


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

## УТВЕРЖДЕНО

решением Ученого совета инженерно-физического  
факультета высоких технологий  
от «16» июня 2020 г., протокол №11

Председатель  А.Ш. Хусаинов/  
«16» июня 2020г.



## РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина:	Неорганическая и органическая химия
Факультет	Инженерно-физический факультет высоких технологий
Кафедра	Кафедра общей и биологической химии
Курс	2

Направление (специальность): 22.03.01 «**Материаловедение и технологии материалов**»  
Направленность (профиль/специализация): **Физическое материаловедение**

Форма обучения: **очная**

Дата введения в учебный процесс УлГУ: **01 сентября 2020г.**

Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол №\_\_ от \_\_ 20\_\_ г.

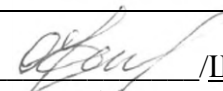
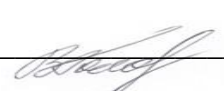
Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол №\_\_ от \_\_ 20\_\_ г.


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
Андреева Татьяна Сер- геевна	общей и биологической химии	К.х.н., доцент

СОГЛАСОВАНО	СОГЛАСОВАНО
Заведующий кафедрой, реализующей дисциплину	Заведующий кафедрой ФМ
 /Шроль О. Ю./ Подпись ФИО 13 июня 2020 г.	 /В.Н. Голованов/ 13 июня 2020 г.


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


**ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ**  
**в рабочую программу дисциплины «Неорганическая и органическая химия»**

Направление (специальность): **22.03.01 Материаловедение и технологии материалов**  
(бакалавриат)

Направленность (профиль/специализация): **Физическое материаловедение**

Форма обучения: **очная**

№ п/п	Содержание изменения или ссылка на прилагаемый текст изменения	ФИО заведующего кафедрой, реализующей дисциплину/ выпускающей кафедрой	Подпись	Дата
1	Добавление в раздел 13 абзаца следующего содержания: «В случае необходимости использования в учебном процессе частично/ исключительно дистанционных образовательных технологий, организация работы ППС с обучающимися с ОВЗ и инвалидами предусматривается в электронной информационно-образовательной среде с учетом их индивидуальных психофизических особенностей.»	Шроль О.Ю.		31.08.20

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

## 1. Цели и задачи изучения дисциплины.

**1.1 Целью освоения дисциплины** - Целью освоения дисциплины «Неорганическая и органическая химия» ознакомить студентов:

- с основными понятиями и законами химии, фактическим материалом по химии элементов и их соединений, с зависимостью свойств веществ от химического состава и особенностей внутренней структуры;
- с тенденциями в изменении свойств простых веществ и соединений элементов по периодам и группам периодической системы.

### 1.2 Задачи освоения дисциплины:

- изучение вопроса современного представления о строении атомов элементов;
- изучение способов получения и практического применения веществ; методах исследования структуры и свойств неорганических и органических соединений;
- изучение общих закономерностей протекания химических реакций;
- обучение технике химических расчетов; навыкам самостоятельного выполнения химических экспериментов;
- формирование представлений о современном состоянии и путях развития неорганической и органической химии, ее связи с другими дисциплинами.

## 2 Место дисциплины «Неорганическая и органическая химия» в структуре ООП


Дисциплина относится к обязательным дисциплинам базовой части учебного плана, базируется на знаниях и умениях, выработанных при прохождении школьного курса химии (основные химические понятия и законы, классификацию и номенклатуру соединений, химические свойства веществ, строение атома, типы химической связи, гидролиз солей, окислительно-восстановительные реакции, номенклатуру простейших неорганических соединений); уметь записывать формулы химических веществ, записывать электронные формулы атомов элементов; производить простейшие стехиометрические расчеты. Данная дисциплина изучается на 3 курсе.

### 3. Требования к уровню усвоения знаний

В результате изучения дисциплины:

*Студент должен знать:*

1. Современное состояние актуальных проблем, стоящих перед обществом, в том числе химических
2. общие законы химии, свойства и реакции неорганических и органических соединений;
3. основные методы, способы и средства получения и переработки научной и профессиональной информации
4. правила техники безопасности работы в химической лаборатории;
5. химическое равновесие, способы расчета констант равновесия
6. основные положения теории химического равновесия применительно к протолитическим реакциям кислотно-основного, окислительно-восстановительного, осадительного и комплексонометрического характера.
7. основные понятия и законы химии;
8. номенклатуру и реакционную способность неорганических, органических веществ, полимеров;
9. значение химических процессов;
10. различные способы выражения концентраций растворов;
11. методы статистической обработки экспериментальных данных;

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

12. основные положения техники безопасности при работе в химической лаборатории.


*Студент должен уметь:*

1. Работать со специальной литературой. Обобщать информацию по проблеме и делать выводы
  2. Прогнозировать протекание процессов и анализировать полученные результаты
  3. Табулировать экспериментальные и расчетные данные
  4. Использовать современные компьютерные средства, сетевые технологии, базы данных и знаний
  5. выполнять расчеты параметров процессов для прогнозирования превращения неорганических и органических соединений
  6. Рассчитывать изменения термодинамических функций состояния системы, тепловые эффекты химических процессов; константы равновесия, степень превращения, равновесные концентрации продуктов реакции и исходных веществ;
  7. Объяснять смещение равновесия в растворах электролитов;
  8. Применять правила разных номенклатур к различным классам неорганических соединений
  9. Готовить истинные растворы
  10. Собирать простейшие установки для проведения лабораторных исследований; пользоваться химическим оборудованием
  11. Проводить лабораторные опыты, объяснять сущность конкретных реакций, оформлять отчетную документацию по экспериментальным данным.
  12. использовать на практике конкретные неорганические, органические, высокомолекулярные соединения при эксплуатации различного оборудования;
  13. применять полученные знания в процессе изучения специальных дисциплин;
  14. находить и использовать справочные данные различных физико-химических величин при решении химических или связанных с ними профессиональных задач,
- Студент должен владеть:*


