ацетилен у конца газоотводной трубки. Наблюдают характер пламени. Затем меняют газоотводную трубку: закрывают пробирку, из которой выделяется ацетилен, изогнутой газоотводной трубкой с широким отверстием и снова поджигают ацетилен. Вносят в пламя крышку от тигля. На крышке образуется черное пятно сажи. Напишите уравнения реакций получения ацетилена из карбида кальция и горения ацетилена (полное и неполное сгорание). Вычислите процентное содержание углерода и водорода в ацетилене. Имеет ли ацетилен запах?

2) Реакция ацетилена с бромной водой. Закрывают пробирку с карбидом кальция и водой пробкой с изогнутой газоотводной трубкой и пропускают ацетилен через бромную воду. Объясните, почему обесцвечивание бромной воды происходит значительно медленнее, чем при реакции с этиленом.

Напишите уравнение реакции ацетилена с бромом.

3) Окисление ацетилена перманганатом калия. В пробирку наливают 1 мл раствора перманганата калия, добавляют такой же объем раствора соды и затем пропускают через полученный раствор ацетилен. Постепенно фиолетовая окраска раствора исчезает, появляется хлопьевидный осадок оксида марганца (IV) бурого цвета. При окислении ацетилена происходит образование смеси веществ, частично происходит полное окисление до оксида углерода (IV).

Напишите уравнение реакции окисления ацетилена перманганатом калия до щавелевой кислоты HOOC-COOH . Подберите коэффициенты.

4) Получение металлических производных ацетилена – ацетиленидов. Работа с ацетиленидами требует особой осторожности. В сухом виде при слабом нагревании или при ударе они

взрываются с большой силой, поэтому ацетилениды нельзя высушивать полностью. Особенно опасен в сухом виде ацетиленид серебра.

5) Получение ацетиленида меди (I). В пробирку наливают 2-3 мл бесцветного аммиачного раствора хлорида меди $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ и пропускают через раствор ацетилен. Раствор окрашивается в красно-бурый цвет, затем выпадает красно-бурый осадок ацетиленида меди (I). Эту очень чувствительную реакцию применяют для обнаружения даже следов ацетилена. Смачивают полоску фильтровальной бумаги аммиачным раствором хлорида меди (I) и вносят ее в отверстие пробирки, из которой выделяется ацетилен. Появляется красно-бурое окрашивание.

Напишите уравнение реакции образования ацетиленида меди (I). Какие свойства ацетилена проявляются в этой реакции?

6) Получение ацетиленида серебра. В пробирку наливают 2 мл 1-процентного раствора нитрата серебра и прибавляют по каплям 5-процентный раствор аммиака до полного растворения образующегося вначале осадка оксида серебра. Через полученный бесцветный раствор пропускают ацетилен. Выпадает желтовато-серый осадок ацетиленида серебра (окраска обусловлена примесями). Осадок отфильтровывают, промывают небольшим количеством воды, отжимают в фильтровальной бумаге, переносят на кусочек сухой фильтровальной бумаги. И осторожно нагревают на асбестовой сетке. (Тяга! Защитные очки!) Ацетиленид разлагается со взрывом. Остатки его уничтожают помещением вместе с фильтровальной бумагой в стакан с водой и добавлением концентрированной соляной или азотной кислоты ($1/4 - 1/5$ от объема воды).

Напишите уравнения реакций получения аммиачного раствора гидроксида серебра и ацетиленида серебра. Будут ли образовываться ацетилениды меди (I) и серебра бутин-1 и бутин-2? Напишите уравнения реакций разложения ацетиленида серебра при нагревании (взрыв) и при действии соляной кислотой.

ОПЫТ 3. Образование и гидролиз алкоголятов натрия

Реактивы: этиловый спирт (абсолютный), пропиловый (или изопропиловый) спирт, амиловый (или изоамиловый) спирт, металлический натрий, 1-процентный спиртовой раствор фенолфталеина.

Оборудование: прямые газоотводные трубки с оттянутыми концами.

В три сухие пробирки наливают по 2 мл спиртов: в первую – абсолютный этиловый, во вторую – пропиловый (или изопропиловый), в третью – амиловый (или изоамиловый). В каждую пробирку вносят по маленькому кусочку (размером с горошину) очищенного от оксидного слоя металлического натрия. Пробирки закрывают пробками с газоотводными трубками, концы которых оттянуты.

Почему для этого опыта нельзя брать ректификат, а нужно брать абсолютный спирт? Отметьте, в какой пробирке реакция идет наиболее интенсивно, а в какой – медленно.

Через 1-2 минуты после начала реакции поджигают выделяющийся газ у отверстий газоотводных трубок. Если реакция этанола с натрием сильно замедлится, можно слегка подогреть пробирку.

Напишите уравнения реакций спиртов с металлическим натрием. Как разрывается связь О-Н в этой реакции? Какие свойства спиртов (основные, кислотные) проявляются в реакции с металлическим натрием? Почему спирты реагируют с натрием спокойнее, чем вода?

В пробирки добавляют по 1 капле раствора фенолфталеина. Изменяется ли окраска индикатора?

