


Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа дисциплины		



УТВЕРЖДЕНО

решением Ученого совета института медицины, экологии и физической культуры от 18 мая 2022 г., протокол № 9/239

Председатель Мидленко В.И.
18 мая 2022 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина	Общая и неорганическая химия
Факультет	Экологический
Наименование кафедры	Кафедра общей и биологической химии
Курс	1 курс 1 семестр

Направление (специальность): **33.05.01. «Фармация» (уровень специалитет)**
Направленность (профиль/специализация)

Форма обучения: **очная**

Дата введения в учебный процесс УлГУ: **01 сентября 2022 г.**

Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол № _____ от _____ 20__ г.

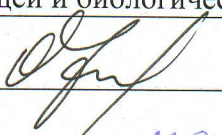

Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол № _____ от _____ 20__ г.


Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол № _____ от _____ 20__ г.

Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол № _____ от _____ 20__ г.

Сведения о разработчиках:

ФИО	Кафедра	Должность, ученая степень, звание
Пантелеев Сергей Викторович	общей и биологической химии	Доцент, к.б.н., доцент
Ямских Арина Андреевна	общей и биологической химии	Ассистент

СОГЛАСОВАНО	СОГЛАСОВАНО
Заведующий кафедрой, реализующей дисциплину общей и биологической химии	Заведующий выпускающей кафедрой общей и клинической фармакологии с курсом микробиологии
 /Шроль О.Ю./	 /Маркевич М.П./
« 18 » мая 2022 г.	« 18 » мая 2022 г.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Цель - освоения учебной дисциплины общая и неорганическая химия состоит в овладении знаниями общих законов химии; основных закономерностей взаимосвязи между строением и химическими свойствами вещества, структурой химических соединений и их биологической активностью, а также принципами прогнозирования превращения неорганических и координационных соединений.

Цель освоения учебной дисциплины общая и неорганическая химия состоит в формировании компетенции ОПК-1: «Способен использовать основные биологические, физико-химические, химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовления лекарственных препаратов».

Задачи дисциплины:


- приобретение студентами знаний основных законов химии; современной модели атома и Периодического закона Д.И. Менделеева, природы химической связи; номенклатуры неорганических и комплексных соединений; строения комплексных соединений и их свойств; зависимости фармакологической активности и токсичности соединений от положения элемента в периодической системе; основных химических свойств элементов и их соединений;
- обучение студентов важнейшим методам проведения лабораторного эксперимента, позволяющим изучить свойства химических элементов и их важнейших соединений;
- обучение студентов распознаванию важнейших химических соединений при проведении химических экспериментов;
- обучение студентов выбору оптимальных методов расчета при обработке экспериментальных данных, а также для прогнозирования протекания химических реакций в данных условиях;
- обучение студентов выбору оптимальных схем решения расчетных задач;
- обучение студентов оформлению полученных результатов в лабораторном журнале;
- ознакомление студентов с правилами работы в химической лаборатории;
- формирование навыков изучения научной литературы и официальных статистических обзоров;
- формирование у студента навыков общения с коллективом.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

Дисциплина относится к блоку Дисциплины (модули) обязательным части учебного плана, базируется на знаниях и умениях, предшествует курсам (аналитическая химия, фармацевтическая химия и др.), углубляет фундаментальную естественнонаучную подготовку специалистов - провизоров. Данная дисциплина изучается на 1 курсе 1 семестре.

3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ), СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОПОП

п/№	Номер/индекс компетенции	Содержание компетенции (или ее части)	В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны:		
			Знать	Уметь	Владеть
1.	ОПК-1	Способен	Общие законы химии,	Табулировать	Навыкам

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		


	использовать основные биологические, физико-химические, химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовления лекарственных препаратов.	свойства и реакции неорганических соединений; правила техники безопасности работы в химической лаборатории; химическое равновесие, способы расчета констант равновесия; основные положения теории химического равновесия применительно к протолитическим реакциям кислотно-основного, окислительно-восстановительного, осадительного и комплексонометрического характера; зависимость фармакологической активности и токсичности соединений от положения элемента в периодической системе.	экспериментальные и расчетные данные; использовать современные компьютерные средства, сетевые технологии, базы данных и знаний; выполнять расчеты параметров процессов для прогнозирования превращения неорганических и координационных соединений; рассчитывать изменения термодинамических функций состояния системы, тепловые эффекты химических процессов, константы равновесия, степень превращения, равновесные концентрации продуктов реакции и исходных веществ; объяснять смещение равновесия в растворах электролитов; применять правила разных номенклатур к различным классам неорганических соединений; готовить истинные растворы; собирать простейшие установки для проведения лабораторных исследований; пользоваться химическим оборудованием; проводить лабораторные опыты, объяснять сущность конкретных реакций, оформлять отчетную документацию по экспериментальным данным.	и получения информации из различных источников;
--	---	--	---	---

4. ОБЩАЯ ТРУДОЕМКОСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ

Объем дисциплины в зачетных единицах (всего) 6 ЗЕТ


По видам учебной работы (в часах): 216

Вид учебной работы	Количество часов (форма обучения очная)	
	Всего по плану	В т.ч. по семестрам 1
Аудиторные занятия:	108	108
Лекции	36	36
Практические и семинарские занятия	-	-
Лабораторные работы (лабораторный практикум)	72	72
Самостоятельная работа	72	72
Всего часов по дисциплине	216	216
Текущий контроль (количество и вид: контрольная работа, коллоквиум, реферат)	Отчет по лабораторной работе, тесты, задачи	Отчет по лабораторной работе, тесты, задачи

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма		
Ф-Рабочая программа по дисциплине			
Курсовая работа	-	-	
Виды промежуточной аттестации (экзамен, зачет)	36 экзамен	36 экзамен	
Общая трудоемкость в зачетных единицах	6	6	

Содержание дисциплины (модуля.) Распределение часов по темам и видам учебной работы
Форма обучения очная

Название разделов и тем	Всего	Виды учебных занятий					Форма текущего контроля знаний
		Аудиторные занятия			Занятия в интерактивной форме	Самостоятельная работа	
		Лекции	Практические занятия, семинары	Лабораторные работы, практикумы			
Раздел 1. Общая химия							
Тема 1. Введение. Цели и задачи общей и неорганической химии	5	2	-	-	-	3	
Тема 2. Строение атома	10	2	-	4	2	4	Отчет по лабораторной работе
Тема 3. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома	10	2	-	4	2	4	Отчет по лабораторной работе
Тема 4. Химическая связь и строение молекул	10	2	-	4	2	4	Отчет по лабораторной работе
Тема 5. Основы химической термодинамики	10	2	-	4	2	4	Отчет по лабораторной работе
Тема 6. Химическая кинетика и равновесие	10	2	-	4	2	4	Отчет по лабораторной работе
Тема 7. Теория растворов и растворителей	12	4	-	4	2	4	Отчет по лабораторной работе
Тема 8. Коллигативные свойства растворов	6	2	-	-	-	4	

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Тема 9. Теория электролитической диссоциации	12	2	-	4	-	6	Отчет по лабораторной работе
Тема 10. pH растворов. Гидролиз солей. Буферные растворы	12	2	-	4	-	6	Отчет по лабораторной работе
Тема 11. Окислительно-восстановительные процессы.	10	2	-	4	-	4	Отчет по лабораторной работе
Тема 12. Теория комплексных соединений	10	2	-	4	-	4	Отчет по лабораторной работе
Раздел 2. Неорганическая химия							
Тема 13. s-элементы и их соединения.	11	2	-	4	-	5	Отчет по лабораторной работе
Тема 14. d-элементы и их соединения.	13	2	-	4	-	7	Отчет по лабораторной работе
Тема 15. p-элементы и их соединения (III-IVA).	13	2	-	2	-	9	Отчет по лабораторной работе
Тема 16. p-элементы и их соединения (V-VIA).	13	2	-	2	-	9	Отчет по лабораторной работе
Тема 17. p-элементы и их соединения VIIA-VIIA	13	2	-	2	-	9	Отчет по лабораторной работе
ИТОГО	180	36	-	54	12	90	

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Раздел 1. Общая химия


Тема 1. Введение. Цели и задачи общей и неорганической химии.

Химия как наука. Предмет, задачи и методы химии. Химические дисциплины в системе медицинского образования. Предмет, задачи и методы общей и неорганической химии, ее место в системе естественных наук и фармацевтического образования, значение для развития медицины и фармации.

Основные законы, положения и понятия общей и неорганической химии. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов.

Номенклатура основных классов неорганических веществ.

Расчеты по химическим формулам и уравнениям.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Техника безопасности и правила работы в лабораториях химического профиля.
Обработка результатов наблюдений и измерений.

Тема 2. Строение атома.

Теории строения атома Томсона, Резерфорда, Бора. Основы квантовой механики. Квантовые числа и строение электронных оболочек атома. Принципы заполнения атомных орбиталей.

Тема 3. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома.

История создания периодического закона. Менделеевский подход к созданию периодического закона. Структура периодической системы. Вертикальная, горизонтальная и диагональная периодичность. Вторичная периодичность. Параметры атома и периодичность их изменения в системе элементов Д.И. Менделеева.

Тема 4. Химическая связь и строение молекул.

Понятие химическая связь и механизмы ее образования. Методы описания химической связи: метод валентных связей и молекулярных орбиталей. Основные характеристики химической связи. Разновидности химической связи: ковалентная, ионная, металлическая. Межмолекулярное взаимодействие.

Тема 5. Основы химической термодинамики.

Энергетика, направление и глубина протекания химических реакции. Химическое равновесие.

Основные понятия химической термодинамики. Поглощение и выделение различных видов энергии при химических превращениях. Теплота и работа.

Внутренняя энергия и энтальпия индивидуальных веществ и многокомпонентных систем. Стандартные состояния веществ и стандартные значения внутренней энергии и энтальпии. Теплоты химических реакций при постоянной температуре и давлении или объеме. Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ.

Закон Гесса. Расчеты изменения стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений (растворение веществ, диссоциация кислот и оснований) на основе закона Гесса.

Понятие об энтропии как мере неупорядоченности системы (уравнение Больцмана).

Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений. Таблицы стандартных энергий Гиббса образования веществ.

Тема 6. Химическая кинетика и равновесие.


Предмет и основные понятия химической кинетики. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Скорость реакции, средняя скорость реакции в интервале, истинная скорость. Классификация химических реакций: гомогенные и гетерогенные, простые и сложные (параллельные, последовательные, сопряженные, цепные). Молекулярность и порядок реакции. Скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций.

Зависимость скорости реакции от концентрации. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядков. Экспериментальные методы определения скорости и константы скорости реакции.

Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов. Понятие о теории активных соударений. Энергетический профиль реакции, энергия активации, уравнение Аррениуса.

Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитических реакций. Особенности каталитической активности ферментов. Уравнение Михаэлиса-Ментен и его анализ.

Химическое равновесие. Обратимые и необратимые по направлению реакции.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Термодинамические условия равновесия в изолированных и закрытых системах. Константа химического равновесия и ее связь с термодинамическими функциями. Общая константа последовательно и параллельно протекающих процессов. Факторы, влияющие на химическое равновесие. Прогнозирование смещения химического равновесия.

Тема 7. Теория растворов и растворителей.

Общие понятия о растворах и растворителях. Способы выражения концентрации растворов. Термодинамика образования растворов. Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Растворимость. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ. Вода как один из наиболее распространенных растворителей. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Неводные растворители и растворы.

Процесс растворения как физико-химическое явление (Д.И. Менделеев, Н.С. Курнаков). Термодинамика процесса растворения.

Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Генри - Дальтона, И.М. Сеченова.

Растворы твердых веществ в жидкостях.

Тема 8. Коллигативные свойства растворов.

Понятие о коллигативных свойствах растворов. Коллигативные свойства растворов: осмос и осмотическое давление, температура кипения и замерзания. Первый и второй закон Рауля. Зависимость "свойство раствора - концентрация". Закон Вант - Гоффа об осмотическом давлении. Теория электролитической диссоциации (Аррениус С., Каблуков И.А.). Роль осмоса в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургор. Гипо-, изо- и гипертонические растворы.

Тема 9. Теория электролитической диссоциации.

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов.

Равновесие между раствором и осадком малорастворимого сильного электролита. Произведение растворимости. Условия растворения и образования осадков.

Растворы слабых электролитов. Применение ЗДМ к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации (диссоциации). Ступенчатый характер ионизации.

Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда-Лоури). Константы кислотности и основности. Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований.

Роль ионных, в том числе кислотно-основных, взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов, при приготовлении лекарственных смесей. Химическая совместимость и несовместимость лекарственных веществ.

pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующих солей.

Амфотерные электролиты (амфолиты).

Тема 10. pH растворов. Гидролиз солей. Буферные растворы.


Ионное произведение воды. Водородный показатель. pH в растворах сильных и слабых электролитов (кислот, оснований, солей)

Буферные растворы. Буферное действие – основной механизм протолитического гомеостаза организма. Типы буферных растворов. Механизм действия буферных систем, их количественные характеристики. Расчет pH протолитических систем. Буферная емкость. Влияние разбавления на pH буферных растворов.

Биологические буферные системы: гидрокарбонатная, фосфатная, гемоглобиновая, протеиновая. Понятие о кислотно-основном состоянии организма.

Тема 11. Окислительно-восстановительные процессы.

Степень окисления. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления. Способы уравнивания окислительно-восстановительных реакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в Периодической системе элементов и степени окисления элементов в соединениях.

Сопряженные пары окислитель - восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.

Стандартное изменение энергии Гиббса и Гельмгольца окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (электродные потенциалы). Определение направления протекания ОВ реакций по разности ОВ потенциалов.

Влияние среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.

Уравнение Нернста–Петерса. Прогнозирование направления окислительно-восстановительного процесса по величинам редокс-потенциалов. Гальванический элемент. ЭДС процесса и ее измерение. Классификация электродов.

Окислительно-восстановительные реакции в биологических процессах (процессы с переносом электронов, процессы с переносом ионов).

Потенциометрия. Ионоселективные электроды. Типы ионоселективных электродов. Ионметрия в медицине.

Тема 12. Теория комплексных соединений.

Современное содержание понятия «комплексные соединения» (КС). Структура КС: центральный атом, лиганды, комплексный ион, внутренняя и внешняя сфера, координационное число центрального атома, дентатность лигандов.

Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Природа химической связи в КС. Понятие о теории кристаллического поля и теории поля лигандов. Объяснение окраски КС переходных металлов. Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и нестойкости комплексов.

Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания, соли. Пикомплексы. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические КС.

Биологическая роль КС. Металлоферменты, понятие о строении их активных центров. Химические основы применения КС в фармации и медицине. Основные понятия теории Вернера. Лиганды и их классификация. Внутриорбитальные и внешнеорбитальные комплексы. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Понятие константа нестойкости.

Раздел 2. Неорганическая химия

Тема 13. s-элементы и их соединения.

Водород

Общая характеристика. Особенности положения в ПСЭ, реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами.


Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная и апирогенная вода, их получение и применение в фармации. Природные и минеральные воды.

Характеристика и реакционная способность соединений водорода с другими распространенными элементами: кислородом, азотом, углеродом, серой. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно и слабополярными связями. Ион водорода, ион оксония, ион аммония.

s-элементы - металлы

Общая характеристика. Изменение свойств элементов IIА группы в сравнении с IА. Характеристики катионов. Ионы s-металлов в водных растворах; энергия гидратации ионов.

Взаимодействие металлов с кислородом, образование оксидов, пероксидов, гипероксидов (супероксидов, надпероксидов). Взаимодействие с водой этих соединений. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов; амфотерность гидроксида бериллия. Гидриды

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

щелочных и щелочно-земельных металлов и их восстановительные свойства.

Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных и щелочно-земельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты. Ионы щелочных и щелочноземельных металлов как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранном переносе калия и натрия. Ионы магния и кальция как комплексообразователи. Реакция с комплексонами (на примере натрия этилендиаминтетраацетата).

Биологическая роль s-элементов-металлов в минеральном балансе организма. Макро- и микро-s-элементы. Поступление в организм с водой. Жесткость воды, единицы ее измерения, пределы, влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах, методы устранения жесткости. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение (проблема стронция-90)

Токсичность соединений бериллия. Химические основы применения соединений лития, натрия, калия, магния, кальция, бария в медицине и в фармации.