1. Навыками устной речи и публичных выступлений на специальные профессиональные темы
2. Навыками получения информации из различных источников навыками интерпретации рассчитанных значений изменений термодинамических функций
3. Техникой химических экспериментов, проведения пробирочных реакций, навыками работы с химической посудой
4. Техникой экспериментального определения рН растворов при помощи индикаторов
5. Правилами номенклатуры неорганических и органических веществ.
6. Методиками проведения естественно-научных экспериментов
7. методами расчета энергетических, кинетических, термодинамических характеристик химических и электрохимических процессов;
8. навыками использования химических законов для решения конкретных профессиональных задач с проведением количественных вычислений и использованием учебной, справочной и специальной литературы.

Изучение дисциплины направлено на формирование у обучающихся следующей общепрофессиональной (ОПК) компетенции:

Код и наименование реализуемой компетенции	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с индикаторами достижения компетенций
--	--

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

<p>ОПК-3: готовностью применять фундаментальные математические, естественнонаучные и общеинженерные знания в профессиональной деятельности</p>	<p>Знать: основные понятия, законы и модели химических систем, реакционную способность веществ; свойства основных видов химических веществ и классов химических объектов; основные понятия, законы и модели коллоидной и физической химии;</p> <p>Уметь: самостоятельно приобретать новые знания по предмету, пользоваться специальной литературой и находить нужную информацию в глобальных компьютерных сетях и корпоративных информационных системах.</p> <p>Владеть: методами экспериментального исследования в химии (планирование, постановка и обработка эксперимента), методами выделения и очистки веществ, определения их состава; методами предсказания протекания возможных химических реакций и их кинетику.</p>
<p>ПК-4: способностью использовать в исследованиях и расчетах знания о методах исследования, анализа, диагностики и моделирования свойств веществ (материалов), физических и химических процессах, протекающих в материалах при их получении, обработке и модификации</p>	<p>Знать: химические элементы и их соединения, методы и средства химического исследования веществ и их превращений. Термодинамические и кинетические закономерности, определяющие протекание химических процессов.</p> <p>Уметь: прогнозировать результаты физико-химических процессов, опираясь на теоретические положения, научно обосновывать наблюдаемые явления. Решать типовые практические задачи и овладеть теоретическим минимумом на более абстрактном уровне.</p> <p>Владеть: производить физико-химические измерения, характеризующие те или иные свойства растворов, смесей и других объектов, моделирующих технические системы. Представлять результаты экспериментов и наблюдений в виде законченного протокола исследования.</p>
<p>ПК-7: способностью выбирать и применять соответствующие методы моделирования физических, химических и технологических процессов</p>	<p>Знать: физико-химические аспекты важнейших химических процессов: теоретические основы энергетики, факторы, влияющие на смещение равновесия химических процессов.</p> <p>Уметь: уверенно ориентироваться в информационном потоке (использовать справочные данные и библиографию по той или иной проблеме). Приобрести навыки: самостоятельной работы с учебной, научной и</p>

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

	справочной литературой; вести поиск и делать обобщающие выводы. Владеть: представлять данные экспериментальных исследований в виде графиков и таблиц. Производить наблюдения за протеканием химических реакций и делать обоснованные выводы.
--	---

#### 4. ОБЩАЯ ТРУДОЕМКОСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1. Объем дисциплины в зачетных единицах: всего: 4 ЗЕТ

4.2. По видам учебной работы в часах: 144 часов


4.1. Объем дисциплины и виды учебной работы:

Вид учебной работы	Количество часов (форма обучения - очная)	
	Всего по плану	В т.ч. по семестрам
1	2	3
Контактная работа обучающихся с преподавателем в соответствии с УП	64	64
Аудиторные занятия:	36	36
лекции	16	16
-лабораторные работы	32	32
- практические занятия, семинары	16	16
Самостоятельная работа	44	44
Форма текущего контроля знаний и контроля самостоятельной работы: контрольная работа, реферат и др. (не менее 2 видов)	36	36
Курсовая работа	-	-
Виды промежуточной аттестации (зачет)	0	0
Всего часов по дисциплине	144	144

4.2. Распределение часов по темам и видам учебной работы:

Форма обучения: очная

Название разделов и тем	Все-го	Виды учебных занятий					Форма текущего контроля знаний
		Аудиторные занятия			Занятия в интерактивной форме	Самостоятельная работа	
		Лекции	Практические занятия, семинары	Лабораторные работы			
Раздел 1. Неорганическая химия							
Тема 1. Общая характеристика металлов и их соединений. Комплексные соединения. Коррозионные процессы		2	2	2	-	6	контрольная работа

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

Тема 2. Общая характеристика неметаллов		2	2	2		4	контрольная работа
Тема 3. s-элементы и их соединения.		2	2	2	-	6	контрольная работа
Тема 4. d-элементы и их соединения.		2	2	2	-	4	контрольная работа
Тема 5. p-элементы и их соединения (III-IVA).		2		4		4	контрольная работа
Тема 6. p-элементы и их соединения (V-VIA).		2	2	2	-	4	контрольная работа
Тема 7. p-элементы и их соединения VIIA.			2	2		4	контрольная работа
<b>Раздел 2. Органическая химия</b>							
Тема 8. Углеводы		2	2	8		6	контрольная работа
Тема 9. Органические соединения с функциональными группами. Высокомолекулярные соединения		2	2	8		6	контрольная работа
<b>ИТОГО</b>	<b>144</b>	<b>16</b>	<b>16</b>	<b>32</b>	<b>-</b>	<b>44</b>	<b>36</b>

### 5. Содержание курса.

#### Тема 1. Общая характеристика металлов и их соединений. Комплексные соединения. Коррозионные процессы.

Коррозия металлов. Электрохимический ряд напряжения металлов. Особенности металлической связи. Метод молекулярных орбиталей в описании металлической связи. Общие свойства металлов: ковкость, теплопроводность и электропроводность. Коррозия металла, виды коррозии, способы защиты от коррозии.