Доводят реакцию этанола с натрием до конца. Для этого открывают пробирку (снимают пробку) и осторожно подогревают ее. На дне пробирки образуется белый твердый этилат натрия, (кусочков натрия в пробирке быть не должно!) Добавляют в пробирку 1-1,5 мл воды и растворяют в ней этилат натрия. Если окраска не появляется, добавляют 1 каплю раствора фенолфталеина.

Напишите уравнение реакции этилата натрия с водой. Объясните, почему появляется окраска при добавлении фенолфталеина.

ОПЫТ 4. Свойства глицерина и этиленгликоля

Реактивы: глицерин, этиленгликоль, 2-процентный раствор сульфата меди (II), 10-процентный раствор гидроксида натрия, раствор серной кислоты (1:1), гидросульфат калия.

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

1) Получение глицерата меди и гликолята меди. В пробирку наливают 3-4 капли 2-процентного раствора CuSO_4 и 2-3 мл 10-процентного раствора NaOH . К образовавшемуся осадку голубого цвета приливают несколько капель глицерина и смесь перемешивают. Осадок растворяется, и появляется васильковое окрашивание раствора от образующегося комплексного соединения – глицерата меди. Напишите уравнения происходящих реакций, укажите, какие свойства глицерина проявляются.

Опыт повторяют, но вместо глицерина вводят в реакцию этиленгликоль. Напишите уравнение реакции образования гликолята меди.

Прodelайте аналогичную реакцию с раствором глюкозы и сахарозы

ОПЫТ 5. Окисление ароматических углеводов

Реактивы: бензол, толуол, 5-процентный раствор перманганата калия, 2н раствор серной кислоты, бензоат натрия.

Оборудование: водяная баня.

В две пробирки помещают по 1 мл раствора перманганата калия и по 1 мл разбавленной серной кислоты. Затем в одну из них добавляют бензол, а в другую – толуол. Пробирки закрывают пробками с вертикальными газоотводными трубками и нагревают на водяной бане. В одной из пробирок наблюдается побурение и выпадение осадка, а в другой не происходит никаких изменений.

Напишите уравнение реакции перманганата калия с толуолом. Объясните причину различного отношения бензола и толуола к перманганату калия. Следует заметить, что бензол может содержать примеси, способные изменять окраску перманганата калия, поэтому для опыта следует брать предварительно очищенный бензол.

ОПЫТ 6. Бромирование ароматических углеводов

Реактивы: бензол, толуол, бромная вода, бром, четыреххлористый углерод.

Оборудование: водяная баня, синяя лакмусовая бумага.

1) Бромирование бензола (тяга!). В две пробирки помещают по 1 мл бензола и 1 мл раствора брома в четыреххлористом углероде (1 мл брома и 5 мл четыреххлористого углерода). В одну из пробирок добавляют немного железных опилок (на кончике шпателя). Пробирки закрывают пробками с вертикальными газоотводными трубками и после этого нагревают на тёплой водяной бане. Через некоторое время в одной из пробирок происходит обесцвечивание реакционной смеси. Открывают пробирки и подносят к отверстию влажную лакмусовую бумагу, отмечают при этом цвет индикатора. Делают вывод: в какой из пробирок происходят изменения.

Через 5-10 минут после начала реакции в реакционную смесь опускают полоску фильтровальной бумаги, которую затем высушивают на воздухе. На бумаге остаётся бромбензол, отличающийся по запаху от исходного бензола.

Напишите уравнение реакции и объясните происходящие изменения. Рассмотрите механизм реакции. Какие изомеры могут получиться при дальнейшем бромировании бензола?

2) Бромирование толуола. Повторяют предыдущий опыт, но вместо бензола в пробирки вносят толуол. Пробирку, не содержащую железных опилок, нагревают на кипящей водяной бане.

В отличие от предыдущего опыта, реакции идут в обеих пробирках: в отсутствии катализатора идёт замещение в боковой цепи, в присутствии – в кольце.

Рассмотрите механизмы происходящих реакций. Объясните роль катализатора и ориентирующее влияние алкильных радикалов в реакциях электрофильного замещения с точки зрения статического и динамического подходов.

ОПЫТ 7. Нитрование ароматических углеводов

Реактивы: бензол, концентрированные азотная и серная кислоты.

Оборудование: водяная баня, лёд.

1) Нитрование бензола (тяга!). В маленькой колбе смешивают 4 мл концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/см³) с 3 мл концентрированной азотной кислоты (плотность 1,4 г/см³). К полученной смеси приливают по каплям 3 мл бензола, сильно встряхивают содержимое колбы (температура не должна подниматься выше 40°C), охлаждая в случае необходимости водой. Закрыв колбу пробкой с воздушным холодильником, нагревают ее 15 минут на водяной бане до 60°C, часто встряхивая. Затем реакционную смесь охлаждают и выливают в стакан с 20 мл ледяной воды, при этом образуются 2 слоя. Водный слой сливают, а выпавшее на дне масло (нитробензол) дважды промывают водой. После отделения от воды сырой нитробензол переливают в сухую пробирку, добавляют 2-3 кусочка прокаленного CaCl₂ и нагревают смесь на водяной бане, пока нитробензол не станет прозрачным. Перегоняют нитробензол из маленькой колбы Вюрца или пробирки с нисходящей трубкой при 207-211°C. (Нитробензол нельзя перегонять досуха! Возможен взрыв!)