Тема 14. d-элементы и их соединения.

d-элементы III-V групп

Общая характеристика d-элементов (переходных элементов). Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование комплексов. Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и сходство d-элементов V и VI периодов.

d-Элементы III группы. Общая характеристика, сходство и отличие от s-элементов II группы. f-Элементы как аналоги d-элементов III группы; сходство и отличие на примере церия. Химические основы применения церия (VI) сульфатов в количественном анализе.

d-Элементы IV и V, групп. Общая характеристика. Химические основы применения титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармации.

d-элементы VI группы

Общая характеристика группы.

Хром. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность, способность к комплексообразованию.

Хром (II), кислотнo-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений.

Хром (III), кислотнo-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений, способность к комплексообразованию.

Соединения хрома (VI) - оксид и хромовые кислоты, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристика. Окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH среды; окисление органических соединений (спиртов). Пероксосоединения хрома (VI).

Общие закономерности КО и ОВ свойств соединений d-элементов при переходе от низших степеней окисления к высшим на примере соединений хрома.

Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополикислот; сравнительная окислительно-восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома.

Биологическое значение d-элементов VI группы. Химические основы применения соединений хрома, молибдена и вольфрама в фармации (фармацевтическом анализе).


d-элементы VII группы

Общая характеристика группы.

Марганец. Общая характеристика. Химическая активность простого вещества. Способность к комплексообразованию (карбонилы марганца).

Марганец (II) и марганец (IV): КО и ОВ характеристика соединений, способность к комплексообразованию.

Марганец (IV) оксид, кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние pH на ОВ свойства.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Соединения Марганца (VI): марганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе и условия стабилизации. Соединения Марганца (VII) - оксид, марганцовая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, продукты восстановления перманганатов при различных значениях pH, окисление органических соединений, термическое разложение. Химические основы применения калия перманганата и его раствора как антисептического средства и в фармацевтическом анализе.

d-элементы VIII группы

Общая характеристика группы. Деление d-элементов VIII группы на элементы семейства железа и платиновые металлы.

Общая характеристика элементов семейства железа.

Железо. Химическая активность простого вещества, способность к комплексообразованию.

Соединения железа (II) и железа (III) - КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа (II) и железа (III) с цианид- и тиоцианат- ионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия.

Железо (VI). Ферраты, получение и окислительные свойства.

Химические основы применения железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации (в том числе в фармацевтическом анализе).

Кобальт и никель. Химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта (II) и кобальта (III), никеля (II); КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Никель и кобальт как микроэлементы. Химические основы применения соединений кобальта и никеля в медицине и фармации.

Общая характеристика элементов семейства платины.

d-элементы I группы

Общая характеристика группы. Физические и химические свойства простых веществ.

Соединения меди (I) и меди (II), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Комплексный характер медьсодержащих ферментов и химизм их действия в метаболических реакциях. Природа окраски соединений меди. Химические основы применения соединений меди в медицине и фармации.

Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики (бактерицидные свойства иона серебра). Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатами. Химические основы применения соединений серебра в качестве лечебных препаратов в фармацевтическом анализе.


Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Химические основы применения в медицине и фармации золота и его соединений.

d-элементы II группы

Общая характеристика группы.

Цинк. Общая характеристика, химическая активность простого вещества; КО и ОВ характеристика соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Комплексная природа цинкосодержащих ферментов и химизм их действия. Химические основы применения в медицине и в фармации соединений цинка. Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка.

Ртуть. Общая характеристика, отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная химическая активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серой и азотной кислотой. Соединения ртути (I) и ртути (II), их КО и ОВ характеристика, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений ртути.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Химические основы применения соединений ртути в медицине и фармации.

Тема 15. p-элементы и их соединения (III-IVА).

p-элементы III группы

Общая характеристика группы. Электронная дефицитность и ее влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления +3 и +1 в группе p-элементов III группы.

Бор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны), особенности стереохимии и природы связи (трехцентровые связи). Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борная кислота, равновесие в водном растворе. Бораты - производные различных мономерных и полимерных борных кислот. Тетраборат натрия. Эфиры борной кислоты. Качественная реакция на бор и ее использование в фармацевтическом анализе. Биологическая роль бора.

Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.

Алюминий. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Разновидности оксида алюминия. Применение в медицине. Амфотерность гидроксида. Алюминаты, Ион алюминия как комплексообразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Особенности строения. Галиды. Гидрид алюминия и аланаты. Квасцы. Физико-химические основы применения алюминия в медицине и фармации.

p-элементы IV группы

Общая характеристика группы.

Общая характеристика углерода. Аллотропические модификации углерода. Типы гибридизации атома углерода и строение углеродосодержащих молекул. Углерод как основа всех органических молекул. Физические и химические свойства простых веществ. Активированный уголь как адсорбент.

Углерод в отрицательных степенях окисления, карбиды активных металлов и соответствующие им углеводороды.

Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристика, свойства как лиганда, химические основы его токсичности. Цианистоводородная кислота, простые и комплексные цианиды. Химические основы токсичности цианидов.


Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV), стереохимия и природа связи, равновесия в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термохимическое разложение.

Соединения углерода с галогенами и серой. Четыреххлористый углерод, фосген, фреоны, сероуглерод и тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства, применение.

Биологическая роль углерода. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине и фармации.

Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие пи-связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты. Кислородные соединения. Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Кремнийорганические соединений. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.

Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГг и ЭП, поведение в водных растворах. Хлористоводородная кислота. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. ОВ реакции в растворах. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинецсодержащих препаратов (свинца (II) ацетат, свинца (II) оксид). Химические основы использования соединений олова и свинца в анализе фармпрепаратов.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Тема 16. p-элементы и их соединения (V-VIA).

p-элементы V группы

Общая характеристика группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль.

Азот. Общая характеристика. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Причина малой химической активности азота. Молекула азота как лиганд.

Соединения с отрицательными степенями окисления. Нитриды (ковалентные и ионные). Аммиак, КО и ОВ характеристика, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Свойства аминокислот как производных аммиака. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксиламин. КО и ОВ характеристика. Азотистоводородная кислота и азиды.

Соединения азота в положительных степенях окисления. Оксиды. Стереохимия и природа связи. Способы получения. КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристика. "Царская водка".

Фосфор. Общая характеристика. Аллотропические модификации фосфора, их химическая активность.

Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота.

Соединения фосфора в положительных степенях окисления. Галиды, их гидролиз. Оксиды: стереохимия и природа связи, взаимодействие с водой и спиртами. Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Дифосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.

Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика.

Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша.

Соединения мышьяка, сурьмы и висмута в положительных степенях окисления. Галиды и изменение их свойств в группе (азот - висмут). Оксиды и гидроксиды Э (III) и Э (V); их КО и ОВ характеристики. Арсениты и арсенаты, их КО и ОВ свойства. Соли катионов сурьмы (III) и висмута (III), их гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V).

Понятие о химических основах применения в медицине и фармации аммиака, оксида азота (I) (заокси азота), нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута. Химические основы использования соединений p-элементов V группы в фармацевтическом анализе.


p-элементы VI группы

Общая характеристика группы.

Кислород. Общая характеристика. Роль кислорода как одного из наиболее распространенных элементов и составной части большинства неорганических соединений. Особенности электронной структуры молекулы кислорода. Химическая активность кислорода. Молекула O₂ в качестве лиганда в оксигемоглобине. Озон, стереохимия и природа связей. Химическая активность в сравнении с кислородом (реакция с растворами иодидов). Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: супероксиды (гипероксиды, надпероксиды), пероксиды, оксиды, озониды).

Пероксид водорода H₂O₂, его КО и ОВ характеристика, применение в медицине. Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Химические основы применения кислорода и озона, а также соединений кислорода в медицине и фармации.

Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Сероводород, его КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз. Полисульфиды, КО и ОВ характеристика, устойчивость.

Соединения серы (IV) - оксид, хлорид, хлористый тионил, сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Их КО и ОВ свойства. Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакция с кислотами, окислителями (в том числе с йодом), катионами - комплексообразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства.

Соединения серы (VI) - оксид, гексафторид, сульфонилхлорид, сульфурилхлорид, серная кислота и ее производные - сульфаты, КО и ОВ свойства. Олеум. Пиросерная кислота. Пероксодисерные кислоты и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов.

Биологическая роль серы (сульфгидрильные группы и дисульфидные мостики в белках). Химические основы применения серы и ее соединений в медицине, фармации, фармацевтическом анализе.

Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их КО и ОВ свойства (в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль селена.

Тема 17. р-элементы и их соединения VII-VIII

р-элементы VII группы (галогены)

Общая характеристика группы. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Простые вещества, их химическая активность.

Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде; КО и ОВ свойства. Ионные и ковалентные галиды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей. Способность фторидиона замещать кислород (например, в соединениях кремния). Галогенид-ионы как лиганды в комплексных соединениях.

Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли, стереохимия и природа связей, устойчивость в свободном состоянии и в растворах, изменение КО и ОВ свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь, хлораты, броматы и йодаты и их свойства. Биологическая роль фтора, хлора, брома и йода.

Понятие о химизме бактерицидного действия хлора и йода. Применение в медицине, санитарии и фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и йодидов.

р-элементы VIII группы (благородные газы)

Общая характеристика. Физические и химические свойства благородных газов. Соединения благородных газов. Применение благородных газов в медицине.

6. ТЕМЫ ПРАКТИЧЕСКИХ И СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ

Не предусмотрены учебным планом.


ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ, ПРАКТИКУМЫ

Раздел 1. Общая химия. Тема 2. Строение атома

Лабораторная работа № 1. Строение атома

Цель работы: получить навыки составления электронных формул химических элементов, показать изменения, происходящие в ходе реакции, в электронных структурах частиц на примере окислительно-восстановительных процессов.

Знать и уметь:

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

1. Квантовые числа, какие характеристики электронов они определяют.
2. Составлять электронные и электронно-графические формулы атомов и ионов. По электронной формуле валентных электронов уметь определять положение элемента в периодической системе. По порядковому номеру элемента в периодической системе давать общую характеристику его химических свойств.
3. Характеризовать набором 4-х квантовых чисел состояние любого электрона в атоме.
4. Определять валентные возможности атомов по электронной формуле.
5. Объяснять закономерности в изменении радиусов и энергий ионизации, металлических и неметаллических свойств элементов в периодах и группах периодической системы.

Задания для самостоятельного выполнения

Задание 1. Составьте сводную таблицу энергетических уровней и подуровней в атоме.

Квантовые числа			Энергетический подуровень			Энергетический уровень		
n	l (n-1)	m _l (±1)	Обозначение	Число АО (2l+1)	Число \bar{e} 2(2l+1)	Номер	Число АО (n ²)	Число \bar{e} (2n ²)
1	0	0	1s	1	2	1	1	2
2	0	0	2s	1	2	2	4	
	1	±1,0	2p	3	6			
3	0	0	3s	1	2			
			

Задание 2. Составьте шкалу возрастания энергии подуровней в соответствии с правилом Клечковского по следующей форме и порядок заполнения подуровней.

Шкала подуровней	$\Sigma(n+l)$	Порядок заполнения	Номер периода	Число элементов в периоде	Число \bar{e}	
					максимальное	реальное
1s	1+0=1	1	1	2	2	2
2s	2+0=2	2	2	8	8	8
2p	2+1=3	3				
3s	3+0=3
....	...					

Раздел 1. Общая химия. Тема 3. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома


Лабораторная работа №2. Основные классы неорганических соединений

Цель работы: изучение основных свойств оксидов, кислот, оснований и солей.

Содержание работы:

1. Определить отношение оксидов к воде, кислотам и основаниям.
2. Определить устойчивость и кислотность оснований.
3. Определить силу кислот и оснований.

Приборы и реактивы: пробирки, универсальный индикатор, растворы: NaOH 2 М, H₂SO₄ 1М и концентрированный, ZnSO₄ 0,25 М, AgNO₃ 0,1 М, CuSO₄ 0,25 М, HCl 2 М, CoSO₄ 0,25 М; порошки CrO₃, Al₂O₃, CaO.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Экспериментальная часть

Опыт 1. Отношение оксидов к воде

В три пробирки внести по 10-20 мг оксидов: в первую – оксида хрома (VI), во вторую – оксида алюминия, в третью – оксида кальция. Затем в каждую пробирку прилить по 3-4 мл воды, тщательно встряхнуть в течение минуты и отметить наблюдаемые изменения. Испытать индикатором реакцию водной среды в каждой пробирке.

Опыт 2. Отношение оксидов к кислотам и основаниям

В две пробирки внести по 10-20 мг оксида алюминия. В одну из них добавить 7-10 мл 1 М раствора серной кислоты, в другую – 7-10 капель 2 М раствора гидроксида натрия. Отметить наблюдаемые изменения.

Опыт 3. Устойчивость оснований

Взять три пробирки. В одну из них внести 5 капель воды, 2 капли 0,1 М раствора нитрата серебра и 2-3 капли разбавленного раствора гидроксида натрия, во вторую – 2 капли 0,25 М раствора сульфата меди (II) и 10-12 капель разбавленного раствора гидроксида натрия, в третью – 10 капель разбавленного раствора гидроксида натрия. Отметить наблюдаемые изменения. После этого содержимое пробирок нагреть почти до кипения на пламени спиртовки и отметить изменения.

Опыт 4. Сила оснований

Внести в пробирку кусочек оксида кальция массой 5-10 мг, растворить в минимальном объеме воды и прибавить 1 каплю фенолфталеина. Половину полученного раствора перенести пипеткой в другую пробирку. В первую пробирку прибавить по каплям 2 М раствор соляной кислоты до исчезновения окраски индикатора, во вторую – такой же объем 2 М раствора гидроксида натрия. Отметить наблюдаемые изменения.

В следующие две пробирки поместить 5 капель 0,25 М раствора соли цинка и по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия до образования осадка. В одну из пробирок добавить 2-3 капли 2 М раствора соляной кислоты, в другую – 2 М раствор гидроксида натрия до исчезновения осадка. Содержимое пробирок хорошо перемешать встряхиванием и отметить наблюдаемые изменения.

Опыт 5. Кислотность оснований

В две пробирки поместить по 1 мл 0,25 М раствора сульфата кобальта (II), внести в них при встряхивании по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия до образования синего осадка. В одну пробирку добавить по каплям концентрированный раствор серной кислоты, в другую – концентрированный раствор гидроксида натрия. Что представляет собой синий осадок?

Опыт 6. Окислительные свойства кислот

В две пробирки поместить по одной грануле цинка. В одну из них прилить 3-5 мл 2 М раствора соляной кислоты, в другую – 2-3 мл концентрированного раствора азотной кислоты. Обратите внимание на цвет газов, выделяющихся в процессе растворения цинка.

Раздел 1. Общая химия. Тема 4. Химическая связь и строение молекул.

Лабораторная работа №3. Химическая связь

Цель работы: изучить основные виды химических связей и научиться определять их в различных веществах.

Задание 1. Для четырех, указанных по варианту молекул (табл.1), с позиций метода валентных связей показать образование молекул и ответить на следующие вопросы:

- 1) Каков тип гибридизации центрального атома в молекуле и валентный угол между связями?



Какова пространственная структура молекулы?

Сколько σ - и π -связей содержит молекула?

Определить полярность связей и полярность молекулы в целом.