Первая группа периодической системы. Щелочные металлы: распространение в природе, получение, свойства, применение. Натрий. Калий. Подгруппа меди: медь, серебро, золото.


Вторая группа периодической системы. Щелочноземельные металлы: распространение в природе, получение, свойства, применение. Магний, кальций, барий. Подгруппа цинка: цинк, кадмий, ртуть.

Алюминий: распространение в природе, получение, свойства, применение.

Побочная подгруппа восьмой группы, семейство железа: Железо, нахождение в природе, свойства, применение. Производство чугуна и стали. Кобальт. Никель.

Побочные подгруппы шестой и седьмой групп периодической системы. Хром, молибден, вольфрам. Электронные структуры атомов, распространение в природе, получение, свойства, применение.



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

Марганец, технеций, рений. Электронные структуры атомов, распространение в природе, получение, свойства, применение.

Коррозия металлов. Электрохимический ряд напряжения металлов. Особенности металлической связи. Метод молекулярных орбиталей в описании металлической связи. Общие свойства металлов: ковкость, теплопроводность и электропроводность. Коррозия металла, виды коррозии, способы защиты от коррозии.

Основные понятия теории Вернера. Лиганды и их классификация. Внутриорбитальные и внешнеорбитальные комплексы. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Понятие константа нестойкости.

Атомы и ионы как комплексообразователи: различные типы лигандов и комплексных соединений. Соединения комплексных анионов. Соединения комплексных катионов и нейтральные комплексы.

### **Тема 2. Общая характеристика неметаллов**

Нахождение в периодической таблице неметаллов, проявление особенно сильные окислительных свойств, способность присоединять электроны. Неметаллы второго и третьего периодов VI-VII групп. Изучение неметаллических свойств в группах и периодах. Соединения неметаллов с водородом, физические и химические свойства (например HCl, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub>). Соединения неметаллов с кислородом, физические и химические свойства. Изменение свойств высших оксидов в периодах и группах периодической системы элементов. Строение типичных и менее типичные неметаллов. Примеры неметаллов с молекулярным строением и с немолекулярным строением. Отличие строения решеток у неметаллов с молекулярным и немолекулярным строением. Наиболее выраженные свойства неметаллов с молекулярным строением. Наиболее выраженные свойства неметаллов с молекулярным строением.

### **Тема 3. 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. 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 ПА группы в сравнении с IA. 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 беррилия. Гидриды 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).

### **Тема 4. d-элементы и их соединения.**



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

### **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.


Соединения Марганца (VI): манганаты, 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.

### **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.

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

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

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 в металлургии.

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 материаловедении.

Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики. Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатами. Химические основы применения соединений серебра в качестве добавок к сплавам.

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

#### **d-элементы II группы**

Общая характеристика группы.


Цинк. Общая характеристика, химическая активность простого вещества; КО и ОВ характеристика соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Химические основы применения в металлургии и материаловедении. 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 кадмия и ртути.

### **Тема 5. p-элементы и их соединения (III-IVA).**

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

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

### **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.

Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие π-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.

Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГ 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. Химические основы использования соединений олова и свинца в промышленном синтезе.

### **Тема 6. p-элементы и их соединения (V-VIA).**

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 гидроксилламин. 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.

Фосфины. 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 (ги-пофосфористая) и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Дифосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Ме-

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

тафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой.

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).

### **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  $O_2$  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).

Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Химические основы применения кислорода и озона, а также соединений кислорода.

Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей.

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 тио-сульфатов: 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.

Химические основы применения серы и ее соединений.

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).


### **Тема 7. p-элементы и их соединения VII-VIII**

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 фторида 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.

### **p-элементы VIII группы (благородные газы)**

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

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

### **Тема 8. Углеводороды**

Промышленные и лабораторные методы синтеза алканов. Химические свойства алканов. Условия протекания реакций. Функциональное и полное окисление алканов. Генетическая связь алканов с другими классами органических соединений.

Циклоалканы. Изомерия циклоалканов. Промышленные и лабораторные методы получения циклоалканов. Химические свойства циклоалканов. Призман, кубан, адамантан. Нефть и её переработка. Бензины, октановое число. Битумы и дегти.

Промышленные и лабораторные методы синтеза алкенов. Получение олефинов при крекинге нефти. Дегидрирование предельных углеводородов. Лабораторные методы получения алкенов.

Химические свойства алкенов. Реакция гидратации алкенов. Реакции присоединения к алкенам. Реакции функционального и полного окисления алкенов. Реакции полимеризации олефинов. Применение полиолефинов. Генетическая связь алкенов с другими классами органических соединений.

Промышленные и лабораторные методы получения ацетилена и его производных. Условия проведения реакций, используемые реагенты. Синтез замещенных ацетиленов через реактив Гриньяра.

Химические свойства алкинов. Реакции функционального и полного окисления. Реакции димеризации, тримеризации, полимеризации ацетилена. Генетическая связь алкинов с другими классами органических соединений.