Напишите уравнение нитрования бензола. Какова роль серной кислоты при нитровании ароматических соединений? Объясните механизм нитрования ароматических соединений.

ОПЫТ 8. Сульфирование ароматических углеводородов

Реактивы: бензол, толуол, концентрированная серная кислота.

Оборудование: химические стаканы на 50 мл, водяная баня.

В пробирки помещают по 1 мл каждого из углеводородов и по 4 мл концентрированной серной кислоты. Пробирки закрывают пробками с вертикально вставленными трубками и нагревают на кипящей водяной бане, часто встряхивая смесь. В пробирке с толуолом наблюдается постепенное растворение углеводорода, в пробирке с бензолом никаких изменений не происходит. Когда растворение закончится, то пробирки охлаждают и вещества из них выливают в стаканы, содержащие по 20 мл воды.

Отметьте вид получившейся смеси. Выделяется ли исходный углеводород или продукт реакции? Сделайте вывод о легкости сульфирования различных углеводородов. Объясните механизм реакции сульфирования толуола и влияние алкильного радикала.

ОПЫТ 9. Образование и разложение фенолятов

Реактивы: фенол, 2 н раствор гидроксида натрия, 2 н раствор карбоната натрия, 2 н раствор серной кислоты.

1) Образование и гидролиз фенолятов. К 0,1-0,3 г фенола прибавляют 1-2 мл раствора гидроксида натрия. Постепенно происходит растворение фенола. Смесь нагревают до получения однородной жидкости. К охлажденному раствору приливают разбавленную серную кислоту. Наблюдают помутнение раствора. Напишите уравнение реакции образования фенолята натрия. Объясните причину помутнения смеси при реакции с серной кислотой.

2) Реакция фенола с солями угольной кислоты. Для проведения опыта в две пробирки помещают по 0,1-0,2 г фенола. В одну приливают 1-2 мл раствора карбоната натрия, а в другую – такой же объем гидрокарбоната натрия. Наблюдается ли растворение фенола и образование однородной жидкости в обеих пробирках? О чем свидетельствует этот опыт? Напишите уравнение реакции карбоната натрия с фенолом. Какие свойства проявляет фенол при реакции со щелочами и карбонатом натрия?

ОПЫТ 10. Реакции электрофильного замещения в фенолах. Бромирование

Реактивы: 5-процентный раствор фенола, бромная вода.

Оборудование: пипетки.

В пробирку помещают 1 мл водного раствора фенола и при встряхивании по каплям прибавляют бромную воду. Раствор обесцвечивается и выпадает белый осадок. При добавлении избытка бромной воды осадок превращается в желтый.

Напишите уравнение реакции бромирования фенола и рассмотрите механизм данного процесса. Сравните легкость бромирования фенола, бензола и толуола. Какой продукт образуется при действии избытка бромной воды на трибромфенол?

ОПЫТ 11. Реакции на альдегидную группу

Реактивы: формалин (40-процентный раствор формальдегида), 5-процентный раствор формальдегида, ацетон, 1-процентный раствор гидроксида натрия, 2-процентный раствор сульфата меди (II), муравьиная кислота.

Оборудование: бани водяные, термометры.

1) Окисление формальдегида аммиачным раствором гидроксида серебра (реакция «серебряного зеркала»). Для получения «серебряного зеркала» необходимо сначала хорошо вымыть пробирку. Для этого в пробирке кипятят (осторожно!) в течение 1-2 минут около 5 мл 10-процентного раствора гидроксида натрия, а затем споласкивают ее дистиллированной водой. В вымытой пробирке готовят аммиачный раствор гидроксида серебра: к 2-3 мл 1-процентного раствора нитрата серебра прибавляют по каплям при встряхивании 5-процентный раствор аммиака до тех пор, пока образующийся сначала осадок полностью растворится. Избыток аммиака в растворе снижает чувствительность реакции. К полученному бесцветному раствору прибавляют несколько капель 5-процентного раствора формальдегида и опускают пробирку на несколько минут в водяную баню (60-70 °C). На стенках пробирки постепенно выделяется слой серебра в виде зеркала, иногда серебро выделяется в виде темного осадка.

Напишите уравнения реакций образования аммиачного раствора гидроксида серебра и окисления им формальдегида до муравьиной кислоты. Подберите коэффициенты. Вступает ли в эту реакцию ацетон и другие кетоны?

2) Окисление формальдегида гидроксидом меди (II). В пробирку наливают 2 мл 5-процентного раствора формальдегида, 2 мл 10-процентного раствора гидроксида натрия и при встряхивании добавляют по каплям 2-процентный раствор сульфата меди (II) до появления не исчезающей взвеси. Верхнюю часть жидкости нагревают до начала кипения. Голубая окраска меняется на желтую (осадок), а затем на красную (осадок). Эта реакция, как и реакция «серебряного зеркала», является качественной реакцией на альдегиды.