Таблица 1. Исходные данные для задания 1

Номер варианта	Формулы молекул			
1	CaCl ₂	NF ₃	PCl ₅	CH ₄
2	CdF ₂	PH ₃	TeF ₆	C ₂ H ₄
3	CuCl ₂	SbBr ₃	SCl ₂ O	CH ₂ O
4	MgBr ₂	AsCl ₃	GeBr ₄	C ₂ Cl ₂
5	ZnI ₂	H ₂ S	AsF ₅	PbBr ₄
6	BeH ₂	SCl ₂	BrF ₅	SbCl ₃
7	HgCl ₂	CH ₃ Cl	SClF ₅	N ₂
8	SrBr ₂	H ₂ Se	PF ₅	CO ₂
9	BCl ₃	H ₂ Te	CCl ₂ O	PbBr ₄
10	AlH ₃	SF ₂	SnCl ₄	COS
11	GaBr ₃	SiH ₄	SCl ₂ O ₂	CaH ₂
12	CuF ₂	CH ₄	SbCl ₅	C ₂ H ₂
13	SrBr ₂	Cl ₂	SF ₆	SnH ₄
14	CoCl ₂	GeH ₄	ClF ₅	SO ₃
15	MgBr ₂	CHCl ₃	PCl ₃ O	CO
16	HgF ₂	SiCl ₄	NCl ₃	CS ₂
17	CaBr ₂	CH ₂ Cl ₂	SCl ₂ O	SbF ₃
18	CdCl ₂	SiF ₄	BrF ₅	SO ₃
19	ZnF ₂	PbBr ₄	C ₂ H ₄	SCl ₂ O ₂
20	BeI ₂	PCl ₃ O	SF ₄	C ₂ H ₂
21	ZnCl ₂	SbCl ₃	COS	IF ₅
22	CdH ₂	AsBr ₃	CO	SCl ₂ O ₂
23	MgH ₂	SbF ₃	COF ₂	PCl ₅
24	CaH ₂	SnCl ₄	BiF ₃	CO ₂
25	SrH ₂	CF ₄	SO ₃	AsF ₅
26	ZnBr ₂	OF ₂	NCl ₃	SCl ₂ O
27	GaH ₃	CCl ₄	BrF ₅	SO ₂
28	AlH ₃	SnBr ₄	CO	SCl ₂ O ₂
29	InCl ₃	H ₂ Te	PBr ₃ O	SiF ₄
30	ZnH ₂	PbCl ₄	IF ₅	CS ₂
31	MnCl ₂	PH ₃	CO ₂	SCl ₂ O
32	CoCl ₂	AsF ₃	SCl ₂ O ₂	C ₂ H ₂
33	NiBr ₂	SO ₃	PBr ₃	CH ₂ Cl ₂
34	FeBr ₂	SbF ₃	N ₂	PCl ₃ O

Задание 2. Для своего варианта (табл.2):

- 1) покажите распределение валентных электронов по орбиталям для каждого атома в

рассматриваемых молекулах;
определите механизм образования связи и ее вид;
определите полярность связи;
укажите, имеет ли место гибридизация, ее тип;
покажите геометрическую структуру молекул;
определите полярность молекул.

Задание 3. Для своего варианта (табл.2):

- 1) напишите электронные формулы атомов, образующих данную молекулу;
выпишите из таблицы энергии атомных орбиталей, участвующих в образовании молекулярных орбиталей МО;
нарисуйте энергетическую схему АО и МО для данных молекул;
определите порядок связи, возможно ли существование данной молекулы?
объясните, диамагнитна или парамагнитна данная молекула;
наблюдается ли смещение электронной плотности к одному из ядер, полярна ли молекула?

Таблица 2. Исходные данные для заданий 2 и 3

Номер варианта	Задание 2	Задание 3	Номер варианта	Задание 2	Задание 3
1	H ₂ S; TeF ₆	Cl ₂ ; LiBr	11	Br ₂ ; SnH ₄	F ₂ ; LiCl
2	AlBr ₃ ; H ₂ Te	Li ₂ ; SiC	12	PF ₅ ; BeH ₂	I ₂ ; PN
3	GeH ₄ ; AsH ₃	C ⁺² ; HF	13	MgF ₂ ; SF ₆	Se ⁻² ; IBr
4	GaI ₃ ; HCl	Cs ⁺² ; ICl	14	H ₂ Te; CF ₄	Te ⁺² ; IH
5	BeBr ₂ ; SbBr ₃	Se ⁺² ; NO	15	BI ₃ ; H ₂ O	Xe ⁺² ; CN ⁻
6	SeF ₆ ; FeF ₂	I ⁺² ; NS ⁺	16	HBr; SiF ₄	Sn ₂ ; TiF
7	SClF ₅ ; LiH	P ⁺² ; CN	17	HF; AsF ₅	Na ₂ ; IF
8	SiCl ₂ ; GaBr ₃	Br ⁻² ; CS	18	GeCl ₂ ; AlF ₃	Tl ₂ ; NS
9	PbCl ₄ ; PbCl ₂	S ⁻² ; CN ⁺	19	SbCl ₅ ; SnH ₂	Cs ₂ ; LiF
10	SiCl ₄ ; FeCl ₂	C ⁻² ; NO ⁻	20	BBr ₃ ; PbCl ₂	Ga ₂ ; HHe

Таблица 3. Энергия (эВ) АО базисного набора атомов

АТОМ	-E _{2s}	-E _{2p}	АТОМ	-E _{3s}	-E _{3p}
Li	5,4	-	Na	5,0	-
Be	9,3	6,5	Al	10,8	5,8
B	14,0	8,3	Si	14,8	8,2
C	19,4	11,3	P	18,8	10,5
N	25,9	14,5	S	22,4	10,3
O	32,5	13,6	Cl	28,4	13,0
F	40,0	17,4	H	13,6 (1s)	—

Задание 4. Составьте энергетическую диаграмму образования связей в комплексе (табл.4) и укажите тип гибридизации и магнитные свойства комплекса.

Задание 5. Укажите возможные виды межмолекулярного взаимодействия в системе из предложенных молекул (табл.4).

Таблица 4. Исходные данные к заданиям 4 и 5

№ варианта	Задание 4	Задание 5	№ варианта	Задание 4	Задание 5
1	$[\text{Cr}(\text{NCS})_6]^{3-}$	$\text{CH}_4\text{-CH}_3\text{Cl}$	11	$[\text{FeCl}_4]^-$	CO_2
2	$[\text{Se}(\text{OH})_6]^{3-}$	HBr-Ar	12	$[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_2]$	SF_2
3	$[\text{MnCl}_6]^{3-}$	MgCl_2	13	$[\text{I}_2(\text{CO})_2\text{I}_2]$	NCl_3
4	$[\text{TiF}_6]^{2-}$	$\text{H}_2\text{O-He}$	14	$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ (слабое поле лиганда)	$\text{AsH}_3\text{-Ar}$
5	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_2]$	$\text{SbI}_3\text{-Cl}_4$	15	$[\text{MnCl}_4]^{2-}$	$\text{BF}_3\text{-H}_2\text{O}$
6	$(\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})_4)^{2+}$	KBr	16	$[\text{WS}_4]^{2-}$	LiI
7	$[\text{Pt}(\text{NO}_2)_4]^{2-}$	Cl_2O	17	$[\text{Re}(\text{NCS})_6]^{2-}$	$\text{H}_2\text{S—S}_2$
8	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	HCl-Cl_2	18	$[\text{W}(\text{CO})_6]$	$\text{CH}_4\text{-CH}_3\text{F}$
9	$[\text{Rh}(\text{CO})\text{Cl}_5]^{2-}$	NO	19	$[\text{Ru}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$	F_2O
10	$[\text{OsF}_6]^{2-}$	Ne-O_2	20	$[\text{Pd}(\text{NO}_2)_4]^{2-}$	NaI

Раздел 1. Общая химия. Тема 5. Основы химической термодинамики

Лабораторная работа №4. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.

Цель работы: выполнить калориметрические измерения и термодинамические расчеты, связанных с энергетикой химических реакций.

Порядок выполнения работы:

1. Налить в один цилиндр 100 мл 1 М раствора H_2SO_4 .
2. Налить в два цилиндра по 50 мл 2 М раствора NaOH .
3. Залить в калориметр 100 мл 1 М раствора H_2SO_4 .
4. Включить мешалку.
5. В течение 5 минут через каждые 60 секунд снимать показания термометра и заносить значения температуры в первую строку таблицы №1
6. Влить в калориметр 50 мл 2 М раствора NaOH из первого цилиндра.
7. В течение 5 минут снимать показания термометра через каждые 60 секунд и заносить во вторую строку таблицы №1.
8. Влить в калориметр 50 мл 2 М раствора NaOH . В течение 5 минут снимать показания термометра через каждые 60 секунд и заносить их в третью строку таблицы №1.
9. Рассчитать значения ΔH для каждой стадии реакции и занести в таблицу №2.
10. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Таблица 1

t, мин	1	2	3	4	5
$t^\circ \text{C}, \text{H}_2\text{SO}_4$					
$T^\circ \text{C}, 1 \text{ стадии}$					
$T^\circ \text{C}, 2 \text{ стадии}$					

Таблица 2

1 стадия		2 стадия	
$t^{\circ}_{\text{нач}} =$	$t^{\circ}_{\text{кон}} =$	$t^{\circ}_{\text{нач}} =$	$t^{\circ}_{\text{кон}} =$
$\Delta t^{\circ} =$		$\Delta t^{\circ} =$	
$\Delta H_1 =$		$\Delta H_2 =$	

Раздел 1. Общая химия. Тема 6. Химическая кинетика и равновесие.

Лабораторная работа №5. Химическая кинетика и химическое равновесие.

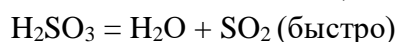
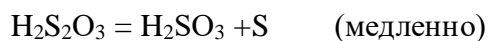
Цель работы: изучить скорость химической реакции и ее зависимость от различных факторов: природы реагирующих веществ, концентрации, температуры и присутствия катализатора.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ разлагается в растворе серной кислоты по уравнению реакции:



Реакция протекает по следующим стадиям:



Скорость данной реакции определяется второй (медленной) стадией.

- В три химических стакана налейте с помощью бюретки 0,1 М раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и с помощью цилиндра дистиллированную воду, в объемах, указанных в таблице 1.


Таблица 1

№	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$	$V(\text{H}_2\text{O})$	$C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$	Время τ , с	Скорость $1/\tau$
1	10 мл	20 мл			
2	20 мл	10 мл			
3	30 мл	0 мл			

- Налейте в мерный цилиндр 20 мл 1 М раствора H_2SO_4 . Отмеренное количество кислоты вылейте в первый стакан с раствором тиосульфата натрия и одновременно включите секундомер.
- Перемешайте раствор стеклянной палочкой. Определите время реакции в секундах как время, прошедшее до появления первых видимых следов серы - помутнения раствора или полной потере прозрачности раствора. Повторите опыт с другими стаканами тиосульфата.
- Вычислите молярные концентрации тиосульфата натрия в каждом из трех стаканов после добавления серной кислоты. Вычислите относительные скорости реакций как $\nu = 1/\tau$. Результаты запишите в таблицу. Постройте график зависимости скорости разложения тиосульфата натрия от его концентрации. На оси абсцисс отложите молярные концентрации тиосульфата, а на оси ординат – относительные скорости реакции. Сделайте вывод о характере зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Какой порядок данной реакции по тиосульфату натрия?

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Зависимость скорости реакции от температуры можно также проследить на примере реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с серной кислотой.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

1. Налейте в одну пробирку 5 мл 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в другую – 5 мл 1 М раствора H_2SO_4 .
2. Обе пробирки поставьте в стакан с водой и через 3 минуты измерьте температуру воды в стакане. Затем слейте растворы в одну пробирку и определите время появления серы – время реакции в секундах. Результаты (температуру и время) запишите в таблицу 2.

Таблица 2

№	V($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)	V(H_2SO_4)	t°, C	Время τ , с	Скорость $v = 1/\tau$
1	5 мл	5 мл			
2	5 мл	5 мл			

3. Прилейте в стакан немного горячей воды так, чтобы температура воды в стакане увеличилась на 12–13°C. Налейте в пробирки по 5 мл растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Выдержите эти пробирки в стакане 3 минуты, пока разность температур воды в стакане составит 10°C с предыдущим опытом. После чего повторите эксперимент. Результаты запишите в таблицу 1.
4. Вычислите температурный коэффициент реакции γ , $\gamma = v_2/v_1$. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

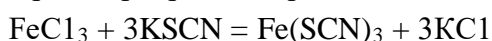
Опыт 3. Гетерогенный катализ

В две пробирки налейте по 1 мл раствора пероксида водорода H_2O_2 . В одну внесите немного порошка оксида марганца (IV), а в другую – столько же оксида свинца (IV). Наблюдая увеличение интенсивности выделения газа, сделайте вывод о роли оксидов в реакциях разложения пероксида водорода:



Опыт 4. Смещение химического равновесия


Смещение химического равновесия вследствие изменения равновесных концентраций реагирующих веществ изучается на примере обратимой реакции между хлоридом железа (III) и роданидом калия (аммония). В результате реакции образуется соединение – роданид железа (III) – раствор кроваво-красного цвета:



Интенсивность окраски зависит от концентрации этого соединения в растворе FeCl_3 и $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ являются комплексными соединениями, константы нестойкости этих комплексов приведены в таблице 3.

1. Возьмите по 10 мл 0,5 М растворов хлорида железа (III) и роданида калия или аммония и смешайте их в химическом стакане.
2. После смешения содержимое стакана разлейте в четыре пробирки. Первую пробирку с раствором оставьте как контрольную для сравнения.
3. Во вторую пробирку добавьте 2–3 капли насыщенного раствора хлорида железа (III). Сравните интенсивность окраски с окраской раствора в первой пробирке. В третью пробирку прилейте 2–3 капли насыщенного раствора роданида калия (или аммония). Отметьте, как изменяется окраска раствора. В четвертую пробирку прибавьте немного кристаллического хлорида калия. Запишите, что наблюдаете в таблице 3
4. Напишите выражение для константы равновесия этой реакции и объясните, почему меняется окраска растворов во второй, третьей и четвертой пробирках.

Таблица 3

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

№	Вещество, концентрация которого увеличивается	Изменение окраски	Направление сдвига равновесия
1	FeCl ₃		
2	KSCN		
3	KCl		

5. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Раздел 1. Общая химия. Тема 7. Теория растворов и растворителей.

Лабораторная работа №6. Приготовление растворов заданной концентрации.

Цель работы: приобретение навыков приготовления растворов различной концентрации из сухой соли или более концентрированного раствора, а также смешением двух растворов разных концентраций.

1. Приготовление раствора NaCl заданной концентрации из навески сухого вещества


Порядок работы:

1. Получить задание от преподавателя: приготовить определенное количество (100–500 мл) раствора хлорида натрия с концентрацией 5–15%.
2. Рассчитать необходимую для приготовления заданного объема раствора навеску сухой соли и объем воды.
3. Отвесить навеску хлорида натрия на теххимических весах и перенести ее в колбу.
4. Отмерить необходимое количество воды мерным цилиндром и вылить воду в сосуд с сухой солью. Размешать смесь палочкой до полного растворения соли.
5. Для контроля правильности приготовления раствора измерить его плотность ареометром: в цилиндр емкостью 50/100 мл наливают полученный раствор (2/3 объема) и осторожно опускают туда ареометр (в присутствии преподавателя). Сравнивают реальную плотность с необходимой (таблица) и делают заключение о правильности выполнения работы.
6. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах концентрации (% , молярная доля, массовая концентрация, титр, молярность, моляльность, нормальность).
7. Раствор хлорида натрия оставить для дальнейшей работы, использованную посуду вымыть.

2. Приготовление раствора NaCl разбавлением более концентрированного раствора

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание – приготовить определенное количество (100–500 мл) раствора хлорида натрия низкой концентрации (2–8%) из более концентрированного раствора.
2. Рассчитать объем концентрированного раствора, необходимого для приготовления заданного объема и количество добавочной воды.
3. Отмерить необходимое количество концентрированного раствора и добавочной воды, слить их в колбу и тщательно перемешать раствор.
4. Для контроля правильности приготовления раствора измерить его плотность ареометром в присутствии преподавателя.
5. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

концентрации.

6. Раствор хлорида натрия оставить для дальнейшей работы, использованную посуду вымыть.

3. Приготовление раствора NaCl смешением двух растворов заданных концентраций

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Рассчитать требуемые объемы обоих растворов, необходимых для приготовления заданного раствора.
3. Отмерить рассчитанные количества смешиваемых растворов, смешать их в колбе.
4. Для контроля правильности расчетов и приготовления раствора измерить его плотность ареометром в присутствии преподавателя.
5. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах концентрации.
6. Вылить растворы хлорида натрия, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Раздел 1. Общая химия. Тема 9. Теория электролитической диссоциации.

Лабораторная работа №7. Растворы электролитов и неэлектролитов.

Цель работы: определение водородного показателя среды; изучение влияния рН среды на скорость химической реакции, ионизирующего действия воды на степень диссоциации; проведение расчетов рН водных растворов сильных и слабых кислот и оснований.