Промышленные методы синтеза дивинила, изопрена, 2,3-диметилбутадиена-1,3, хлоропрена. Условия проведения реакций.

Химические свойства алкадиенов. Реакции присоединения. Реакции полимеризации. Природный и натуральный каучуки. Строение элементарного звена. Вулканизация каучуков. Сополимеры: бутадиен-стирольный, бутадиен-нитрильный, бутилкаучук. Пластмассы. Применение полимеров на основе алкадиенов, Генетическая связь алкадиенов с другими классами органических соединений.

Предельные моногалогенпроизводные. Промышленные и лабораторные методы получения. Химические свойства предельных моногалогенпроизводных. Поливинилхлорид, его применение. Полимеры на основе винилхлорида. Получение различных классов органических соединений через органические галогениды.

Ароматические соединения. Промышленные и лабораторные методы получения ароматических углеводородов. Химические свойства ароматических углеводородов: реакции присоединения водорода, хлора, брома, озонирования. Реакции замещения в боковой цепи. Замещения. Практическое использование толуола, ксилолов, стирола.


Генетическая связь ароматических соединений с другими классами органических соединений.

### **Тема 9. Органические соединения с функциональными группами. Высокомолекулярные соединения**

Промышленные методы получения насыщенных спиртов: оксосинтез, гидратация непредельных соединений, ферментативный гидролиз углеводов и клетчатки. Лабораторные методы синтеза спиртов. Химические свойства насыщенных спиртов: реакция этерификации с минеральными и органическими кислотами, образование галогенидов, дегидратация, функциональное окисление. Окисление третичных спиртов. Ненасыщенные одноатомные спирты: синтез и применение в производстве синтетических волокон.

Многоатомные спирты. Промышленный синтез этиленгликоля и глицерина, их применение в антифризах и производстве полимеров. Генетическая связь спиртов с другими классами органических соединений.



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

Фенолы: получение, химические свойства, применение.

Альдегиды и кетоны. Промышленные методы получения альдегидов и кетонов: оксосинтез, восстановление спиртов. Промышленный метод получения ацетона из кумола. Лабораторные методы синтеза альдегидов и кетонов. Химические реакции альдегидов и кетонов. Реакции присоединения-отщепления. Окисление альдегидов и кетонов. Реакции Гриньяра с участием альдегидов и кетонов. Восстановление альдегидов и кетонов. Присоединение циановодорода и сульфита натрия. Альдольная и кротоновая конденсация. Галоидирование альдегидов и кетонов. Поливинилацетали. Фенолоформальдегидные смолы. Непредельные альдегиды и кетоны, их применение в производстве пластмасс. Синтезы различных классов органических соединений на основе альдегидов и кетонов.

Промышленные методы синтеза органических кислот: окисление алканов, оксосинтез; условия протекания процессов, реагенты. Лабораторные методы синтеза органических кислот. Химические свойства органических кислот: образование солей, галогенангидридов, ангидридов, сложных эфиров, амидов. Жирные кислоты. Мыла. Жиры, их состав. Непредельные кислоты. Акриловая кислота и ее полимерные производные. Генетическая связь органических кислот с другими классами органических соединений. Понятие о предельных двухосновных кислотах, их применение в парфюмерной промышленности, в синтезе полимеров. Связь органических кислот с другими классами органических соединений.

Основной способ получения (аммонолиз, аминолиз) аминов. Метод получения аминов восстановлением нитрилов и нитросоединений. Реакции аминов: присоединение протона, взаимодействие со щелочными металлами, алкилирование, ацилирование, образование катиона диазония. Алифатические диамины на примере гексаметилендиамина: промышленные способы получения, производство полиамида.

**Высокомолекулярные соединения.** Основные отличия высокомолекулярных соединений от низкомолекулярных. Основные причины гибкости макромолекул. Два типа связей, существующих в полимерах (внутри - и межмолекулярные силы взаимодействия). Основные понятия о деформационных свойствах полимеров, понятие о гистерезисе.

Получение полимеров. Реакции полимеризации. Полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол. Реакции поликонденсации. Фенолформальдегидные смолы, карбамидоформальдегидные смолы, эпоксидные смолы, фурановые смолы. Кремнийорганические полимеры. Битумы и дегти.

Особенности внутреннего строения полимеров. Стойкость и старение различных полимерных материалов в условиях длительной эксплуатации. Физиологическая активность полимерных материалов. Три состояния аморфных полимеров.

Понятие о стеклообразном, высокоэластичном, вязкотекучем состояниях полимеров. Температура стеклования, текучести. Факторы, влияющие на процессы старения полимеров.

Пластические массы. Состав пластических масс. Основные добавки, вводимые в полимеры: наполнители, пластификаторы, отвердители, усилители, мягчители, смазки, стабилизаторы, добавки придающие полимерам горючесть, морозостойкость и т. д. Целесообразность их, принцип действия. Физико-механические свойства пластических масс. Характеристика полимеров и пластических масс, используемых в промышленности.

## **6. ТЕМЫ ПРАКТИЧЕСКИХ И СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ.**


### **6.1. Раздел 1. Неорганическая химия.**

6.1.1 Тема 1. Общая характеристика металлов и их соединений. Комплексные соединения. Коррозионные процессы.

6.1.2. Тема 2 Общая характеристика неметаллов

6.1.3. Тема 3. s-элементы и их соединения.

6.1.4. Тема 4. d-элементы и их соединения.

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

6.1.5. Тема 6. p-элементы и их соединения (V-VIA).

6.1.6. Тема 7. p-элементы и их соединения VIIA.