Какие соединения меди имеют голубую, желтую и красную окраску? Напишите уравнение реакции окисления формальдегида гидроксидом меди (II) в муравьиную кислоту. Подберите коэффициенты.

3) Отношение ацетона к гидроксиду меди (II). Повторяют опыт б, но вместо раствора формальдегида вводят в реакцию ацетон.

Почему при нагревании смеси гидроксида меди (II) с ацетоном образуется осадок черного цвета?

4) Взаимодействие муравьиной кислоты с аммиачным раствором гидроксида серебра (реакция «серебряного зеркала»). В молекуле муравьиной кислоты имеется альдегидная группа, поэтому открыть ее в растворе можно реакциями, характерными для альдегидов, например реакцией «серебряного зеркала».

В пробирке готовят аммиачный раствор гидроксида серебра. К полученному прозрачному раствору добавляют 0,5 мл раствора формиата натрия, образовавшегося при гидролизе хлороформа. Пробирку с реакционной смесью нагревают несколько минут на водяной бане (60-70 °C). Металлическое серебро выделяется в виде зеркального налета на стенках пробирки или в виде темного осадка.

Напишите уравнение реакции окисления формиата натрия аммиачным раствором гидроксида серебра и подберите коэффициенты методом электронного баланса.

Проделайте аналогичную реакцию с раствором глюкозы, фруктозы и маннозы.

ОПЫТ 12. Взаимодействие бензойной, салициловой и коричной кислот с бромом

Реактивы: бензойная, салициловая и коричная кислоты, бромная вода.

Оборудование: пипетка, синяя лакмусовая бумага.

В трех пробирках готовят насыщенные растворы бензойной, салициловой и коричной кислот в 3 мл воды. В каждую из пробирок добавляют несколько капель бромной воды и наблюдают за происходящими изменениями. (Объясните механизм данных реакций.) К пробиркам подносят влажную синюю лакмусовую бумагу. Что при этом наблюдается? Напишите уравнения реакций.

ОПЫТ 13. Взаимодействие бензойной и салициловой кислот с хлоридом железа (III)

Реактивы: бензойная и салициловая кислоты, раствор хлорида железа (III).

Оборудование: пипетки.

В одну пробирку помещают несколько кристаллов бензойной кислоты, в другую – салициловой, а затем приливают несколько капель воды и нагревают. К полученным растворам кислот добавляют по капле 0,1 н раствора хлорида железа (III).

Объясните различие в изменении окраски растворов.

ОПЫТ 14. Реакция первичных аминов с азотистой кислотой.

Эту реакцию используют как качественную реакцию на первичные амины алифатического ряда. В пробирку наливают 1 мл раствора метиламина (см. опыт 3) или растворяют в 1 мл воды 0,2 г хлорида метиламмония, затем приливают 1 мл 10-процентного раствора нитрита натрия. При добавлении к реакционной смеси нескольких капель ледяной уксусной кислоты выделяется азот в виде мелких пузырьков.

Напишите уравнение реакции.

Прodelайте аналогичную реакцию с раствором глицина.

6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА

6.1 Оценочные средства, показатели и критерии оценивания компетенции

Индекс компетенции	Оценочное средство	Показатели оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций
ОПК-2 ПК-1	Контрольная работа	Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
	Отчет по лабораторной работе	Низкий – неудовлетворительно	ставится, если допущены существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые не исправляются даже по указанию преподавателя.

		Пороговый – удовлетворительно	ставится, если допущены одна-две существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые исправляются с помощью преподавателя.
		Базовый – хорошо	а) работа выполнена правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) допустимы: неполнота проведения или оформления эксперимента, одна-две несущественные ошибки в проведении или оформлении эксперимента, в правилах работы с веществами и приборами
		Высокий – отлично	а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами; в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).
	Тест	Низкий – до 60 баллов (неудовлетворительно)	за верно выполненное задание тестируемый получает максимальное количество баллов, предусмотренное для этого задания, за неверно выполненное – ноль баллов. После прохождения теста суммируются результаты выполнения всех заданий. Подсчитывается процент правильно выполненных заданий теста, после чего этот процент переводится в оценку, руководствуясь указанными критериями оценивания.
		Пороговый – 61-75 баллов (удовлетворительно)	
		Базовый – 76-84 баллов (хорошо)	
		Высокий – 85-100 баллов (отлично)	
	Коллоквиум	Низкий – неудовлетворительно	- незнание программного материала; - при ответе возникают ошибки; - затруднения при выполнении практических работ.
		Пороговый – удовлетворительно	- усвоение основного материала; - при ответе допускаются неточности; - при ответе недостаточно правильные формулировки; - нарушение последовательности в изложении программного материала; - затруднения в выполнении практических заданий.