Опыт 1. Зависимость степени диссоциации от природы электролита

Проводится реакция взаимодействия металлического цинка с соляной и уксусной кислотами. Концентрации кислот одинаковы. Скорость реакции будет зависеть от концентрации ионов водорода в растворе, то есть от степени диссоциации исследуемых кислот.

В одну пробирку налейте 1–2 мл раствора соляной кислоты (2 н), в другую – столько же раствора уксусной кислоты (2 н). В каждую пробирку опустите по кусочку металлического цинка примерно одинакового размера. Опишите наблюдения.

Напишите уравнения реакции взаимодействия кислот с металлическим цинком в молекулярном и ионном виде. Рассчитайте концентрацию ионов водорода и величину рН в выше перечисленных растворах кислот. $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Сделайте вывод.

Опыт 2. Действие одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.


а) В две пробирки налейте по 5–6 капель 2 н раствора уксусной кислоты и прибавьте по одной капле индикатора метилоранжа. Одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую добавьте немного сухого ацетата натрия и перемешайте. Опишите и объясните свои наблюдения.

б) Аналогичный опыт выполните с раствором гидроксида аммония. Используйте индикатор фенолфталеин, а в качестве сильного электролита – кристаллический хлорид аммония. Как изменяется цвет индикатора и почему?

Напишите уравнения диссоциации электролитов и покажите направления смещения ионного равновесия в растворе слабого электролита при введении одноименного иона.

Опыт 3. Ионизирующее действие воды

Диссоциация электролитов на ионы в водном растворе происходит под действием полярных молекул воды. Чтобы убедиться в этом, смешивают кристаллические карбонат натрия и щавелевую кислоту. В этих условиях свободных ионов нет, и реакция не идет. При добавлении воды к полученной смеси электролиты диссоциируют, и начинается ионная

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

реакция.

В сухой пробирке смешайте небольшие количества кристаллических карбоната натрия и щавелевой кислоты. Запишите наблюдения. К полученной смеси добавьте 2–3 мл воды. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций между солью и кислотой в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций. Исходя из справочных значений констант диссоциации угольной и щавелевой кислот, сделайте вывод, какая из этих кислот сильнее.

Раздел 1. Общая химия. Тема 10. pH растворов. Гидролиз солей. Буферные растворы.

Лабораторная работа №8. Гетерогенные равновесия в водных растворах электролитов. Гидролиз солей.

Цель работы: ознакомление с общими свойствами малорастворимых электролитов и методикой расчетов, связанных с произведением растворимости; изучение некоторых свойств водных растворов солей, связанных с реакцией гидролиза; расчет pH солей подвергающихся гидролизу.

Опыт 1. Определение реакции среды при гидролизе солей


В отдельных пробирках растворите в 1–2 мл дистиллированной воды несколько кристаллов следующих солей: карбоната натрия, фосфата натрия, хлорида натрия, сульфата алюминия, хлорида железа (III), карбоната аммония. На предметное стекло положите кусочки универсальной индикаторной бумаги. С помощью чистой стеклянной палочки смочите индикаторную бумагу раствором каждой из солей. По цвету индикаторной бумаги определите pH раствора, предварительно определив pH дистиллированной воды. Результаты эксперимента запишите в таблице. Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярном и ионном виде.

№	Соль	pH раствора	Реакция среды
1	H ₂ O		
2	Na ₂ CO ₃		
3	Na ₃ PO ₄		
4	NaCl		
5	Al ₂ (SO ₄) ₃		
6	FeCl ₃		
7	(NH ₄) ₂ CO ₃		

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз

Реакция гидролиза – это эндотермический процесс, поэтому в соответствии с принципом Ле Шателье повышение температуры раствора соли увеличивает степень гидролиза. Для определения pH раствора ацетата натрия готовят ее раствор и прибавляют к нему индикатор (фенолфталеин). По изменению интенсивности окраски индикатора при нагревании или охлаждении раствора судят об увеличении или уменьшении концентрации ионов OH⁻ и, следовательно, об изменении степени гидролиза.

Налейте в пробирку 1–2 мл раствора ацетата натрия и прилейте к нему 1–2 капли фенолфталеина. Нагрейте раствор на водяной бане. Как меняется интенсивность окраски раствора фенолфталеина? Напишите уравнения гидролиза ацетата натрия в молекулярной и ионной формах. Запишите наблюдения и объясните изменение окраски фенолфталеина при нагревании.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Опыт 3. Образование осадка и условие его растворения

В пробирку налейте 4–5 капель раствора хлорида кальция и прибавьте по каплям раствор оксалата аммония до образования белого осадка. Избегайте растворимости осадка в 2 н растворе соляной кислоты. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Выпишите из таблиц константы диссоциации и растворимости слабых электролитов. Вычислите константу равновесия реакции растворения осадка и объясните, почему это происходит.

Опыт 4. Определение направления химических реакций (растворение осадков)

Налейте в пробирку 6–8 капель раствора хлорида или нитрата бария и прибавьте по каплям раствор хромата калия до образования желтого осадка. Осадок разделите на две части. К одной части прибавьте 2 н раствор соляной кислоты, а к другой – 2 н раствор уксусной кислоты. В одной из пробирок наблюдается растворение осадка. Запишите наблюдения, сделайте вывод. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Вычислите константы равновесия процессов растворения хромата бария в соляной и уксусной кислоте и объясните наблюдаемое явление.

Опыт 5. Направление химической реакции в сторону образования менее растворимого соединения

Налейте в пробирку 2–3 капли раствора нитрата серебра и прибавьте к нему 2–3 капли раствора хромата калия. Запишите цвет полученного осадка, после чего добавьте в пробирку 2–3 капли раствора хлорида натрия. Как изменяется цвет осадка (для наблюдения цвета осадка раствор можно осторожно слить)? А теперь прибавьте к содержимому пробирки 2–3 капли раствора сульфида натрия и опять запишите цвет осадка. Составьте молекулярные и ионные уравнения всех превращений.

Используя значения констант растворимости, вычислите растворимости полученных соединений и константы равновесия для наблюдаемых процессов. Сделайте вывод о направлении химических реакций.

Раздел 1. Общая химия. Тема 10. рН растворов. Гидролиз солей. Буферные растворы.

Лабораторная работа №9. Определение рН, коэффициента активности сильного электролита и степени диссоциации слабого электролита

Цель работы: с помощью рН-метра определить:

- коэффициенты активности растворов соляной кислоты, проверить правильность теоретических выкладок для расчетов коэффициента активности в первом приближении по теории Дебая–Хюккеля, сравнив расчетные и экспериментальные значения f .
- степень диссоциации салициловой кислоты, сравнить полученные данные с рассчитанными по уравнению Оствальда.


Опыт 1. Определение коэффициента активности сильного электролита

Последовательным разбавлением из 0,1 М раствора соляной кислоты приготовьте по 25 мл 0,01 и 0,001 М растворы. Измерьте рН трех растворов, начиная с самого разбавленного (по верхней шкале рН в узком интервале).

Между измерениями электроды следует промыть дистиллированной водой, проверить рН по дистиллированной воде, затем осторожно промокнуть фильтровальной бумагой (НЕ ВЫТИРАТЬ). По окончании работы промытые электроды оставить в дистиллированной воде (НЕ НА ВОЗДУХЕ).

Запишите электрохимическую схему цепи.

Результаты определений и расчетов по теоретическим и экспериментальным данным занесите в таблицу, сделайте выводы.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

№ р-ра	pH эксп.	A(H ⁺)	C(HCl)	γ(теор.)	γ(эксп.)
1.					
2.					
3.					

Опыт 2. Определение степени диссоциации слабого электролита

Получив от преподавателя сантимолярный раствор салициловой кислоты приготовьте 50 мл миллимолярного раствора путем десятикратного разбавления исходного раствора кислоты. Перелейте растворы в стаканчики для измерения pH.

Измерьте pH двух растворов, начиная с разбавленного. Показания снимайте по верхней шкале pH в узком интервале. Между измерениями электроды промывайте дистиллированной водой, при хорошо промытых электродах pH дистиллированной воды должны быть между 5 и 6, затем осторожно промокните фильтровальной бумагой (НЕ ВЫТИРАТЬ). По окончании работы промытые электроды оставьте в дистиллированной воде (НЕ НА ВОЗДУХЕ).

Запишите электрохимическую схему цепи, расчеты и экспериментальные данные занести в таблицу. Сделайте выводы.

№ раствора	C раствора	pH эксперим.	α эксперим.	α теоретич.

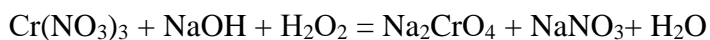
Раздел 1. Общая химия. Тема 11. Окислительно-восстановительные процессы.

Лабораторная работа №10. Окислительно-восстановительные реакции.

Цель работы: ознакомление с окислительно-восстановительными свойствами металлов, неметаллов и их соединений; освоение методики составления уравнений окислительно-восстановительных процессов.

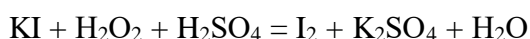
Опыт 1. Окисление иона Cr³⁺ до высшей степени окисления

К 6–8 каплям раствора Cr(NO₃)₃ прибавьте по каплям раствор NaOH до растворения образующегося осадка Cr(OH)₃ и затем 3–4 капли 3% раствора H₂O₂. Смесь перемешайте и, при необходимости, нагрейте на водяной бане или горелке в течение 1–2 мин. Окрашивание раствора в желтый цвет свидетельствует об образовании иона CrO₄²⁻. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода

а) К 3 каплям раствора KI прибавьте 2 капли 2 н раствора H₂SO₄ и затем по каплям 3%-ный раствор H₂O₂ до появления желтой окраски. Для обнаружения I₂ в растворе прибавьте к нему несколько капель CCl₄ и встряхните пробирку. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.




б) К 5–6 каплям раствора KMnO₄ прибавьте 3–4 капли 2 н раствора H₂SO₄ и затем несколько капель 3%-го раствора H₂O₂. Наблюдается обесцвечивание раствора и выделение газа. Испытайте выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.

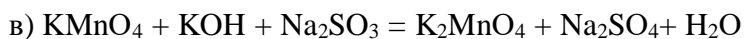
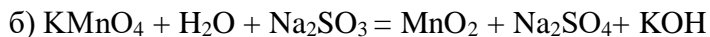
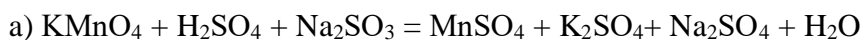


Опыт 3. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

В три пробирки налейте по 5–6 капель раствора KMnO₄. Затем в первую пробирку прибавьте

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

3–4 капли 2 н раствора H_2SO_4 , во вторую – ничего, а в третью – 3–4 капли 2 н раствора NaOH . После этого в каждую пробирку прибавьте по каплям раствор Na_2SO_3 или сухую соль. Наблюдайте изменение окраски растворов. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом полуреакций и сделайте выводы об окислительных свойствах перманганата калия



Опыт 4. Окисление катиона d-элемента до высшей степени окисления

Окисление иона Mn^{2+} диоксидом свинца. Внесите в пробирку немного порошка PbO_2 , прибавьте 2 мл 2 н раствора HNO_3 и нагрейте на водяной бане или горелке до кипения. После этого прибавьте в пробирку 1–2 капли раствора MnSO_4 , перемешайте и снова нагрейте. Наблюдается появления малиновой окраски образовавшегося иона MnO^- . Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



Опыт 5. Восстановительные свойства катиона p-элемента (Sn^{2+})

Налейте в пробирку 3–4 капли раствора SnCl_2 , прибавьте по каплям 2 н раствор KMnO_4 . Наблюдается исчезновение малиновой окраски. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



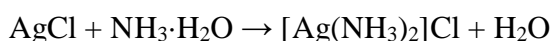
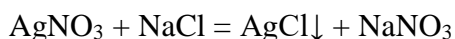
Раздел 1. Общая химия. Тема 12. Теория комплексных соединений.

Лабораторная работа №11. Комплексные соединения.

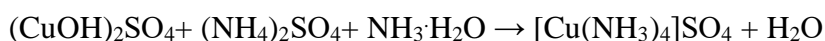
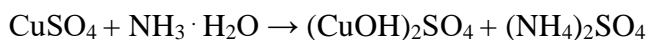
Цель работы: изучение явления комплексообразования, свойств различных комплексов и расчет констант нестойкости.

Опыт 1. Получение комплексных соединений

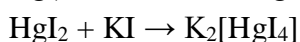
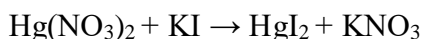
а) Налейте в пробирку 2–3 капли раствора нитрата серебра, прибавьте такое же количество раствора хлорида натрия. Прилейте к образовавшемуся осадку раствор гидроксида аммония до полного растворения осадка. Почему растворился осадок? Сохраните раствор для опыта 2 а.



б) Налейте в пробирку 3–4 капли раствора сульфата меди, прибавьте 2–3 капли раствора гидроксида аммония (25%) – выпадает светло-голубой осадок основной соли меда ($\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Прибавьте по каплям избыток раствора гидроксида аммония. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакций в молекулярной и ионной формах. Сохраните раствор для следующего опыта.




в) К раствору $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ добавьте по каплям раствор иодида калия. Обратите внимание на образование осадка иодида ртути (II), отметьте его цвет и добавьте избыток иодида калия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

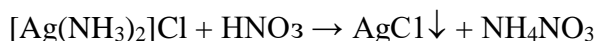


Опыт 2. Разрушение комплексных соединений

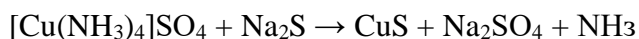
а) К раствору, оставшемуся от опыта 1а, прибавьте по каплям концентрированную азотную

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

кислоту. Объясните наблюдаемое явление. Напишите уравнение реакции.

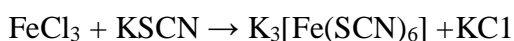
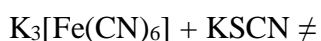
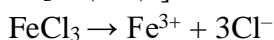
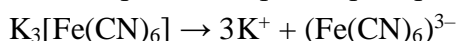


б) К раствору оставшемуся от опыта 16, прибавьте 3–5 капель сероводородной воды или раствора сульфида натрия. Напишите уравнение реакции и объясните причину образования осадка.



Опыт 3. Электролитическая диссоциация комплексных соединений

В пробирку налейте по 3–5 капель раствора гексациано-III-феррата калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а во вторую пробирку налейте 1–2 капли раствора FeCl_3 , затем в каждую пробирку прибавьте 2–3 капли раствора роданида калия или роданида аммония NH_4SCN . Что наблюдаете? Объясните отсутствие окраски в первой пробирке. Напишите ионные уравнения реакций.



Раздел 2. Неорганическая химия. Тема 13. s-элементы и их соединения.

Лабораторная работа №12. Щелочные, щелочноземельные металлы и их соединения.

Цель работы: ознакомиться со свойствами щелочных и щелочноземельных металлов и их соединений.

Опыт 1. Взаимодействие натрия с водой

(Работать под тягой в защитных очках!) В кристаллизатор с водой добавляют несколько капель фенолфталеина. Пинцетом достать кусочек щелочного металла и высушить фильтровальной бумагой. Отделить кусочек натрия размером со спичечную головку и пинцетом перенести в кристаллизатор. Наблюдают протекание реакции и окрашивание воды. Написать уравнение протекающей реакции.

Опыт 2. Горение натрия

(Работать под тягой!) В металлическую ложечку или фарфоровый тигель помещают небольшой кусочек натрия, предварительно высушенный фильтровальной бумагой. Ложечку или тигель нагревают снизу небольшим пламенем спиртовки, затем поджигают пламенем расплавленный металл сверху. Наблюдают горение натрия. Продукты окисления оставляют для следующего опыта. Написать уравнение реакции горения натрия.


Опыт 3. Взаимодействие кислородных соединений натрия с водой

Полученные в предыдущем опыте продукты окисления натрия растворяют в небольшом количестве воды. К полученному раствору прилить раствор иодида калия подкисленного серной кислотой и несколько капель раствора крахмала. Наблюдают изменение окраски раствора. Написать уравнение протекающей реакции.