**6.2. Раздел 2. Органическая химия.**

6.2.1. Тема 8. Углеводороды

6.2.2. Тема 9. Органические соединения с функциональными группами. Высокомолекулярные соединения

**7. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ.**

**6.1.1 Тема 1. Общая характеристика металлов и их соединений. Комплексные соединения. Коррозионные процессы.**

*Цель работы:*

1. Изучить явления комплексообразования.
2. Изучить свойства различных комплексов.
3. Освоить навыки расчета констант нестойкости и констант устойчивости комплексных соединений.
4. Изучение влияния некоторых факторов на протекание процессов химической и электрохимической коррозии и методов защиты металлов от коррозии.

*Содержание работы:*

1. Получение комплексные соединения серебра, меди и ртути, изучить поведение данных комплексных соединений при добавлении избытка реагента.
2. Рассмотрение процессов, связанных с разрушением комплексных соединений.
3. Рассмотрение процесса диссоциации комплексных соединений.

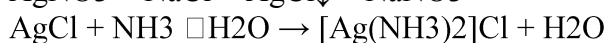
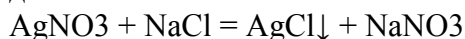
*Приборы и реактивы:*

1. Пробирки, пипетки, лабораторный штатив. 1М растворы нитрата серебра, хлорида натрия, гидроксида аммония, сульфата меди, нитрата ртути (II), иодида калия, сульфида натрия, гексациано-III-феррата калия, хлорида железа (III), роданида аммония (или калия), 25% раствор гидроксида аммония, азотная кислота (конц.).

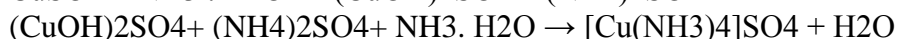
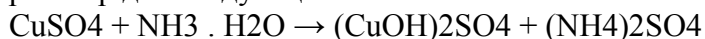
*Экспериментальная часть.*

Опыт 1. Получение комплексных соединения

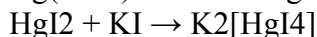
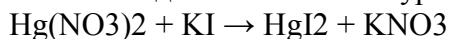
а) Налейте в пробирку 2-3 капли раствора нитрата серебра, прибавьте такое же количество раствора хлорида натрия. Прилейте к образовавшемуся осадку раствор гидроксида аммония до полного растворения осадка. Почему растворился осадок? Сохраните раствор для опыта 2 а.



б) Налейте в пробирку 3-4 капли раствора сульфата меди, прибавьте 2-3 капли раствора гидроксида аммония (25%) - выпадает светло-голубой осадок основной соли меди  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ . 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.



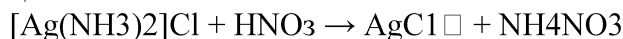
Опыт 2. Разрушение комплексных соединений

а) К раствору, оставшемуся от опыта 1 а, прибавьте по каплям концентрированную азотную кислоту. Объясните наблюдаемое явление. Напишите уравнение реак-

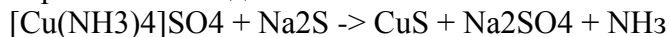


Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф - Рабочая программа дисциплины		

ции.

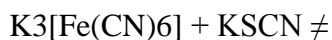
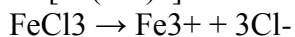


б) К раствору оставшемуся от опыта 16, прибавьте 3-5 капель сероводородной воды или раствора сульфида натрия. Напишите уравнение реакции и объясните причину образования осадка.



Опыт 3. Электролитическая диссоциация комплексных соединений

В пробирку налейте по 3-5 капель раствора гексацианоферрата (III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , а во вторую пробирку налейте 1-2 капли раствора  $\text{FeCl}_3$ , затем в каждую пробирку прибавьте 2-3 капли раствора роданида калия или роданида аммония  $\text{NH}_4\text{SCN}$ . Что наблюдаете? Объясните отсутствие окраски в первой пробирке. Напишите ионные уравнения реакций.



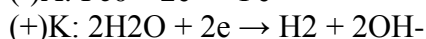
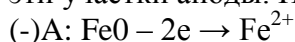
Опыт 4. Активность металлов: цинк и медь.

1) В пробирку с 5-6 мл 1н  $\text{H}_2\text{SO}_4$  опустите кусочек цинка. Что наблюдается?

Отрезок медной проволоки диаметром 1-2 мм и длиной 15-20 см очистите наждачной бумагой и, промыв водой, медленно, постоянно наблюдая, введите в пробирку. Что происходит? Прикоснитесь проволокой к лежащему на дне цинку. Начинает выделяться газ. Через 5-10 минут газ выделяется интенсивнее. Напишите уравнения соответствующих реакций. Выпишите из таблицы электродные потенциалы металлов. Рассчитайте ЭДС реакции, определите энергию Гиббса.

Опыт 5. Влияние механических напряжений в металле на его коррозию.

Поверхность стальной проволоки очистите наждачной бумагой, обезжирьте ацетоном, промойте водой и досуха протрите фильтровальной бумагой. Проволоку согните так, чтобы на отдельных её участках была различная степень деформации. Поместите проволоку в плоскую чашу и залейте 3%-ным раствором  $\text{NaCl}$ , добавив 3 капли  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  и 2 капли фенолфталеина. Участки с большим количеством изгибов окрашиваются в синий – значит эти участки аноды. Прямые окрашиваются в розовый – катоды.



Напишите уравнения соответствующих реакций.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:


1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Расчеты.
4. Выводы по сделанной работе.

### 6.1.2. Тема 2 Общая характеристика неметаллов

#### Экспериментальная часть

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

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

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 колбу, снабженную капельной воронкой и газоотводной трубкой, поместите небольшое количество сухого хлорида. Через капельную воронку к соли прилейте по каплям концентрированную серную кислоту. Содержимое колбы слегка нагрейте. 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 предыдущего опытов сравните восстановительную активность хлороводорода, бромоводорода и йодоводорода. Составьте уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций.