		Базовый – хорошо	<ul style="list-style-type: none"> - знание программного материала; - грамотное изложение, без существенных неточностей в ответе на вопрос; - правильное применение теоретических знаний; - владение необходимыми навыками при выполнении и практических задач.
		Высокий – отлично	<ul style="list-style-type: none"> - глубокое и прочное усвоение программного материала; - полные, последовательные, грамотные и логически излагаемые ответы при видоизменении задания; - свободно справляющиеся с поставленными задачами, знания материала; - правильно обоснованные принятые решения; - владение разносторонними навыками и приемами выполнения практических работ.
	Реферат	Низкий – неудовлетворительно	тема реферата не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы.
		Пороговый – удовлетворительно	имеются существенные отступления от требований к реферированию. В частности: тема освещена лишь частично; допущены фактические ошибки в содержании реферата или при ответе на дополнительные вопросы; во время защиты отсутствует вывод.
		Базовый – хорошо	основные требования к реферату и его защите выполнены, но при этом допущены недочёты. В частности, имеются неточности в изложении материала; отсутствует логическая последовательность в суждениях; не выдержан объём реферата; имеются упущения в оформлении; на дополнительные вопросы при защите даны неполные ответы.
		Высокий – отлично	выполнены все требования к написанию и защите реферата: обозначена проблема и обоснована её актуальность, сделан краткий анализ различных точек зрения на рассматриваемую проблему и логично изложена собственная позиция, сформулированы выводы, тема раскрыта полностью, выдержан объём, соблюдены требования к внешнему оформлению, даны правильные ответы на дополнительные вопросы.

6.2 Промежуточная аттестация студентов по дисциплине

Критерии оценивания устного ответа на экзамене

Промежуточная аттестация является проверкой всех знаний, навыков и умений студентов, приобретённых в процессе изучения дисциплины. Формой промежуточной аттестации по дисциплине является экзамен.

Для оценивания результатов освоения дисциплины применяется следующие критерии оценивания.

Критерии оценки за устный ответ на экзамене

Оценка «отлично» ставится, если:

1. Полно раскрыто содержание материала билета.
2. Материал изложен грамотно, в определенной логической последовательности, точно используется терминология.
3. Показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами, применять их в новой ситуации.
4. Продемонстрировано усвоение ранее изученных сопутствующих вопросов, сформированность и устойчивость компетенций, умений и навыков.
5. Ответ прозвучал самостоятельно, без наводящих вопросов.
6. Допущены одна – две неточности при освещении второстепенных вопросов, которые исправляются по замечанию.

Оценка «хорошо» ставится, если:

ответ удовлетворяет в основном требованиям на оценку «5», но при этом имеет один из недостатков:

1. В изложении допущены небольшие пробелы, не исказившие содержание ответа.
2. Допущены один – два недочета при освещении основного содержания ответа, исправленные по замечанию экзаменатора.
3. Допущены ошибка или более двух недочетов при освещении второстепенных вопросов, которые легко исправляются по замечанию экзаменатора.

Оценка «удовлетворительно» ставится, если:

1. Неполно или непоследовательно раскрыто содержание материала, но показано общее понимание вопроса и продемонстрированы умения, достаточные для дальнейшего усвоения материала.
2. Имелись затруднения или допущены ошибки в определении понятий, использовании терминологии, исправленные после нескольких наводящих вопросов.
3. При неполном знании теоретического материала выявлена недостаточная сформированность компетенций, умений и навыков, студент не может применить теорию в новой ситуации.

Оценка «неудовлетворительно» ставится, если:

1. Не раскрыто основное содержание учебного материала.
2. Обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала.
3. Допущены ошибки в определении понятий, при использовании терминологии, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов.
4. Не сформированы компетенции, умения и навыки.

6.3 Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки результатов освоения дисциплины

КОМПЛЕКТ ЗАДАНИЙ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Контрольная работа № 1.

Тема «Фундаментальные понятия в химии»

Вариант 1

1. Энергия стабилизации кристаллическим полем равна $-6Dg$. Установить все возможные электронные конфигурации атомов. Привести примеры комплексных соединений.

2. Рассчитать величину $10Dg$ для следующих комплексов: $[\text{CrCl}_6]^{3-}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3-}$ и объяснить какой комплекс характеризуется низкоспинным состоянием.
3. Установлено, что в комплексе $[\text{Cu}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$ аксиальные связи металл-лиганд значительно короче экваториальных. Объясните этот экспериментальный факт.
4. Составьте энергетическую диаграмму для $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ по методу МО.
5. Составьте уравнения следующих реакций:
 $\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{O} =$
 $\text{Li}_2\text{O} + \text{Mn}_2\text{O}_7 =$
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} =$
 и укажите функцию каждого реагента по Луксу-Флуду.
6. Рассчитайте энтальпию кислотно-основного взаимодействия для системы йод – амиак; метил-катион – фтор.

Требования к форме отчета по лабораторной работе

Форма отчета. Отчет должен содержать название, цель работы, описание хода работы, схемы приборов, расчеты, таблицу, графики зависимости, вывод. К лабораторной работе должны быть разобраны вопросы к занятию.

ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ

Тест «Комплексные соединения»

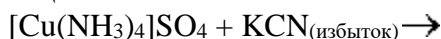
1. При добавлении в раствор избытка лигандов концентрация ионов комплексообразователя в растворе

1. увеличивается
 2. уменьшается
 3. не изменяется
 4. изменяется различным образом в зависимости от природы комплексообразователя
 5. изменяется различным образом в зависимости от природы лигандов
2. Продукты химической реакции:



1. $\text{Al}(\text{OH})_3$	2. $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$	3. K_3AlO_3
4. $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$	5. K_2SO_4	6. H_2O
7. KHSO_4	8. KAlO_2	9. Al_2O_3

3. Продукты химической реакции:



1. CuSO_4	2. $\text{Cu}(\text{CN})_2$	3. $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$
4. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	5. NH_3	6. NH_4CN
7. K_2SO_4	8. KOH	9. KHSO_4

4. Концентрация ионов $[\text{Cu}^+]$ в 0,01 М растворе $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2]$, содержащем 0,1 М избыточного KCN равна $1,0 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

Константа устойчивости комплексного иона $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^+$ составит

1. $1,0 \cdot 10^{-7}$
2. $1,0 \cdot 10^{-6}$
3. $1,0 \cdot 10^{-5}$
4. $1,0 \cdot 10^5$
5. $1,0 \cdot 10^6$
6. $1,0 \cdot 10^7$

5. Первая и вторая ступенчатые константы нестойкости комплексного иона $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ соответственно равны:

$$K_{n1}=2,0 \cdot 10^{-5}; \quad K_{n2}=1,5 \cdot 10^{-9}.$$

Общая константа нестойкости рассматриваемого комплексного иона окажется равной

1. $3,3 \cdot 10^{13}$

2. $2,9 \cdot 10^{-14}$
3. $3,0 \cdot 10^{-13}$
4. $3,0 \cdot 10^{-14}$
5. $3,5 \cdot 10^{-14}$
6. $3,0 \cdot 10^{-45}$

6. Константа нестойкости комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ равна отношению

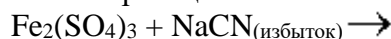
1. $[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]/[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]$
2. $[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2/[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]$
3. $[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]/[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]$
4. $[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]/[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2$
5. $[\text{Ag}^+][2\text{NH}_3]/[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]$
6. $[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]/[\text{Ag}^+][2\text{NH}_3]$

7. Определите продукты химической реакции:



1. $\text{Fe}(\text{CN})_2$	2. $\text{Fe}(\text{CN})_3$	3. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	4. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
5. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	6. K_2SO_4	7. SO_2	8. $(\text{CN})_2$

8. Определите продукты химической реакции:



1. $\text{Fe}(\text{CN})_2$	2. $\text{Fe}(\text{CN})_3$	3. $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	4. $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
5. FeSO_4	6. Na_2SO_4	7. SO_2	8. $(\text{CN})_2$

9. Комплексное соединение $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ может быть разрушено в результате

1. добавления нитрата натрия
2. добавления азотной кислоты
3. добавления серной кислоты
4. добавления аммиака
5. добавления хлорида натрия
6. нагревания

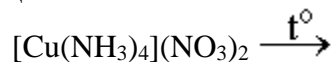
10. Концентрация ионов Ag^+ в 0,1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ ($K_{\text{нест}} = 7,2 \cdot 10^{-8}$), содержащем избыток аммиака, равна $8,0 \cdot 10^{-10}$ моль/л. Рассчитайте концентрацию избыточного аммиака (в моль/л) в данном растворе.

11. Продукты химической реакции:



1. $\text{Fe}(\text{CN})_2$	2. $\text{Fe}(\text{CN})_3$	3. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
4. K_2MnO_4	5. MnSO_4	6. MnO_2
7. K_2SO_4	8. KOH	9. H_2O

12. Продукты химической реакции:

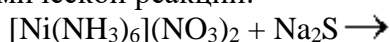


1. CuO	2. $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$	3. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
4. NH_4NO_3	5. NH_3	6. H_2O
7. NO	8. NO_2	9. O_2

13. Расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнении химической реакции:



14. Определите продукты химической реакции:



1. NiSO_4	2. $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	3. NiS	4. $\text{Ni}(\text{OH})_2$
5. NH_3	6. NH_4NO_3	7. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	8. N_2
9. Na_2SO_4	10. NaNO_3	11. NaOH	12. H_2O

15. Расставьте стехиометрические коэффициенты в уравнении химической реакции:



ВОПРОСЫ КОЛЛОКВИУМА

Вопросы к коллоквиуму «Супрамолекулярные соединения»

1. Основные понятия супрамолекулярной химии.
2. Клатраты и соединения включения, газовые гидраты, соединения с макроциклическими лигандами.
3. Самосборка, самоорганизация, комплементарность.
4. Перспективы применения супрамолекулярных соединений.
5. Химия кластеров, ультрадисперсных и наночастиц
6. Особенности электронного строения кластеров.
7. Методы получения и стабилизации кластеров.
8. Материалы на основе кластерных соединений и наночастиц.

Вопросы к коллоквиуму «Распределения электронной плотности в органических молекулах и взаимное влияние атомов»

1. Природа индуктивного эффекта.
2. Природа мезомерного эффекта.
3. Правила написания резонансных структур.
4. Статические и динамические электронные эффекты.
5. Используя конкретные примеры, покажите взаимное влияние атомов в молекулах органических соединений. Ответ подтвердите необходимыми уравнениями реакций.
6. Протолитическая теория Бренстеда.
7. Органические протонсодержащие кислоты. Классификация. Сравнение кислотных свойств.
8. Сопряжённые кислоты и основания. Примеры.
9. Кислоты Льюиса. Особенности строения. Примеры.
10. Жёсткие и мягкие кислоты Льюиса. Участие в органических реакциях.