Опыт 4. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в солях аммония

Внести в две пробирки по 3 капли раствора соли магния и в каждую из них добавить по 4 капли раствора едкого натра. В одну из пробирок, помешивая содержимое стеклянной палочкой, прибавить по каплям 2 н раствор соляной кислоты до полного растворения осадка, подсчитывая количество капель. В другой пробирке таким же способом растворить осадок гидроксида магния в 2 н растворе хлорида аммония. В каком случае для растворения осадка потребуется большее количество реактива? Напишите уравнения протекающих реакций.

Опыт 5. Карбонаты щелочноземельных металлов

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Получить осадки карбонатов кальция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором соды. Испытать отношение полученных карбонатов к соляной кислоте, добавляя ее осторожно по каплям. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 6. Сульфаты щелочноземельных металлов

В две пробирки внести по 2-3 капли растворов солей кальция и бария. В каждую пробирку добавить по 3-4 капли раствора сульфата натрия. Что наблюдается? Отметить различную скорость образования осадков. Испытать действие соляной кислоты на полученные сульфаты. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 7. Хроматы щелочноземельных металлов

В две пробирки внести по 3-4 капли растворов солей кальция и бария. В каждую пробирку добавить по 4-5 капель раствора хромата калия. Наблюдают выпадение осадков, отмечают их цвет и испытывают действие на них уксусной и соляной кислот. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 8. Окрашивание пламени растворами солей щелочных и щелочноземельных металлов

Проволочку с петелькой на конце внести в концентрированную соляную кислоту и затем прокалить в пламени спиртовки. Чистая проволока не должна окрашивать пламя. Очищенную проволоку опустить в раствор соли натрия и снова внести в пламя спиртовки. Отметить цвет пламени и записать в тетрадь. Опыт повторить с растворами солей калия, бария и кальция. Перед каждым опытом проволочку промыть концентрированной соляной кислотой и затем прокалить.

Раздел 1. Общая химия. Тема 14. d-элементы и их соединения.

Лабораторная работа №13. d-элементы и их соединения.

Цинк и его соединения.

Цель работы: ознакомиться со свойствами цинка и его соединений.

Опыт 1. Растворение цинка в кислотах и щелочах

Налить в пробирку 4-5 капель 2 н раствора серной кислоты, добавить 1 микрошпатель цинковой пыли и слегка подогреть. То же проделать с концентрированной серной кислотой и по запаху определить выделение сернистого газа. Таким же образом проверить растворимость цинка в 2 н растворе соляной кислоты и в 2 н растворе едкой щелочи. Описать наблюдаемое. Почему разбавленная и концентрированная H_2SO_4 по-разному реагируют с цинком? Какой атом и в какой степени окисления является окислителем в том и в другом случае?

Опыт 2. Гидроксид цинка и его свойства


Налить в две пробирки по 3-4 капли раствора соли цинка. В каждую пробирку добавлять 2 н раствор едкой щелочи до появления белого студенистого осадка гидроксида цинка. Испытать отношение полученного гидроксида к кислотам и щелочам. Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксида цинка? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Сульфид цинка

В пробирку поместить 3-4 капли раствора соли цинка и добавить 2-3 капли насыщенного раствора сульфида аммония. Отметить цвет образовавшегося осадка и добавить 1 капля 1 н раствора соляной кислоты. Что происходит? Написать уравнения реакций.

Опыт 4. Гидролиз солей цинка

Поместить в пробирку несколько кристалликов соли цинка и растворить их в 1-2 каплях воды. Добавить в пробирку 2-3 капли раствора лакмуса и слегка подогреть. Во вторую пробирку налить 2-3 капли раствора лакмуса и 1-2 капли воды и сравнить цвет содержимого

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

этой пробирки с окраской полученного раствора. На какую реакцию указывает цвет лакмуса в растворе соли цинка? Написать в молекулярной и ионной формах уравнения процессов, вызывающих изменение окраски лакмуса.

Опыт 5. Аммиачный комплекс цинка

В пробирку поместить 1 каплю раствора соли цинка и добавить 2 капли 2 н раствора аммиака. Осадок какого вещества образовался? К полученному раствору приливать по каплям избыток раствора аммиака до растворения осадка. Написать уравнения реакций, считая, что координационное число иона цинка 4. Написать уравнения диссоциации комплексного соединения и комплексного иона.

Хром и его соединения

Цель работы: ознакомиться со свойствами хрома и его соединений.

Опыт 1. Получение оксида хрома

В пробирку поместить небольшое количество бихромата аммония и осторожно нагреть. Наблюдается бурное разложение соли. Какой цвет имеет полученный оксид хрома (III)? Написать уравнение реакции разложения, учитывая, что одновременно образуются азот и вода.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

Получить в двух пробирках гидроксид хрома (III) взаимодействием раствора хлорида хрома (III) (3-4 капли) с 2 н раствором щелочи (1-2 капли). Испытать отношение гидроксида хрома к кислоте и к избытку щелочи, для чего добавить в одну пробирку по каплям 2 н раствор соляной или серной кислоты, в другую – 2 н раствор щелочи до растворения осадка. Написать уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии гидроксида хрома с кислотой и со щелочью получается комплексный анион $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^{3-}$.

Опыт 3. Хроматы и бихроматы

А) Переход хромата калия в бихромат

К раствору хромата калия (3-4 капли) прибавить по каплям 2 н раствор серной кислоты. Отметить окраску взятого и полученного растворов и указать, какими ионами эти окраски обуславливаются. Написать уравнение реакции.

Б) Переход бихромата калия в хромат

К раствору бихромата калия (3-4 капли) прибавить по каплям раствор щелочи до изменения окраски. Написать уравнение реакции.

Опыт 4. Получение малорастворимых хроматов бария, свинца и серебра

В три пробирки с раствором хромата калия (2-3 капли) прибавить по 2-3 капли растворов: в первую – хлорида бария, во вторую – нитрата свинца, в третью – нитрата серебра. Отметить цвета осадков. Написать уравнения реакций.


Опыт 5. Окислительные свойства хроматов

А) Окисление иодида калия

К подкисленному серной кислотой (1 капля) раствору бихромата калия (4-5 капель) добавить 3-4 капли раствора иодида калия. Отметить изменение окраски. Доказать с помощью раствора крахмала выделение свободного йода, для чего в пробирку с 5-6 каплями крахмала внести одну каплю полученного в опыте раствора. Написать уравнения реакций.

Б) Окисление соляной кислоты

К раствору бихромата калия (1-2 капли) прибавить 10-12 капель концентрированной соляной кислоты. Смесь нагреть до перехода оранжевой окраски в зеленую. Отметить выделение газа. Какой газ выделяется. Написать уравнение реакции.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Марганец и его соединения.

Цель работы: ознакомиться со свойствами марганца и его соединений.

Опыт 1. Восстановление соли марганца (II) алюминием

Налить в пробирку 5-8 капель раствора соли марганца (II) и опустить в него кусочек алюминиевой фольги (5x30 мм). Через некоторое время наблюдать выделение металлического марганца на поверхности алюминия. Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Гидроксид марганца (II) и его свойства

В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли марганца (II) и по 2-3 капли 2 н раствора щелочи. Каков цвет получившегося осадка гидроксида марганца (II)? Размешать осадок стеклянной палочкой и отметить его побурение вследствие окисления марганца (II) до Mn (IV). Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца добавить 2-3 капли 2 н раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Какие свойства характерны для гидроксида Mn (II)? Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца (II) и его окисления кислородом воздуха в присутствии воды в $MnO(OH)_2$; б) взаимодействия гидроксида марганца с серной кислотой.

Опыт 3. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II)

В трех пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия и сульфида аммония с сульфатом марганца (II). Растворы брать по 3-4 капли. Отметить цвета осадков. Раствор с осадком сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку 2-4 капли 2 н раствора серной кислоты. Сделать вывод о растворимости полученных солей марганца в кислой среде. Написать уравнения реакций: а) получения хромата, карбоната и сульфида марганца; б) окисления сульфида марганца кислородом воздуха в присутствии воды, учитывая, что при этом получается гидроксид Mn (IV); в) растворения хромата, карбоната и сульфида марганца (II) в кислоте.

Опыт 4. Окислительные свойства соединений марганца (VII)

А) Влияние pH среды на характер восстановления перманганата

В зависимости от среды – кислой, нейтральной или щелочной – марганец (VII) восстанавливается до различных степеней окисления. В кислой среде ион MnO_4^- переходит в ион Mn^{2+} , в нейтральной, слабощелочной и слабокислой – в MnO_2 , в сильнощелочной при недостатке восстановителя – в ион MnO_4^{2-} .


В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2 н раствора серной кислоты, в другую – столько же воды, в третью – 3-4 капли 2 н раствора щелочи. Во все три пробирки прибавить по 1 микрошпателью кристаллического сульфита натрия или калия. Отметить различное изменение первоначальной окраски раствора перманганата в каждом случае. Чем это вызвано? Написать уравнения реакций.

Б) Окисление перманганатом калия пероксида водорода

В пробирку внести 3-5 капель раствора перманганата калия и 2-3 капли 2 н раствора серной кислоты. Добавить 3-4 капли 10%-ного раствора пероксида водорода. Какой газ выделяется? Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнение реакции.

В) Окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2 н раствора серной кислоты, в другую – столько же 2 н раствора щелочи. В пробирку с подкисленным раствором перманганата калия добавить 3 капли этилового спирта. Раствор подогреть маленьким пламенем спиртовки. Отметить изменение окраски. Как изменилась степень окисления марганца? В другую пробирку к щелочному раствору перманганата также добавить 3 капли этилового спирта. Наблюдать постепенное

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца. Отметить последовательность изменения окраски раствора. Написать уравнения реакций: восстановления перманганата калия спиртом в кислой среде сначала до манганата, а затем манганата – до диоксида марганца, учитывая, что в каждом случае спирт окисляется в альдегид.

Железо, кобальт, никель и их соединения

Цель работы: ознакомиться со свойствами соединений железа, никеля и кобальта.

Опыт 1. Характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

А) Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия

Налить в пробирку 5-8 капель раствора соли Мора и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Данная реакция является характерной на ион Fe^{2+} . Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

Б) Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия

Поместить в пробирку 2-3 капли раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$). Что наблюдается? Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

В) Действие на соли железа (III) роданида аммония (или калия)

Поместить в пробирку 5-6 капель раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю 0,01 н раствора роданида аммония (или калия). Такой же опыт проделать с раствором соли Мора. Перенести каплю полученного в первой пробирке раствора в другую пробирку и добавить 8-10 капель воды. Написать уравнение реакции с получением $Fe(SCN)_3$, сообщающего раствору яркую красную окраску. Отметить, что окраска характерна только для соли железа (III). Чем объясняется ослабление окраски при разбавлении?

Опыт 2. Гидроксид железа (II)

В пробирку с 3-4 каплями раствора соли Мора приливать 2 н раствор щелочи до выпадения зеленого осадка гидроксида железа (II). Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой и наблюдать через 1-2 минуты побурение осадка вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III) $Fe(OH)_3$. Проверить опытным путем, как взаимодействует свежесоздавшийся гидроксид железа (II) с 2 н раствором соляной кислоты. Какие свойства проявляет в этой реакции гидроксид железа (II)? Написать уравнения реакций: а) образования гидроксида железа (II); б) окисления полученного основания в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды.


Опыт 3. Восстановительные свойства соединений железа (II)

А) Восстановление азотной кислоты

В две пробирки налить по 1 мл раствора соли Мора. В одну из них добавить 1 каплю концентрированной азотной кислоты, подогреть раствор до прекращения выделения газа и дать ему остыть. Затем в обе пробирки добавить по 1 капле 0,01 н раствора роданида калия. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание раствора и почему? Написать уравнение реакции, считая, что азотная кислота восстанавливается преимущественно до NO.

Б) Восстановление пероксида водорода

В две пробирки налить по 1 мл раствора соли Мора. В одну пробирку добавить 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты и 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Затем в обе пробирки добавить по 1 капле 0,01 н раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание и почему? Проверить опытным путем, как протекает

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

восстановление пероксида водорода солью железа (II) в щелочной среде. Отметить выпадение осадка гидроксида железа (III). Написать уравнения реакций.

В) Восстановление нитрата серебра

Поместить в две пробирки по 1 мл раствора соли Мора. В одну из них добавить 6-7 капель раствора нитрата серебра и слегка нагреть небольшим пламенем горелки, не доводя жидкость до кипения. На какой процесс указывает появление на внутренних стенках пробирки серебряного зеркала? Охладив пробирку, добавить в неё и в контрольную пробирку по 1 капле 0,01 н раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается окрашивание и почему? Записать уравнение реакции восстановления нитрата серебра солью железа (II).

Опыт 4. Гидроксид железа (III)

В две пробирки внести по 5-6 капель раствора хлорида железа (III) и добавить по 3-4 капли 2 н. раствора щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавить разбавленной кислоты до растворения осадка, во второй пробирке проверить растворимость осадка в щелочи. Написать уравнения реакций: а) взаимодействия хлорида железа (III) с раствором щелочи с образованием гидроксида железа (III); б) растворения гидроксида железа (III) в кислоте.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений железа (III)

А) Окисление иодида калия

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить 1-2 капли раствора иодида калия. В какой цвет и почему окрашивается раствор? Написать уравнение реакции.

Б) Окисление сульфата натрия

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить несколько кристалликов сульфата натрия. При этом вначале появляется буро-красное окрашивание вследствие образования малоустойчивого сульфата железа (III), которое исчезает при нагревании. Убедиться в восстановлении железа до степени окисления +II. Какой реактив следует для этого применить? Написать уравнения реакции окисления сульфата натрия хлоридом железа (III), учитывая, что в реакции принимает участие вода.

Опыт 6. Комплексные соединения железа (III). Получение комплексного фосфата железа (III)

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить 1 каплю 0,01 н раствора роданида аммония и затем 2 капли 2 н раствора фосфорной ортокислоты. Что наблюдается? Учитывая, что устойчивый комплексный ион $[\text{Fe}(\text{PO}_4)_2]^{3-}$ бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнение соответствующей реакции.


Опыт 7. Гидроксиды кобальта (II) и никеля (II)

А) Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление

В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли кобальта и добавить по каплям раствор едкой щелочи; сначала появляется синий осадок основной соли, который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта (II). Осадок в одной пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, а в другую прибавить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта? Написать уравнения реакций. Сравнить полученные результаты с результатом опыта 2. Какой ион является более энергичным восстановителем: Co^{2+} и Fe^{2+} ?

Б) Получение гидроксида никеля (II) и его окисление

В три пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли никеля и добавить по каплям раствор едкой щелочи до выпадения осадка гидроксида никеля (II). Осадок в первой пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, во вторую прибавить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдается ли изменение цвета осадка? Происходит ли окисление гидроксида никеля (II) кислородом воздуха и пероксидом водорода? В третью пробирку прибавить 1 каплю бромной воды. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Опыт 8. Комплексные соединения кобальта и никеля

А) Получение комплексного роданида кобальта

Поместить в пробирку 2 капли насыщенного раствора соли кобальта (II) и добавить 5-6 капель насыщенного раствора роданида аммония; учесть, что при этом образуется раствор комплексной соли $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Комплексные ионы $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ окрашены в синий цвет, а гидратированные ионы $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ – в розовый. Отметить цвет полученного раствора. Разбавить его водой до изменения окраски, добавить 2 капли смеси спирта с эфиром, размешать раствор стеклянной палочкой и вновь наблюдать изменение окраски. Затем в ту же пробирку приливать дистиллированную воду, наблюдая постепенное изменение окраски. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения диссоциации комплексной соли кобальта и комплексного иона.

Б) Небольшое количество соли никеля (II) растворить в 5 каплях воды

Добавить 5 капель 25%-ного раствора аммиака. Как изменяется цвет раствора? Добавить к раствору 2-3 капли раствора сульфида аммония. Что выпадает в осадок? Написать уравнения реакций: а) образования комплексного аммиаката никеля (координационное число никеля равно 6); б) диссоциации комплексного соединения и комплексного иона; в) взаимодействия полученного комплексного соединения никеля с сульфидом аммония.

Медь, серебро и их соединения.

Цель работы: ознакомиться со свойствами меди и серебра и их соединений.

Опыт 1. Изучение свойств меди и ее соединений

А) В химическом стакане сливают при перемешивании приблизительно по 10 мл растворов CuSO_4 и NaOH . Осадок делят на 4 пробирки. Первую пробирку осторожно нагревают. Во вторую приливают 2 н раствор хлороводородной кислоты, в третью – концентрированный водный раствор аммиака. Что наблюдаете?