б) В три пробирки внести по 2-4 капли дихромата калия, подкисленного 2 н серной кислоты (1-2 капли). Добавить по 2-3 капли в первую пробирку раствора иодида калия, во вторую – столько же какого-либо бромида и в третью – хлорида натрия. Растворы перемешать 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) Провести 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.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

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

### 6.1.3. Тема 3. s-элементы и их соединения.

#### *Щелочные, щелочноземельные металлы и их соединения*

Цель: 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

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,

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

бария и кальция. Перед каждым опытом проволочку промыть концентрированной соляной кислотой и затем прокалить.

#### 6.1.4. Тема 4. d-элементы и их соединения.

##### *Цинк и его соединения.*

Цель: 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 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*

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

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

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.

#### ***Марганец и его соединения.***

Цель: ознакомиться со свойствами соединений марганца.

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  $\text{MnO}(\text{OH})_2$ ; 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)



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

А) Влияние рН 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 сульфата 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 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: 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  $Fe(SCN)_3$ , сообщаящего раствору ярко-красную окраску. Отметить, что окраска характерна только для соли железа (III). Чем объясняется ослабление окраски при разбавлении?

Опыт 2. Гидроксид железа (II)

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

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)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Проверить опытным путем, как взаимодействует свежеосажденный 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  $\text{NO}$ .

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 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  $\text{FeCl}_3$  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  $\text{FeCl}_3$  добавить несколько кристалликов сульфата натрия. При этом вначале появляется бурое-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)



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

В пробирку с 3-4 каплями раствора  $\text{FeCl}_3$  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:  $\text{Co}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{2+}$ ?

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.

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: 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  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{NaOH}$ . 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  $\text{CuSO}_4$  и добавляют раствор иодида калия  $\text{KI}$ . Наблюдают осаждение иодида меди (I)  $\text{CuI}$ , окраску которого маскирует выделившийся иод  $\text{I}_2$ . Для установления окраски осадка добавляют несколько капель раствора тиосульфата натрия

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

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . К осадку  $\text{CuI}$  добавляют в избытке раствор тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Наблюдают растворение осадка.

В) В пробирку наливают раствор  $\text{CuSO}_4$  и добавляют раствор карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Наблюдают образование осадка, который состоит из основных солей переменного состава.

Г) В пробирку приливают раствор  $\text{CuSO}_4$  и по каплям добавляют концентрированный водный раствор аммиака  $\text{NH}_3$ . Что наблюдаете?

Д) Качественная реакция на  $\text{Cu}^{2+}$ . К раствору  $\text{CuSO}_4$  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  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , раствора  $\text{NaOH}$  и водного раствора аммиака  $\text{NH}_3$ . Что наблюдаете?

Опыт 2. Изучение свойств серебра и его соединений

А) В пробирку вносят 2-3 капли раствора  $\text{AgNO}_3$  и прибавляют в избытке раствор  $\text{NaOH}$ . Наблюдают образование  $\text{Ag}_2\text{O}$ .

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

В) В две пробирки наливают раствор  $\text{AgNO}_3$ . В одну добавляют раствор  $\text{KI}$ , в другую –  $\text{KBr}$ . Каждый осадок делят на 2 пробирки. Добавляют водный раствор аммиака  $\text{NH}_3$  в 1 пробирку с  $\text{AgI}$  и в 1 пробирку с  $\text{AgBr}$ . 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?

### 6.1.5. Тема 6. р-элементы и их соединения (V-VIA).

**Цель: 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  $\text{H}_2\text{O}_2$  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  $\text{K}_2[\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}_2]$ . 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  $\text{H}_2\text{O}_2$  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

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

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: 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.

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 отсутствие 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.

### 6.1.6. Тема 7. p-элементы и их соединения VIIA.

#### *Галогены и их соединения.*


Цель: 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

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

слегка нагреть. Выделяющийся хлороводород пропустите через воду, находящуюся в стакане или колбе (труб-ку, по которой идет ток хлороводорода держите над поверхностью воды). Проверьте действие выделяющегося газа на влажную синюю лакмусовую бумагу, а также на полоску фильтроваль-ной бумаги, смоченной розовым раствором перманганата калия. Будет ли выделяться хлоро-водород 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 тре-тью – раствор нитрата серебра.

Объясните наблюдаемые явления и составьте соответствующие уравнения реакций.

Опыт 3. Восстановительная активность галогенид-ионов

А) Поместите в одну пробирку несколько кристаллов бромида 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 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 вто-рую – столько же какого-либо бромида и в третью – хлорида натрия. Растворы перемешайте чистой стеклянной палочкой. В каком случае восстановление дихромата не произошло. Напи-сать уравнения протекающих реакций, учитывая, что дихромат калия, восстанавливаясь, пере-ходит в сульфат хрома (III). Как изменялась при этом степень окисления соответствующих га-логенов? 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 отрица-тельных 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.

## 6.2. Раздел 2.Органическая химия.

### 6.2.1. Тема 8. Углеводороды


Цель: Закрепить представление о химических свойствах алканов.

Приборы, оборудование, химическая посуда: фарфоровая ступка, пробирки, пробка с газоотводной трубкой, штатив для пробирок, кристаллизатор, спиртовка, держатель для пробирок, пипетки.

Реактивы: безводный ацетат натрия, натронная известь, известковая вода, бромная вода, гептан (гексан), 0,2%-ный раствор перманганата калия.