ТЕМЫ РЕФЕРАТОВ

1. Методы активации химических реакций.
2. Методы механохимической активации.
3. Плазмохимические методы синтеза.
4. Синтез в условиях электромагнитного излучения различной интенсивности.
5. Термобарический синтез.
6. Методы синтеза кубического нитрида бора.
7. Нитриды кремния и углерода - новые сверхтвёрдые материалы, методы синтеза и кристаллизации.
8. Доэлектронные представления и теории, предшествовавшие теории строения (теория радикалов; теория типов; унитарная теория; работы Кекуле; представления Кольбе).
9. Доклад А.М. Бутлерова. Современная трактовка теории строения органических соединений (явление изомерии, изомеры; гомология и гомологи).
10. Классификация и типы химических связей. Способы изображения связей.
11. Механизм образования ионной связи.
12. Ковалентная связь. Механизм образования, полярная неполярная ковалентная связь.
13. Водородная и металлическая связи.
14. Валентные состояния атомов органоидов и их связи (гибридизация и валентные состояния атомов углерода, азота, кислорода, серы).
15. Общие представления о различных видах электронных облаков ковалентных связей (пространственная направленность, полярность, поляризуемость ковалентных связей).

ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ

1. Типы химических связей, валентность, степень окисления, координационные числа, межмолекулярные (невалентные) взаимодействия.

2. Клатраты и соединения включения, газовые гидраты, соединения с макроциклическими лигандами, самосборка, самоорганизация, комплементарность, перспективы применения.

3. Основные понятия теории химической связи в комплексных соединениях (метод валентных связей, теория кристаллического поля, теория поля лигандов), типы лигандов и координационных соединений, особенности строения и изомерии, материалы на основе координационных соединений.

4. Кислоты и основания в неорганической, координационной и органической химии, суперкислоты, водные и неводные растворы и растворители, сверхкритические среды.

5. Химия кластеров, ультрадисперсных и наночастиц: особенности электронного строения, кратные связи металл-металл, цепи, металлополиэдров, магические числа, методы получения и стабилизации, материалы на основе кластерных соединений и наночастиц.

6. Методы активации химических реакций: методы «мягкой» химии, темплатный синтез, эпитаксия, метод CVD, синтез в сверхкритических средах, золь-гель технология, твердофазный синтез (общие положения).

7. Термобарический синтез: проблемы описания полиморфных модификаций и диаграммы состояния углерода, получение искусственных алмазов и алмазных пленок в квазигидростатических условиях.

8. Природа индуктивного эффекта.

9. Природа мезомерного эффекта.

10. Правила написания резонансных структур.

11. Статические и динамические электронные эффекты.

12. Используя конкретные примеры, покажите взаимное влияние атомов в молекулах органических соединений. Ответ подтвердите необходимыми уравнениями реакций.

13. Протолитическая теория Бренстеда.

14. Органические протонсодержащие кислоты. Классификация. Сравнение кислотных свойств.

15. Сопряжённые кислоты и основания. Примеры.

16. Кислоты Льюиса. Особенности строения. Примеры.

17. Жёсткие и мягкие кислоты Льюиса. Участие в органических реакциях.

7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ

Информационные технологии – обучение в электронной образовательной среде с целью расширения доступа к образовательным ресурсам, увеличения контактного взаимодействия с преподавателем, построения индивидуальных траекторий подготовки, объективного контроля и мониторинга знаний студентов.

В образовательном процессе по дисциплине используются следующие информационные технологии, являющиеся компонентами Электронной информационно-образовательной среды БГПУ:

- Официальный сайт БГПУ;
- Система электронного обучения ФГБОУ ВО «БГПУ»;
- Система тестирования на основе единого портала «Интернет-тестирования в сфере образования www.i-exam.ru»;
- Система «Антиплагиат.ВУЗ»;
- Электронные библиотечные системы;
- Мультимедийное сопровождение лекций и лабораторных занятий.

8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

При обучении лиц с ограниченными возможностями здоровья применяются адаптивные образовательные технологии в соответствии с условиями, изложенными в разделе «Особенности организации образовательного процесса по образовательным программам для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья» основной образовательной программы (использование специальных учебных пособий и дидактических материалов, специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования, предоставление услуг ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь и т.п.) с учётом индивидуальных особенностей обучающихся.