Б) В пробирку наливают раствор CuSO_4 и добавляют раствор иодида калия KI . Наблюдают осаждение иодида меди (I) CuI , окраску которого маскирует выделившийся иод I_2 . Для установления окраски осадка добавляют несколько капель раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. К осадку CuI добавляют в избытке раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Наблюдают растворение осадка.

В) В пробирку наливают раствор CuSO_4 и добавляют раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Наблюдают образование осадка, который состоит из основных солей переменного состава.

Г) В пробирку приливают раствор CuSO_4 и по каплям добавляют концентрированный водный раствор аммиака NH_3 . Что наблюдаете?


Д) Качественная реакция на Cu^{2+} . К раствору CuSO_4 добавляют небольшое количество раствора гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Выделяется осадок гексацианоферрата (II) меди (II) $\text{Cu}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Делят осадок на 4 пробирки и испытывают действие на осадок HCl , H_2SO_4 , раствора NaOH и водного раствора аммиака NH_3 . Что наблюдаете?

Опыт 2. Изучение свойств серебра и его соединений

А) В пробирку вносят 2-3 капли раствора AgNO_3 и прибавляют в избытке раствор NaOH . Наблюдают образование Ag_2O .

Б) В две пробирки наливают по 3-4 капли раствора AgNO_3 и добавляют по несколько капель HCl . Наблюдают выделение белого осадка AgCl . В одну пробирку приливают водный раствор аммиака NH_3 , в другую - раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Наблюдают растворение осадка.

В) В две пробирки наливают раствор AgNO_3 . В одну добавляют раствор KI , в другую – KBr . Каждый осадок делят на 2 пробирки. Добавляют водный раствор аммиака NH_3 в 1

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

пробирку с AgI и в 1 пробирку с AgBr . В обеих ли пробирках происходит растворение осадка? В оставшиеся пробирки прилить раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Что наблюдаете?

Раздел 1. Общая химия. Тема 15. p-элементы и их соединения (III-IVA).

Лабораторная работа №14. p-элементы и их соединения (III-IVA).

Бор. Алюминий.

Цель работы: ознакомиться со свойствами бора и алюминия и их соединений.

Опыт 1. Гидролиз тетрабората натрия

В пробирке в небольшом количестве воды растворяют несколько кристаллов буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и к полученному раствору приливают 2-3 капли фенолфталеина. Как изменилась окраска раствора? Написать уравнения реакции ступенчатого гидролиза тетрабората натрия, учитывая, что в результате первой ступени гидролиза образуется борная кислота и метаборат натрия NaBO_2 и по второй ступени – борная ортокислота и едкий натр.

Опыт 2. Получение борной ортокислоты

В пробирку с 5-6 каплями горячего насыщенного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ внести 2-3 капли концентрированной H_2SO_4 . Отметить быстрое выпадение кристаллов борной кислоты. Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Получение малорастворимых боратов

В три пробирки внести по 3-4 капли насыщенного раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и добавить по несколько капель растворов: в первую – нитрата серебра, во вторую – сульфата меди, в третью – сульфата алюминия. Отметить цвета выпавших осадков. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что во всех реакциях участвует вода и получается борная кислота; выпадающие осадки представляют собой в первой пробирке метаборат серебра, во второй – основную соль CuOHBO_2 – метаборат гидроксомеди, в третьей пробирке – гидроксид алюминия. Почему в двух последних случаях не получились средние соли – борат меди и борат алюминия? Ответ объяснить, написав уравнения соответствующих реакций.


Опыт 4. Взаимодействие алюминия с кислотами

А) *Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами.* В три пробирки внести по 5-8 капель 2 н растворов кислот: соляной, серной, азотной. В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях протекает реакция на холоду? Нагреть пробирки на водяной бане. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой? С разбавленными серной и соляной кислотами?

Б) *Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами.* В три пробирки внести по 5-8 капель концентрированных кислот: соляной, серной, азотной. В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Как протекают реакции на холоду? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему? Нагреть пробирки на водяной бане. Как влияет нагревание? Написать уравнения реакций, учитывая, что при нагревании азотная кислота восстанавливается в основном до диоксида азота, а серная до сернистого газа на холоду и частично свободной серы при нагревании. Влияет ли изменение концентрации соляной кислоты на характер ее взаимодействия с алюминием?

Опыт 5. Растворение алюминия в водном растворе щелочи

Внести в пробирку полоску алюминиевой фольги и добавить 3-4 капли воды. Нагреть пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? Добавить в пробирку 5-8 капель 2 н раствора едкого натра. Отметить интенсивное выделение водорода. Отсутствие реакции алюминия с водой объясняется наличием на его поверхности плотной оксидной

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

пленки, которая затрудняет доступ водородных ионов к поверхности металла. Добавленная щелочь растворяет оксидную пленку с образованием гидроксоалюмината и создает возможность непосредственного взаимодействия алюминия с водой. Написать уравнения реакций.

Опыт 6. Влияние хлор-иона на коррозию алюминия

В две пробирки поместить по кусочку алюминия и добавить в одну из них 5-8 капель сульфата меди, а в другую - столько же раствора хлорида меди. Отметить различный результат в обоих случаях: в то время как в первой пробирке алюминий остается почти без изменения, во второй он быстро покрывается налетом меди. Написать уравнение реакции.

Углерод, кремний, олово, свинец и их соединения.

Цель работы: ознакомиться со свойствами соединений углерода, кремния, свинца и олова.

Опыт 1. Получение карбонатов

В пробирки наливают растворы солей: а) BaCl_2 ; б) ZnSO_4 ; в) FeCl_3 и приливают к ним раствор Na_2CO_3 . Наблюдают осаждение веществ и отмечают окраску полученных осадков карбоната BaCO_3 (а), гидроксокарбоната $(\text{ZnOH})_2\text{CO}_3$ (б), гидроксида $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (в).

Опыт 2. Термическое разложение карбонатов.

В штативе закрепляют наклонно отверстием вниз сухую пробирку с газоотводной трубкой, помещают в нее $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ и нагревают. Газоотводную трубку опускают в стаканчик с известковой водой $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Наблюдают помутнение раствора.

Опыт 3. Получение кремниевой кислоты

(Работа под тягой!) В пробирку наливают 3 мл концентрированной HCl и 3 мл раствора силиката натрия (растворимого стекла) Na_2SiO_3 и перемешивают раствор стеклянной палочкой. Получается коллоидный раствор – золь кремниевой кислоты. Содержимое пробирки нагревают, при этом происходит коагуляция геля и выделяется студенистый осадок геля кремниевой кислоты.

Изучение свойств соединений олова

Цель работы: ознакомиться со свойствами соединений олова.

Опыт 1.

В раствор SnCl_2 опускают гранулу металлического цинка. Наблюдают выделение олова на поверхности цинка.

Опыт 2.

Подкисляют раствор SnCl_2 серной кислотой и приливают раствор KMnO_4 . Наблюдают изменение окраски раствора вследствие восстановления ионов MnO_4^- .

Изучение свойств соединений свинца

Цель работы: ознакомиться со свойствами соединений свинца.


Опыт 1.

К раствору ацетата свинца приливают: разбавленную HCl , разбавленную H_2SO_4 , растворы Na_2CO_3 , Na_2S и KI . Указывают цвет образующихся осадков.

Опыт 2.

В раствор ацетата свинца опускают гранулу металлического цинка. Наблюдают выделение кристаллического свинца из раствора.

Опыт 3.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

К раствору ацетата свинца приливают по каплям раствор NaOH до осаждения гидроксида свинца. Осадок разделяют на две части, к одной из них приливают в избытке раствор NaOH, к другой – разбавленную HNO₃. Наблюдают растворение осадка амфотерного Pb(OH)₂.

Опыт 4.

В пробирку вносят PbO и приливают немного разбавленной HNO₃, перемешивают стеклянной палочкой и нагревают. Наблюдают растворение PbO в азотной кислоте.

Азот и его соединения.

Цель работы: ознакомиться со свойствами соединений азота

Опыт 1. Получение аммиака

К 4-5 каплям раствора хлорида или сульфата аммония прилейте равный объем разбавленного раствора гидроксида натрия. Раствор слегка подогрейте. К отверстию пробирки поднесите влажную лакмусовую (универсальную) бумажку или полоску фильтровальной бумаги, смоченную фенолфталеином. Бумагой не касайтесь стенок пробирки. Как изменяется цвет бумаги и почему? (Качественная реакция на ион аммония).

Опыт 2. Восстановительные свойства аммиака

Внесите в пробирку 2-3 капли раствора перманганата калия и 3-5 капель концентрированного раствора аммиака. Полученную смесь слегка подогрейте. Как изменяется окраска раствора? Напишите уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота, а перманганат калия восстанавливается до диоксида марганца.

Опыт 3. Отношение солей аммония к нагреванию

А) Поместите в сухую пробирку немного кристаллического хлорида аммония и нагрейте пробирку. Обратите внимание на образование белого налета на холодных стенках верхней части пробирки. Составьте уравнение реакции.

Б) Возьмите на кончике шпателя немного сульфата аммония, предварительно растертого в ступке, и высыпьте соль в сухую пробирку. Пробирку нагрейте. Обратите внимание на запах, появившийся во время нагревания. Поднесите к отверстию пробирки влажную лакмусовую бумажку. Что происходит? Оставшееся вещество в пробирке растворите в воде и определите характер среды в растворе. Напишите уравнения реакций разложения сульфата аммония и диссоциации в растворе вещества, образовавшегося в результате разложения соли.

В) В сухую пробирку насыпьте немного дихромата аммония. Закрепите пробирку в штативе вертикально, и немного подогрейте. Как только начнется разложение соли, нагревание прекратите. Что наблюдается? Имеют ли запах продукты реакции разложения соли? Составьте уравнение реакции. В чем отличие поведения этой соли от солей в опытах, сделанных до этого. Какие соли аммония разлагаются подобно дихромату аммония?


Опыт 4. Гидролиз солей аммония

С помощью рН-индикаторной бумаги определите характер среды в растворе хлорида или сульфата аммония. Напишите уравнение реакции гидролиза соли. Есть ли разница в гидролизе этих солей.

Опыт 5. Получение оксида азота (II)

В пробирку с газоотводной трубкой поместите немного мелких стружек меди и прибавьте несколько капель разбавленной азотной кислоты ($\rho = 1,2$ г/мл). Закройте пробирку пробкой и слегка ее нагрейте. Обратите внимание на цвет выделяющегося газа. Часть газа соберите в пробирку над водой, а другую часть пропустите в пробирку с 5-6 каплями раствора сульфата железа (II).

Опыт 6. Свойства азотной кислоты. Взаимодействие с металлами

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Поместите в пробирку немного цинковой пыли или стружек магния и прибавьте несколько капель очень разбавленной азотной кислоты. Взболтайте смесь. По запаху определите, какой газ выделяется. Составьте уравнение реакции.

Опыт 7. Взаимодействие азотной кислоты с неметаллами

В фарфоровую чашку налейте немного концентрированной азотной кислоты. Положите в кислоту небольшой кусочек серы. Поставив чашку на асбестовую сетку, осторожно ее нагрейте. Что наблюдается? Охладите реакционную смесь. Несколько капель смеси поместите в пробирку и добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария. Составьте уравнения реакций.

Опыт 8. Окислительные свойства азотной кислоты

К 3-4 каплям свежеприготовленного раствора сульфата железа (II), подкисленного каплей разбавленной серной кислоты, прибавьте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Смесь нагрейте до начала кипения. Несколько капель полученного раствора разбавьте водой и добавьте одну каплю раствора роданида аммония (калия). Что происходит? Предварительно убедитесь в том, что исходный раствор сульфата железа (II), не дает или почти не дает окрашивания с роданидом аммония.

Фосфор и его соединения.

Цель работы: ознакомиться со свойствами соединений фосфора.

Опыт 1. Гидролиз солей фосфорной кислоты

С помощью универсальной индикаторной бумаги проверьте характер среды в растворах солей Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 . Полученные окраски индикаторной бумаги сравните с цветной шкалой рН-индикаторной бумаги. Результаты опыта оформите в виде таблицы.

Раствор соли	рН среды	Вывод
Na_3PO_4		
Na_2HPO_4		
NaH_2PO_4		

Реакция образования растворимых фосфатов широко используется в аналитической химии как качественная реакция на фосфат-ион.

Опыт 2. Образование фосфата железа (III)

К 3-4 каплям раствора сульфата железа (III) прилейте 2-3 капли роданида калия KSCN и несколько капель раствора, содержащего фосфат-ион Na_2HPO_4 . Красная окраска раствора исчезает в результате перехода роданида железа в малорастворимый фосфат, имеющий слабо-желтый цвет.

Опыт 3. Образование гидрофосфата бария


К 2-3 каплям Na_2HPO_4 прибавьте несколько капель хлорида бария BaCl_2 . Образуется белый осадок BaHPO_4 , растворимый в соляной HCl и азотной кислоте HNO_3 и нерастворимый в уксусной. Проверьте растворимость осадка в кислотах. Составьте уравнения реакций.

Опыт 4. Образование фосфата серебра.

К 3-4 каплям раствора Na_2HPO_4 добавьте 1-2 капли раствора нитрата серебра AgNO_3 . Образуется желтый осадок Ag_3PO_4 , растворимый в разбавленной азотной кислоте HNO_3 и растворе аммиака NH_4OH .

Раздел 1. Общая химия. Тема 16. p-элементы и их соединения (V-VIA).

Лабораторная работа №15.p-элементы и их соединения (V-VIA).

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Кислород. Пероксид водорода.

Цель работы: ознакомиться со свойствами кислорода и его соединений.

Опыт 1. Получение и свойства кислорода

В сухую пробирку поместите приблизительно 2 г перманганата калия. Укрепите пробирку в лапке штатива и нагрейте ее. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки. Составьте уравнение реакции.

Опыт 2. Каталитическое разложение пероксида водорода

А) Налейте в пробирку 8-10 капель 3%-ного раствора H_2O_2 и внесите в пробирку несколько кристаллов диоксида марганца в качестве катализатора. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки. Составьте уравнение реакции. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?

Б) Налейте в пробирку 6-7 капель насыщенного раствора дихромата калия и слегка подогрейте. Добавьте 2 капли 30%-ного раствора пероксида водорода. Происходит почернение раствора за счет образования промежуточных соединений типа $K_2[Cr_2O_7 \cdot H_2O_2]$. Через 1-2 минуты происходит бурное разложение промежуточных соединений с выделением кислорода. Внесите в пробирку тлеющую лучинку. Что происходит? Составьте уравнение реакции. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?

Опыт 3. Окислительные свойства пероксида водорода

В пробирку к 3 каплям раствора иодида калия прибавьте 2 капли разбавленного раствора серной кислоты и затем по каплям прибавляйте раствор H_2O_2 до появления желтой окраски. Образование йода становится более заметным, если к раствору в пробирке добавить несколько капель органического растворителя или несколько капель крахмального клейстера. Составьте уравнение реакции.

Опыт 4. Восстановительные свойства пероксида водорода

А) В пробирку внесите 2-3 капли раствора перманганата калия и 2-3 капли разбавленного раствора серной кислоты. Затем к полученному в пробирке раствору добавьте несколько капель раствора пероксида водорода до изменения окраски раствора. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки. Составьте уравнение реакции.

Б) К 4-5 каплям раствора нитрата серебра добавьте по каплям раствор аммиака до растворения образовавшейся мути. К полученному раствору прибавьте по каплям 3%-ный раствор пероксида водорода. Запишите наблюдения и составьте уравнения реакций.

Сера и ее соединения.

Цель работы: ознакомиться со свойствами серы и ее соединений.

Опыт 1. Восстановительные свойства серы


Тяга! В пробирку налейте 1-2 мл концентрированного раствора азотной кислоты и внесите в пробирку небольшой кусочек серы. Содержимое пробирки нагрейте. Азотная кислота при этом восстанавливается до оксида азота (II), а сера окисляется до сульфат-иона, который можно легко обнаружить, добавив к полученному раствору несколько капель раствора хлорида бария. Составьте уравнения реакций окисления серы и обнаружения сульфат-иона.