Опыт 1. Получение метана

В фарфоровой ступке растирают 2-3 г безводного ацетата натрия с таким же количеством натронной извести (смесь NaOH и CaO). Смесь помещают в пробирку 1, закрытую пробкой с газоотводной изогнутой трубкой. Пробирку укрепляют в штативе. Свободный конец газоотводной трубки погружают в кристаллизатор с водой 2, а пробирку медленно, равномерно нагревают (рис. 2). Сначала выделяются пузырьки воздуха, а затем метан, который собирают в пробирку 3. Для этого ее наполняют до краев водой, закрывают пальцем отверстие, переворачивают вверх дном и вносят в кристаллизатор с водой. Подведя под

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

пробирку в воде газоотводную трубку, собирают метан. Закончив наполнение пробирки метаном, сначала вынимают газоотводную трубку из кристаллизатора, а затем отставляют спиртовку; в противном случае вода войдет в пробирку со смесью и она лопнет.

#### Опыт 2. Горение метана

Метан в пробирке поджигают (по мере горения в пробирку приливают воду, которая вытесняет метан). Отмечают характер пламени (копящее, некопящее). По окончании горения в пробирку быстро приливают немного известковой воды. Что происходит? Напишите уравнение реакции.

#### Опыт 3. Отношение алканов к бромной воде

К 1 мл гептана (или гексана) приливают около 1 мл бромной воды и взбалтывают, не закрывая пробирку. Происходит ли обесцвечивание бромной воды? Поясните наблюдаемое явление. Напишите уравнение реакции.

#### Опыт 4. Отношение алканов к окислителям

К гептану (или гексану) приливают небольшое количество раствора перманганата калия и взбалтывают. Происходит ли обесцвечивание раствора? Напишите уравнение реакции.

### Алкены. Алкины

#### Опыт 1. Получение этилена

Этилен получают в приборе, изображенном на рис. 3. В пробирку 1, укрепленную в штативе, наливают 1 мл этилового спирта и осторожно приливают 3 мл концентрированной серной кислоты. Добавляют несколько крупинок оксида алюминия (катализатор) и закрывают пробирку пробкой, в которую вставлен узкий конец хлоркальциевой трубки 2, содержащей натронную известь (для улавливания диоксидов серы и углерода). Широкий конец хлоркальциевой трубки закрывают пробкой с газоотводной трубкой, на конец которой надет резиновый шланг. Содержимое пробирки осторожно нагревают. Выждав некоторое время, необходимое для вытеснения из пробирки воздуха, пропускают этилен в бромную воду, а затем  $\square$  в раствор перманганата калия (см. опыты 2 и 3).

#### Опыт 2. Бромирование

В пробирку наливают 6 капель бромной воды. Опускают в нее газоотводную трубку с этиленом так, чтобы конец трубки был погружен в бромную воду. Осторожно нагревают реакцию смесь в первой пробирке. Как только бромная вода обесцветится, убирают пробирку. Почему произошло обесцвечивание?

#### Опыт 3. Окисление

В пробирку помещают 1 мл 0,1%-ного раствора перманганата калия и 5 капель воды, опускают в нее газоотводную трубку. Наблюдают за изменением окраски раствора в пробирке.

#### Опыт 4. Получение ацетилена

Ацетилен можно получать в приборе для получения этилена. В пробирку наливают 3  $\square$  5 мл воды и бросают несколько кусочков карбида кальция. Выделяющийся ацетилен используют для изучения его химических свойств.

#### Опыт 5. Отношение ацетилена к окислителям

Ацетилен пропускают в пробирку с 3 мл 0,1%-ного раствора перманганата калия (подкисленного серной кислотой) до обесцвечивания раствора.

#### Опыт 6. Отношение ацетилена к бромной воде


В пробирку с 3 мл бромной воды пропускают ацетилен до полного обесцвечивания. Почему происходит обесцвечивание?

### Ароматические углеводороды

Цель: Закрепить представление о химических свойствах ароматических соединений.

Приборы, оборудование, химическая посуда: пробирки, лопаточка, воздушный холодильник, водяная баня, штатив для пробирок, держатель для пробирок, пипетки, часовые стек-



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

ла, горелка, стаканчики, пробка с прямой газоотводной трубкой, фарфоровая чашка, делительная воронка.

Реактивы: толуол, бензол, о-ксилол, бромная вода, 5%-ный и 10%-ный растворы брома в тетрахлорметане, железные опилки, хлорид натрия, лакмусовая бумажка, серная кислота (конц.), соляная кислота (конц.), азотная кислота (конц.), вода (холодная), 1%-ный и 2%-ный растворы перманганата калия, гидроксид натрия (конц.), этанол, сода.

Опыт 1. Бромирование бензола (опыт проводят в вытяжном шкафу!).

В две сухие пробирки поместить по 6 капель бензола. В первую добавить только же каплю бромной воды и встряхнуть, а во вторую пробирку добавить 6 капель бромной воды и железные опилки. При этом железо, соединяясь с бромом, образует бромид железа, являющийся катализатором. Смесь также энергично встряхнуть. Признаком реакции бромирования является исчезновение окраски брома и выделение дымящегося на воздухе бромоводорода. В первой пробирке окраска брома не исчезает, а переходит из нижнего водного слоя в верхний бензольный слой, что объясняется лучшей растворимостью брома в бензоле по сравнению с водой. Во второй пробирке наблюдается постепенное обесцвечивание желтого цвета раствора. Напишите уравнение реакции, приводящей к образованию орто- и пара-дибромбензола.

Опыт 2. Получение нитробензола (опыт проводят в вытяжном шкафу!).