9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ

9.1 Литература

Основная литература

1. Артеменко, А.И. Справочное руководство по химии / А.И. Артеменко, И.В. Тикунова, В.А. Малеванный. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Высш. шк., 2003. – 366 с.
2. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.С. Ахметов. – 8-е изд., испр. – М. : Лань, 2014. – 752 с.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб.пособие для студ. вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – стер. изд. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – 240 с.
4. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Э. Т. Оганесян, В. А. Попков, Л. И. Щербакова, А. К. Брель ; под редакцией Э. Т. Оганесяна. – Москва : Издательство Юрайт, 2022. – 447 с. – (Высшее образование). – ISBN 978-5-9916-6994-8. – Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. – URL: <https://urait.ru/bcode/489031> (дата обращения: 22.11.2022).
5. Реутов, О. А. Органическая химия: Учебник для студ. вузов, обучающихся по спец. «Химия» / О. А. Реутов, А. Л. Курц, К. П. Бутин. – М.: Бином: Лаб. Знаний. – (Классический университетский учебник), 2007. Ч. 1.–567 с. Ч. 2. – 623с. Ч. 3. – 544с. 4. – 725с.
6. Сид Д. В., Этвуд Д. Л. Супрамолекулярная химия. В двух томах. – Москва, Академкнига, 2007. Том 1. - 480 с. Том 2. - 416 с. www.chemnet.ru 2. Веб-сайт книги Сиды Д.В., Дж. Л. Этвуда Супрамолекулярная химия.
7. Химия элементов : учебник для вузов / Э. Т. Оганесян, В. А. Попков, Л. И. Щербакова, А. К. Брель. — Москва : Издательство Юрайт, 2022. – 251 с. – (Высшее образование). – ISBN 978-5-9916-9724-8. – Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. – URL: <https://urait.ru/bcode/491920> (дата обращения: 22.11.2022).
8. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для студ. вузов, обучающихся по направлению и спец. «Химия» / Я.А. Угай. – 4-е изд., стер. – М. : Высш. шк., 2009. – 526 с. 3. (www.alleng.ru/d/chem/chem86.htm).

9.2 Базы данных и информационно-справочные системы

1. Сайт о химии <http://www.xumuk.ru/>
2. Каталог образовательных интернет-ресурсов <http://www.edu.ru>
3. Популярная библиотека химических элементов <http://n-t.ru/ri/ps/>
4. Электронная библиотека по химии <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>
5. Естественно-научный портал <http://en.edu.ru/>

9.3 Электронно-библиотечные ресурсы

1. ЭБС «Юрайт». - Режим доступа: <https://urait.ru>
2. Полпред (обзор СМИ). - Режим доступа: <https://polpred.com/news>

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА

Для проведения занятий лекционного и лабораторного типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации используются аудитории, оснащённые учебной мебелью, аудиторной доской, компьютером(рами) с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением, коммутатором для выхода в электронно-библиотечную систему и электронную информационно-образовательную среду БГПУ, мультимедийными проекторами, экспозиционными экранами, учебно-наглядными пособиями (таблицы, мультимедийные презентации). Для проведения лабораторных занятий также используется:

Ауд. 103 «А». Лаборатория неорганической химии

- Стол письменный 2-мест. (12 шт.)
- Стул (25 шт.)
- Стол преподавателя (1 шт.)
- Стул преподавателя (1 шт.)
- Пюпитр (1 шт.)
- Стол лабораторный (3 шт.)
- Аудиторная доска (1 шт.)
- Компьютер с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением (2 шт.)
- Принтер «Samsung» (1 шт.)
- 8 - портовый коммутатор D-Link для выхода в электронно-библиотечную систему и электронную информационно-образовательную среду БГПУ (1 шт.)
- Мультимедийный проектор SHARP -10 X(1 шт.)
- Экспозиционный экран (навесной) (1 шт.)
- Сушильный шкаф
- Весы ЕК-410 (технические)
- Химическая посуда
- Штативы для пробирок, нагревательные приборы, лабораторная посуда
- Химические реактивы по тематике лабораторных работ

Учебно-наглядные пособия - слайды, таблицы, мультимедийные презентации по дисциплине.

Самостоятельная работа студентов организуется в аудиториях оснащенных компьютерной техникой с выходом в электронную информационно-образовательную среду вуза, в специализированных лабораториях по дисциплине, а также в залах доступа в локальную сеть БГПУ, в лаборатории психолого-педагогических исследований и др.

Лицензионное программное обеспечение: операционные системы семейства Windows, Linux; офисные программы Microsoftoffice, Libreoffice, OpenOffice; AdobePhotoshop, Matlab, DrWebantivirus и т.д.

Разработчик: Егорова И.В., доктор химических наук, профессор кафедры химии.

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ

Утверждение изменений в РПД для реализации в 2020/2021 уч. г.

РПДобсуждена и одобрена для реализации в 2020/2021 уч. г.на заседании кафедры химии (протокол № 9 от «11» июня 2020 г.). В РПД внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: 1	
№ страницы с изменением: 1	

Исключить:	Включить:
МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ	МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
№ изменения: 2 № страницы с изменением:	
Исключить:	Включить:

РПДобсуждена и одобрена для реализации в 2021/2022 уч. г.на заседании кафедры химии (протокол № 7 от «14» апреля 2021 г.).

РПД пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2022/2023 учебном году на заседании кафедры химии (протокол № 1 от 14 сентября 2022 г.).

В рабочую программу внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: 2 № страницы с изменением:45	
В Раздел 9 внесены изменения в список литературы, в базы данных и информационно-справочные системы, в электронно-библиотечные ресурсы. Указаны ссылки, обеспечивающие доступ обучающимся к электронным учебным изданиям и электронным образовательным ресурсам с сайта ФГБОУ ВО «БГПУ».	