Опыт 2. Восстановительные свойства сероводорода.

В пробирку внесите по 2-3 капли раствора:

- а) перманганата калия, б) дихромата калия.

В пробирку добавьте по 2-3 капли разбавленной серной кислоты и несколько капель раствора сульфида натрия до изменения окраски раствора. Составьте уравнение реакции.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Опыт 3. Восстановительные свойства раствора диоксида серы и сульфита натрия

А) В пробирку налейте по 2-3 капли раствора дихромата калия и разбавленной серной кислоты. К смеси добавьте несколько капель раствора сернистой кислоты или несколько кристаллов сульфита натрия. Отметьте изменение цвета раствора. Какие свойства проявляет сернистая кислота или ее соль в этой реакции? Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. (Данная реакция может служить реакцией открытия иона SO_3^{2-} в отсутствии других восстановителей).

Б) В пробирку с 3-5 каплями раствора сернистой кислоты или сульфита натрия добавьте несколько капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Каким образом можно доказать присутствие иона SO_4^{2-} в продуктах реакции? Составьте уравнение реакции.

Опыт 4. Различная растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте. Обнаружение сульфат-иона

В одну пробирку внесите 2-3 капли раствора сульфата натрия, в другую – 2-3 капли раствора сульфита натрия. В обе пробирки добавьте 1-2 капли раствора хлорида бария. В обеих ли пробирках выпадает осадок? Добавьте в обе пробирки по 2-3 капли разбавленной азотной (соляной) кислоты. Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения реакций получения сульфата и сульфита бария и растворения последнего в кислоте.

Раздел 1. Общая химия. Тема 17. p-элементы и их соединения VIIA-VIIIA.

Лабораторная работа №16. p-элементы и их соединения VIIA.

Галогены и их соединения.

Цель работы: ознакомиться со свойствами галогенов и их соединений.

Опыт 1. Получение хлора

По заданию преподавателя в пробирку внесите несколько кристалликов дихромата калия (диоксида марганца или диоксида свинца) и добавьте 2-3 капли концентрированной соляной кислоты. Если реакция протекает недостаточно активно, содержимое пробирки осторожно нагрейте. Отметьте цвет образующегося газа и испытайте его действие на бумажку, смоченную раствором иодида калия. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 2. Получение и свойства хлороводорода


В пробирку с газоотводной трубкой поместите небольшое количество сухого хлорида натрия, прилейте по каплям концентрированную серную кислоту. Содержимое можно слегка нагреть. Выделяющийся хлороводород пропустите через воду, находящуюся в стакане или колбе (трубку, по которой идет ток хлороводорода держите над поверхностью воды). Проверьте действие выделяющегося газа на влажную синюю лакмусовую бумагу, а также на полоску фильтровальной бумаги, смоченной розовым раствором перманганата калия. Будет ли выделяться хлороводород при взаимодействии хлорида натрия с разбавленной серной кислотой?

В три пробирки налейте по 5-6 капель полученного раствора хлороводорода. В одну пробирку добавьте 1-2 капли лакмуса или метилоранжа, во вторую – кусочек магния (или цинка), в третью – раствор нитрата серебра.

Объясните наблюдаемые явления и составьте соответствующие уравнения реакций.

Опыт 3. Восстановительная активность галогенид-ионов

А) Поместите в одну пробирку несколько кристаллов бромиды калия, а в другую – иодида калия. В каждую пробирку добавьте по 2-3 капли концентрированной серной кислоты. Обратите внимание на цвет и запах продуктов обеих реакций. На основании этого и

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

предыдущего опытов сравните восстановительную активность хлороводорода, бромоводорода и йодоводорода. Составьте уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций.

Б) В три пробирки внесите по 2-4 капли дихромата калия, подкисленного раствором 2 н серной кислоты (1-2 капли). Добавьте по 2-3 капли в первую пробирку раствора иодида калия, во вторую – столько же какого-либо бромида и в третью – хлорида натрия. Растворы перемешайте чистой стеклянной палочкой. В каком случае восстановление дихромата не произошло. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что дихромат калия, восстанавливаясь, переходит в сульфат хрома (III). Как изменялась при этом степень окисления соответствующих галогенов? Что при этом наблюдалось?

В) Проведите опыт, аналогичный опыту б), заменив раствор дихромата калия раствором хлорида железа (III). Что наблюдали? В каком случае произошло восстановление хлорида железа и соответственно окисление галогена. Как изменяется восстановительная способность отрицательных ионов галогенов?

Опыт 4. Качественные реакции на галогенид-ионы


В три пробирки поместите по 3-5 капель растворов солей: в первую пробирку – хлорида натрия, во вторую – бромида калия, в третью – иодида калия. В каждую пробирку добавьте 1-2 капли раствора нитрата серебра до выпадения характерных творожистых осадков галогенидов серебра. Отметьте цвет осадков и составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

7. ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ, КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ, РЕФЕРАТОВ


Данный вид работы не предусмотрен УП

8. ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ


1. Основные классы неорганических соединений. Оксиды и основания. Принципы классификации, химические свойства и способы получения. Взаимосвязь структуры оксидов от валентности элементов и их расположение в периодической системе.
2. Основные законы и понятия химии (закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава и кратных отношений, закон эквивалентов). Моль - количества вещества. Закон Авогадро и его следствия.
3. Кислоты и соли. Принципы классификации. Химические свойства и способы получения солей.
4. Атомно-молекулярное учение. Теория Резерфорда, её достоинства и недостатки. Квантовая теория атома Н. Бора, основные положения, достоинства и недостатки.
5. Принципы заполнения атомных орбиталей.
6. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. История и этапы создания.
7. Параметры атома и периодичность их изменения в пределах системы элементов.
8. Закон сохранения массы и энергии, его значение в химических расчетах. Закон постоянства состава и кратных отношений.
9. Закон Авогадро и его следствия. Закон эквивалентов.
10. Химическая связь и строение молекул. Метод валентных связей, его достоинства и недостатки.
11. Метод молекулярных орбиталей. Его достоинства и недостатки.
12. Механизмы образования химической связи.
13. Ковалентная связь.
14. Ионная связь.
15. Металлическая связь.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

16. Межмолекулярное взаимодействие. Природа Ван-дер-Ваальсовых сил.
17. Первый закон термодинамики. Понятие энтальпия. Принципы расчета этого термодинамического параметра применительно к химическим системам.
18. Второй закон термодинамики. Понятие энтропия. Принципы расчета этого термодинамического параметра применительно к химическим системам.
19. Свободная энергия Гиббса, как критерий оценки возможности самопроизвольного протекания химических процессов.
20. Закон действующих масс. Зависимость скорости химической реакции от концентрации и природы реагирующих веществ.
21. Энергия активации. Понятие активированный комплекс. Закон Вант-Гоффа. Катализ.
22. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье. Константа равновесия как критерий оценки одностороннего протекания химического процесса.
23. Общая теория растворов и растворителей. Способы выражения концентрации растворов. Понятие растворимость. Растворимость газов в жидкостях, закон Генри. Взаимная растворимость жидкостей, понятие константы распределения.
24. Диффузия и осмос. Закон Вант-Гоффа.
25. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации. Пространственное расположение гибридных атомных орбиталей.
26. Основные принципы классификации растворителей (полярность, ионизирующая способность, кислотность и т.д.).
27. Теория электролитической диссоциации.
28. Кислоты и основания с точки зрения теории электролитической диссоциации Аррениуса, теории Бренстеда и Лоури, электронной теории Льюиса.
29. Сильные и слабые электролиты. Динамическое равновесие в растворах.
30. Ионные реакции в растворах.
31. Произведение растворимости.
32. Ионное произведение воды, водородный показатель.
33. Гидролиз солей.
34. Буферное действие. Буферные растворы.
35. Комплексные соединения. Общая характеристика. Понятие координационная связь.
36. Теория комплексных соединений А. Вернера.
37. Пространственное строение и изомерия комплексных соединений.
38. Метод Валентных связей в описании комплексных соединений.
39. Растворы неэлектролитов. Общая характеристика.
40. Кипение и замерзание растворов и растворителей. Первый и второй закон Рауля.
41. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления и строение атома элемента.
42. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
43. Способы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях. Методы электронного баланса и ионно-электронный.
44. Кажущаяся и эффективная концентрация. Понятие активности.
45. Биологическая роль важнейших соединений водорода и их применение в медицине.
46. Дистиллированная вода - фармакопейный препарат.
47. Пероксид водорода.
48. Гидроксильный радикал и его взаимодействие с биоорганическими веществами.
49. Защита аэробных клеток от точечного воздействия свободных радикалов при участии ферментов (каталазы, супероксиддисмутазы).
50. Щелочные металлы. Биогенное действие. Применение в медицине.
51. Щелочно-земельные металлы (магний, кальций, стронций, барий). Антагонизм действия.
52. Комплексные соединения магния и их роль в жизнедеятельности растительных и животных организмов.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		


53. Синергизм ионов магния и марганца в активации некоторых ферментов.
54. Бария сульфат как фармакопейный препарат.
55. Соединения меди, серебра, цинка, кадмия, ртути, титана, ванадия, хрома, молибдена, марганца, железа, кобальта и никеля.
56. Общие свойства, зависимость химических свойств от свойств атомов.
57. Металлические свойства d-элементов
58. Зависимость свойств соединений d-элементов от степени окисления атома в соединениях.
59. Комплексообразование с биогенными лигандами. Биокластеры.
60. Биологическая роль, применение в медицине биокластеров.
61. Важнейшие типы реакций в организме с участием металлоферментов.
62. Химизм действия важных лекарственных препаратов.
63. Прогнозирование токсичности действия соединений d-элементов.
64. Бор. Основные химические свойства.
65. Соединения бора. Антисептические свойства борной кислоты.
66. Фармакологическое действия тетрабората натрия.
67. Соединения алюминия. Амфотерность.
68. Фармакологическое действие солей алюминия.
69. Воздействие иона алюминия на ферментативные процессы.
70. Концентрация бора и алюминия в организме.
71. Основа токсического действия талия, синергизм ионов талия и калия.
72. Уникальные свойства углерода. Оксиды углерода. Токсичное действие угарного газа.
73. Применение карбонатов в качестве антацидных средств
74. Кремний, концентрация кремния в органах и тканях. Соединения кремния с кислородом. Силикаты.
75. Олово. Применение фторида олова как средства против кариеса зубов.
76. Химическая реакция в основе токсического действия иона свинца.
77. Азот. Круговорот азота в природе. Кессонная болезнь.
78. Водородные соединения азота. Соли аммония и их применение в качестве мочегонного средства.
79. Оксиды азота. Применение в качестве средств для наркоза.
80. Токсическое действие нитритов.
81. Фосфор. Аллотропия. Токсичность белого фосфора.
82. Оксиды фосфора. Координационные формулы фосфористой, ортофосфорной кислот.
83. Макроэргические связи фосфора. Фосфотнуклеотиды. Адениловая система.
84. Мышьяк, сурьма, висмут. Токсическое действие мышьяка на живые организмы.
85. Синергизм действия мышьяка и сурьмы.
86. Соединения висмута (висмута нитрат) как фармакопейный препарат.
87. Кислород. Аллотропия. Озон. Применение озона для стерилизации воды.
88. Аэробные процессы в живых организмах. Понятие об окислительном фосфорилировании.
89. Биологическая роль оксигенильных комплексов.
90. Сера. Биологически важные серосодержащие соединения.
91. Применение серы для лечения кожных заболеваний.
92. Токсичное действие сероводорода на организм.
93. Тиолсодержащие ферменты.
94. Кислородные соединения серы.
95. Механизм противотоксического действия тиосульфата натрия при отравлении соединениями ртути, свинца, синильной кислоты.
96. Применение солей серной кислоты в медицинской практике.
97. Селен. Биологическая роль селена. Концентрация селена в органах и тканях. Селеносодержащие ферменты.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		


98. Галогены. Свойства. Степени окисления.
 99. Хлор. Кислородсодержащие соединения хлора. Хлорная вода. Бактерицидное и отбеливающее свойство хлорной воды. Гипохлориты.
 100. Галогеноводородные кислоты. Соляная кислота и ее биологическая роль. Соли соляной кислоты. Физиологический раствор.
 101. Биологическая роль галогенов (хлора, фтора, йода).
 102. Применение неорганических соединений галогенов.
 103. Токсическое действие фторид-ионов на организм.
 104. Комплексные соединения хлора как противораковые препараты.
 105. Раствор Люголя. Применение йодсодержащих препаратов при лечении заболеваний щитовидной железы.
 106. Фторид натрия как составная часть зубных паст.
 107. Концентрация галогенов в организме.
 108. Общая характеристика. Физические и химические свойства благородных газов. Соединения благородных газов. Применение благородных газов в медицине.

9. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА ОБУЧАЮЩИХСЯ


№	Раздел, тема	Краткое содержание	Кол-во часов	Форма контроля
Раздел 1. Общая химия				
1.	Тема 1,2,3,4. Цели и задачи химии. Строение атома и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома. Химическая связь и строение молекул.	1. Теории строения атома Томсона, Резерфорда, Бора. 2. История создания периодического закона. Менделеевский подход к созданию периодического закона. Разновидности химической связи: ковалентная, ионная, металлическая.	8	выборочная проверка во время аудиторных занятий; включение вопросов на экзамене
2.	Тема 5, 6. Основы химической термодинамики. Химическая кинетика и равновесие.	1. Понятие термодинамической системы. Открытые, закрытые, изолированные системы. 2. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме. 3. Первое начало термодинамики. Термодинамические функции. 4. Стандартная энтальпия образования. 5. Закон Гесса. 6. Второе начало термодинамики. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. 7. Физико-химические основы кинетики реакций. 8. Методы измерения скорости химических реакций. 9. Порядок реакции. Молекулярность реакции. Уравнение кинетики реакций. 10. Теоретические основы химической кинетики. 11. Кинетика сложных реакций. Последовательные и параллельные (конкурентные) реакции. 12. Субстрат. Интермедиат.	8	выборочная проверка во время аудиторных занятий; включение вопросов на экзамене

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

		13.Фотохимические реакции. 14.Гомогенный и гетерогенный катализ. 15.Металлоферменты. 16.Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.		
3.	Тема 7,8,9,10. Теория растворов и растворителей. Коллигативные свойства растворов. Растворы электролитов. Водородный показатель. Гидролиз солей. Буферные растворы	1. Термодинамика образования растворов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. 2. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда. 3. Первый и второй закон Рауля. 4. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. 5. Совместный гидролиз солей. Буферные растворы. Буферная емкость.	8	выборочная проверка во время аудиторных занятий; включение вопросов на экзамене
4.	Тема 11. Окислительно-восстановительные реакции	1. Окислительно-восстановительные процессы. 2. Степень окисления. 3. Способы уравнивания окислительно-восстановительных реакций. 4. Классификация окислительно-восстановительных реакций. 5. Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций. 6. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в Периодической системе элементов и степени окисления элементов в соединениях. 7. Сопряженные пары окислитель - восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.	4	выборочная проверка во время аудиторных занятий; включение вопросов на экзамене
5.	Тема 12. Теория комплексных соединений.	1. Лиганды и их классификация. Внутриорбитальные и внешне-орбитальные комплексы. 2. Гибридизация атома комплексообразователя.	4	выборочная проверка во время аудиторных занятий; включение вопросов на экзамене
Раздел 2. Неорганическая химия				
6.	Тема 13. s-элементы и их соединения.	1. Биологическая роль важнейших соединений водорода и их применение в медицине. 2. Дистиллированная вода - фармакопейный препарат. 3. Пероксид водорода. 4. Гидроксильный радикал и его взаимодействие с биоорганическими веществами. 5. Защита аэробных клеток от токсичного воздействия свободных радикалов при участии ферментов (каталазы, супероксиддисмутазы). 6. Щелочные металлы. Биогенное действие. Применение в медицине. 7. Щелочно-земельные металлы (магний, кальций, стронций, барий). Антагонизм действия. Комплексные соединения магния и их роль в жизнедеятельности растительных и животных организмов.	6	выборочная проверка во время аудиторных занятий; включение вопросов на экзамене


Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

		8. Синергизм ионов магния и марганца в активации некоторых ферментов. 9. Бария сульфат как фармакопейный препарат.		
7.	Тема 14. d-элементы и их соединения.	1. Соединения меди, серебра, цинка, кадмия, ртути, титана, ванадия, хрома, молибдена, марганца, железа, кобальта и никеля. 2. Общие свойства, зависимость химических свойств от свойств атомов. 3. Металлические свойства d-элементов 4. Зависимость свойств соединений d-элементов от степени окисления атома в соединениях. 5. Комплексообразование с биогенными лигандами. Биокластеры. 6. Биологическая роль, применение в медицине. 7. Важнейшие типы реакций в организме с участием металлоферментов. 8. Химизм действия важных лекарственных препаратов. 9. Прогнозирование токсичности действия соединений d-элементов.	6	выборочная проверка во время аудиторных занятий; включение вопросов на экзамене
8.	Тема 15. p-элементы и их соединения (III-IVA).	1. Бор. Основные химические свойства. Соединения бора Антисептические свойства борной кислоты. 2. Фармакологическое действия тетрабората натрия. 3. Соединения алюминия. Амфотерность. Фармакологическое действие солей алюминия. 4. Воздействие иона алюминия на ферментативные процессы. 5. Концентрация бора и алюминия в организме. 6. Основа токсического действия талия, синергизм ионов талия и калия. 7. Уникальные свойства углерода. Оксиды углерода. Токсичное действие угарного газа. 8. Применение карбонатов в качестве антацидных средств 9. Кремний, концентрация кремния в органах и тканях. Соединения кремния с кислородом. Силикаты. 10. Олово. Применение фторида олова как средства против кариеса зубов. 11. Химическая реакция в основе токсического действия иона свинца.	6	выборочная проверка во время аудиторных занятий; включение вопросов на экзамене
9.	Тема 16. p-элементы и их соединения (V-VIA).	1. Азот. Круговорот азота в природе. Кессонная болезнь. 2. Водородные соединения азота. Соли аммония и их применение в качестве мочегонного средства. 3. Оксиды азота. Применение в качестве средств для наркоза. 4. Токсическое действие нитритов. 5. Фосфор. Аллотропия. Токсичность белого фосфора. 6. Оксиды фосфора. Координационные формулы фосфористой, ортофосфорной кислот 7. Макроэргические связи фосфора.	6	выборочная проверка во время аудиторных занятий; включение вопросов на экзамене

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

		<p>Фосфатнуклеотиды. Адениловая система.</p> <p>8. Мышьяк, сурьма, висмут. Токсическое действие мышьяка на живые организмы.</p> <p>9. Синергизм действия мышьяка и сурьмы.</p> <p>10.Соединения висмута (висмута нитрат) как фармакопейный препарат.</p> <p>11.Кислород. Аллотропия. Озон. Применение озона для стерилизации воды.</p> <p>12. Аэробные процессы в живых организмах. Понятие об окислительном фосфорилировании.</p> <p>13. Биологическая роль оксигенильных комплексов.</p> <p>14. Сера. Биологически важные серосодержащие соединения.</p> <p>15. Применение серы для лечения кожных заболеваний.</p> <p>16. Токсичное действие сероводорода на организм. Тиолсодержащие ферменты.</p> <p>17. Кислородные соединения серы.</p> <p>18. Механизм противотоксического действия тиосульфата натрия при отравлении соединениями ртути, свинца, синильной кислоты.</p> <p>19. Применение солей серной кислоты в медицинской практике.</p> <p>20.Селен. Биологическая роль селена. Концентрация селена в органах и тканях. Селеносодержащие ферменты.</p>		
10.	Тема 17. р-элементы и их соединения VIIA	<p>1. Галогены. Свойства. Степени окисления.</p> <p>2. Хлор. Кислородсодержащие соединения хлора. Хлорная вода. Бактерицидное и отбеливающее свойство хлорной воды. Гипохлориты.</p> <p>3. Галогеноводородные кислоты. Соляная кислота и ее биологическая роль. Соли соляной кислоты. Физиологический раствор.</p> <p>4. Биологическая роль галогенов (хлора, фтора, йода).</p> <p>5. Применение неорганических соединений галогенов.</p> <p>6. Токсическое действие фторид-ионов на организм.</p> <p>7. Комплексные соединения хлора как противораковые препараты.</p> <p>8. Раствор Люголя. Применение йодсодержащих препаратов при лечении заболеваний щитовидной железы.</p> <p>9. Фторид натрия как составная часть зубных паст.</p> <p>10. Концентрация галогенов в организме.</p>	6	выборочная проверка во время аудиторных занятий; включение вопросов на экзамене
	Итого		72	
	Подготовка промежуточной аттестации	к Экзамен	36	

10. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

ДИСЦИПЛИНЫ

а) Список рекомендуемой литературы

Основная:


1. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 1 : учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд. — 10-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 215 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-9916-8659-4. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/437005>
2. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов в 2 кн. Книга 2 : учебник для вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд. — 10-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 360 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-9916-8660-0. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/437006>
3. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 1 : учебник для вузов / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2022. — 353 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-9353-0. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/490493>
4. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 2 : учебник для вузов / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2022. — 379 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-9355-4. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/490494>

Дополнительная:

1. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учебно-практическое пособие / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 14-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 236 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-9916-8914-4. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/431810>
2. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум : учебное пособие для вузов / И. Б. Аликина [и др.]. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 477 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-9916-1868-7. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/425256>
3. Общая и неорганическая химия для медиков и фармацевтов : учебник и практикум для вузов / В. В. Негребецкий [и др.] ; под общей редакцией В. В. Негребецкого, И. Ю. Белавина, В. П. Сергеевой. — Москва : Издательство Юрайт, 2020. — 357 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-00323-9. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/450276>
4. Степин Б. Д. Неорганическая химия : учебник для хим. и хим.-технол. спец. вузов / Степин Борис Дмитриевич, А. А. Цветков ; под ред. Б. Д. Степина. - Москва : Высшая школа, 1994. - 608 с.

Учебно-методическая литература:

1. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии: руководство для студентов 1-го курса специальности 33.05.01 "Фармация" / О. А. Индирикова [и др.]; УлГУ, ИМЭиФК. - Ульяновск : УлГУ, 2018. - <http://lib.ulsu.ru/MegaPro/Download/MObject/1492>
2. О. А. Индирикова. Руководство для самостоятельной работы студентов по общей и

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

неорганической химии для студентов 1-го курса специальности 33.05.01 «Фармация»/С. В. Пантелеев, Т.С. Андреева [и др.]; УлГУ, ИМЭиФК. - Ульяновск: УлГУ, 2019. - <http://lib.ulsu.ru/MegaPro/Download/MObject/7732>

Согласовано:

Начальник отдела НБ УлГУ / Окунева И. А. / _____ / _____ 2022
 Должность сотрудника НБ ФИО подпись дата

б) программное обеспечение

1. Microsoft Office
2. ОС Windows Professional
3. Антиплагиат ВУЗ

в) Профессиональные базы данных, информационно-справочные системы:

1. Электронно-библиотечные системы:

Профессиональные базы данных, информационно-справочные системы

1.1. Цифровой образовательный ресурс IPRsmart: электронно-библиотечная система : сайт / ООО Компания «Ай Пи Ар Медиа». - Саратов, [2022]. – URL: <http://www.iprbookshop.ru>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. - Текст: электронный.

1.2. Образовательная платформа ЮРАЙТ: образовательный ресурс, электронная библиотека: сайт / ООО Электронное издательство ЮРАЙТ. – Москва, [2022]. - URL: <https://urait.ru>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. - Текст: электронный.

1.3. База данных «Электронная библиотека технического ВУЗа (ЭБС «Консультант студента»): электронно-библиотечная система: сайт / ООО Политехресурс. – Москва, [2022]. – URL: <https://www.studentlibrary.ru/cgi-bin/mb4x>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. – Текст: электронный.

1.4. Консультант врача. Электронная медицинская библиотека: база данных : сайт / ООО Высшая школа организации и управления здравоохранением - Комплексный медицинский консалтинг. – Москва, [2022]. – URL: <https://www.rosmedlib.ru>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. – Текст: электронный.

1.5. Большая медицинская библиотека: электронно-библиотечная система: сайт / ООО Букап. – Томск, [2022]. – URL: <https://www.books-up.ru/ru/library/> . – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. – Текст: электронный.

1.6. ЭБС Лань: электронно-библиотечная система: сайт/ ООО ЭБС Лань. – Санкт-Петербург, [2022]. – URL: <https://e.lanbook.com>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. – Текст: электронный.


1.7. ЭБС **Znanium.com**: электронно-библиотечная система: сайт / ООО Знаниум. - Москва, [2022]. - URL: <http://znanium.com> . – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. - Текст: электронный.

1.8. Федеральная электронная медицинская библиотека: федеральная государственная информационная система: сайт / Министерство здравоохранения Российской Федерации - Москва, [2022]. – URL: <http://www.femb.ru/feml> - Текст электронный.

2. КонсультантПлюс [Электронный ресурс]: справочная правовая система. /ООО «Консультант Плюс» - Электрон. дан. - Москва: КонсультантПлюс, [2022].

3. Базы данных периодических изданий:

3.1. База данных периодических изданий EastView: электронные журналы/ ООО ИВИС. - Москва, [2022]. – URL: <https://dlib.eastview.com/browse/udb/12>. – Режим доступа: для авториз.

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

пользователей. – Текст: электронный.

3.2. eLIBRARY.RU: научная электронная библиотека : сайт / ООО Научная Электронная Библиотека. – Москва, [2022]. – URL: <http://elibrary.ru>. – Режим доступа: для авториз. пользователей. – Текст: электронный

4. Федеральная государственная информационная система «Национальная электронная библиотека» электронная библиотека: сайт / ФГБУ РГБ. – Москва, [2022]. – URL: <https://нэб.рф>. – Режим доступа: для пользователей научной библиотеки. – Текст: электронный.

5. SMARTImagebase: научно-информационная база данных EBSCO // EBSCOhost: [портал]. – URL: <https://ebSCO.smartimagebase.com/?TOKEN=EBSCO-1a2ff8c55aa76d8229047223a7d6dc9c&custid=s6895741>. – Режим доступа: для авториз. пользователей. – Изображение: электронные.

6. Федеральные информационно-образовательные порталы:

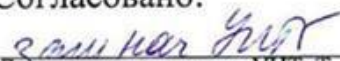
6.1. Единое окно доступа к образовательным ресурсам: федеральный портал. – URL: <http://window.edu.ru/>. – Текст: электронный.

6.2. Российское образование: федеральный портал / учредитель ФГАУ «ФИЦТО». – URL: <http://www.edu.ru>. – Текст: электронный.

7. Образовательные ресурсы УлГУ:


7.1. Электронная библиотечная система УлГУ: модуль «Электронная библиотека» АБИС Мега-ПРО / ООО «Дата Экспресс». – URL: <http://lib.ulsu.ru/MegaPro/Web>. – Режим доступа: для пользователей научной библиотеки. – Текст: электронный.

Согласовано:


Должность сотрудника УИТИГ


ФИО


подпись дата

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

11. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ НАУЧНО-ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОЙ РАБОТЫ

Учебная аудитория 3/211 для проведения лекций, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации (с набором демонстрационного оборудования для обеспечения тематических иллюстраций в соответствии с рабочей программой дисциплины). Аудитория укомплектована ученической мебелью и доской. Комплект мультимедийного оборудования: компьютер, проектор, экран. Рабочее место преподавателя, WI-FI, интернет. Площадь 112,93 кв.м.

Учебная аудитория 216 для проведения занятий лабораторного типа. Помещение укомплектовано специализированной мебелью на 16 посадочных мест и оснащено необходимым оборудованием и лабораторной посудой. Рабочее место преподавателя, WI-FI, интернет. Площадь 42,93 кв.м.

Учебная аудитория для самостоятельной работы студентов 230 с доступом к ЭБС. для самостоятельной работы студентов, Wi-Fi с доступом к ЭИОС, ЭБС. Компьютерный класс укомплектованный специализированной мебелью на 32 посадочных мест и техническими средствами обучения (16 персональных компьютеров) с доступом к сети «Интернет», ЭИОС, ЭБС. Площадь 93,51 кв.м.

Читальный зал научной библиотеки (аудитория 237) с зоной для самостоятельной работы, Wi-Fi с доступом к ЭИОС, ЭБС. Аудитория укомплектована специализированной мебелью на 80 посадочных мест и оснащена компьютерной техникой с доступом к сети «Интернет», ЭИОС, ЭБС, экраном и проектором. Площадь 220,39 кв.м.


12. СПЕЦИАЛЬНЫЕ УСЛОВИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ (ОВЗ) И ИНВАЛИДОВ

Обучающиеся с ОВЗ и инвалиды проходят практику совместно с другими обучающимися (в учебной группе) или индивидуально (по личному заявлению обучающегося).

Определение мест прохождения практики для обучающихся с ОВЗ и инвалидов осуществляется с учетом состояния здоровья и требований к их доступности для данной категории обучающихся. При определении мест и условий (с учётом нозологической группы и группы инвалидности обучающегося) прохождения учебной и производственной практик для данной категории лиц учитываются индивидуальные особенности обучающихся, а также рекомендации медико-социальной экспертизы, отраженные в индивидуальной программе реабилитации, относительно рекомендованных условий и видов труда.

При определении места практики для обучающихся с ОВЗ и инвалидов особое внимание уделяется безопасности труда и оснащению (оборудованию) рабочего места. Рабочие места на практику предоставляются профильной организацией в соответствии со следующими требованиями:

- для обучающихся с ОВЗ и инвалидов по зрению - слабовидящих: оснащение специального рабочего места общим и местным освещением, обеспечивающим беспрепятственное нахождение указанным лицом своего рабочего места и выполнение индивидуального задания; наличие видеоувеличителей, луп;
- для обучающихся с ОВЗ и инвалидов по зрению - слепых: оснащение специального рабочего места тифлотехническими ориентирами и устройствами, с возможностью использования крупного рельефно-контрастного шрифта и шрифта Брайля, акустическими навигационными средствами, обеспечивающими беспрепятственное нахождение указанным лицом своего рабочего места и выполнение индивидуального задания;
- для обучающихся с ОВЗ и инвалидов по слуху - слабослышащих: оснащение (оборудование) специального рабочего места звукоусиливающей аппаратурой, телефонами для слабослышащих;

Министерство образования и науки РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

– для обучающихся с ОВЗ и инвалидов по слуху - глухих: оснащение специального рабочего места визуальными индикаторами, преобразующими звуковые сигналы в световые, речевые сигналы в текстовую бегущую строку, для беспрепятственного нахождения указанным лицом своего рабочего места и выполнения индивидуального задания;

– для обучающихся с ОВЗ и инвалидов с нарушением функций опорно-двигательного аппарата: оборудование, обеспечивающее реализацию эргономических принципов (максимально удобное для инвалида расположение элементов, составляющих рабочее место); механизмы и устройства, позволяющие изменять высоту и наклон рабочей поверхности, положение сиденья рабочего стула по высоте и наклону, угол наклона спинки рабочего стула; оснащение специальным сиденьем, обеспечивающим компенсацию усилия при вставании, специальными приспособлениями для управления и обслуживания этого оборудования.

Условия организации и прохождения практики, подготовки отчетных материалов, проведения текущего контроля и промежуточной аттестации по практике обеспечиваются в соответствии со следующими требованиями:

– Объем, темп, формы выполнения индивидуального задания на период практики устанавливаются индивидуально для каждого обучающегося указанных категорий. В зависимости от нозологии максимально снижаются противопоказанные (зрительные, звуковые, мышечные и др.) нагрузки.

– Учебные и учебно-методические материалы по практике представляются в различных формах так, чтобы обучающиеся с ОВЗ и инвалиды с нарушениями слуха получали информацию визуально (документация по практике печатается увеличенным шрифтом; предоставляются видеоматериалы и наглядные материалы по содержанию практики), с нарушениями зрения – аудиально (например, с использованием программ-синтезаторов речи) или с помощью тифлоинформационных устройств.

– Форма проведения текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации для обучающихся с ОВЗ и инвалидов устанавливается с учетом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно, при помощи компьютера, в форме тестирования и т.п.). При необходимости обучающемуся предоставляется дополнительное время для подготовки ответа и (или) защиты отчета.

Разработчики:

доцент кафедры общей

и биологической химии:



/С.В.Пантелеев/