В сухую пробирку ввести 1 каплю концентрированной азотной кислоты и 2 капли концентрированной серной кислоты. Смесь охладить, поместив в стакан с холодной водой. Затем при встряхивании добавить 1 каплю бензола, продолжая осторожно встряхивать и охлаждать пробирку в течении 2-3 минут. Приготовить вторую пробирку с 10 каплями дистиллированной воды. Перенести содержимое первой пробирки во вторую. При этом нитробензол всплывает в виде маслянистой жидкости с запахом горького миндаля. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Сульфирование бензола и его гомологов

В три пробирки поместите по 3 мл соответственно бензола, толуола и о-ксилола. Добавьте в каждую пробирку по 1 мл концентрированной серной кислоты и подсоедините к воздушным холодильникам. Нагрейте на водяной бане ( $60 \div 80^\circ\text{C}$ ) при частом и сильном встряхивании. Углеводороды сначала образуют с кислотой эмульсию, а затем постепенно растворяются. Отметьте различие во времени, потребовавшемся для полного растворения различных углеводородов при одинаковом режиме нагревания и встряхивания.

Пробирки охладите и вылейте содержимое каждой пробирки в стаканчики с водой. Сульфоновые кислоты хорошо растворяются в воде. Отсутствие слоя углеводорода над водой свидетельствует, что прошло полное сульфирование углеводорода.

Опыт 4. Окисление ароматических углеводородов


Поместить в две пробирки по 10 капель раствора перманганата калия розового цвета и по 3 капли разбавленной серной кислоты. Затем в первую пробирку добавить 5 капель бензола, во вторую – столько же капель толуола. Сильно встряхивают пробирки в течение минуты. Одна из пробирок быстро меняет окраску, окраска в другой пробирке не изменяется. Напишите уравнение наблюдаемой реакции.

Опыт 5. Горение бензола

Каплю бензола на стеклянной палочке внесите в пламя горелки. Бензол при этом воспламеняется и горит сильно коптящим пламенем. Сравните с горением метана.

## 6.2.2. Тема 9. Органические соединения с функциональными группами. Высокомолекулярные соединения

### Спирты.

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

Цель: Закрепить представление о химических свойствах спиртов

Приборы, оборудование, химическая посуда: пробирки, спиртовка, держатель для пробирки, лопаточка, пипетки, стакан.

Реактивы: этиловый спирт, изопропиловый спирт, реактив Лукаса (100 г хлорида цинка растворить в 100 мл конц. соляной кислоты), ацетат натрия (безводный), бутанол-1, серная кислота (конц.), 10%-ный раствор серной кислоты, 10%-ный раствор дихромата калия, 2%-ный раствор перманганата калия, 10%-ный раствор гидроксида натрия, 2%-ный раствор сульфата меди, глицерин, этиленгликоль.

Опыт 1. Идентификация первичных, вторичных и третичных спиртов

Первичные, вторичные и третичные алифатические спирты, с числом атомов углерода меньше 6, взаимодействуют с концентрированной соляной кислотой в присутствии хлорида цинка (реактивом Лукаса) с получением соответствующих галогеналканов. Галогеналканы образуются с различными скоростями, что используется для идентификации исходных спиртов (проба Лукаса). Третичные спирты реагируют очень быстро с выделением несмешивающегося с водой слоя хлоралкана, вторичные — медленнее, с помутнением раствора и выделением капель хлоралкана. За исключением аллилового и бензилового спиртов растворы первичных спиртов в реактиве Лукаса остаются прозрачными.

В каждую из двух пробирок, содержащих по 2–3 мл соответственно этилового и изопропилового спиртов, добавьте по 3 мл реактива Лукаса, встряхните и наблюдайте за изменениями, происходящими в пробирках при комнатной температуре в течение 5 мин.

Опыт 2. Ацетилирование бутанового спирта

В сухую пробирку поместите 2 лопаточки безводного порошка ацетата натрия и 2 мл бутанола-1. После добавления 1 мл концентрированной серной кислоты нагрейте пробирку при непрерывном встряхивании. Через 1–2 мин жидкость буреет и появляется запах грушевой эссенции.

Опыт 3. Окисление этилового спирта хромовой смесью

В первую пробирку поместите 1 мл этанола, 1 мл 10%-ного раствора серной кислоты и 2 мл 10%-ного раствора дихромата калия. Полученный раствор имеет оранжевую окраску. Нагрейте его над пламенем спиртовки, пока раствор не начнет приобретать синевато-зеленую окраску (одновременно ощущается характерный запах уксусного альдегида, напоминающий запах антоновских яблок).

Опыт 4. Окисление этилового спирта раствором перманганата калия

В пробирку поместите 2–3 мл этанола и 2 мл 2%-ного раствора перманганата калия. Пробирку нагрейте. Обратите внимание на изменение окраски раствора и появление запаха.

Опыт 5. Получение простых эфиров (опыт проводят в вытяжном шкафу!)

Смешайте в пробирке 1 мл этилового спирта и 1 мл концентрированной серной кислоты. Смесь осторожно нагрейте до кипения. При этом не обнаруживается появления ни горячих паров, ни запаха эфира. Удалив нагретую пробирку от спиртовки, осторожно прилейте к смеси 2–3 мл спирта. При этом сразу же появляется запах эфира. Напишите уравнение реакции образования диэтилового эфира.


### Многоатомные спирты

Многоатомные спирты во многих химических реакциях ведут себя аналогично одноатомным. Однако увеличение числа гидроксильных групп в их молекуле усиливает кислотный характер многоатомных спиртов. Кислотные свойства спиртов не обнаруживаются обычным цветным индикатором, но обнаруживаются в реакции образования алкоголятов при взаимодействии с гидроксидами многих металлов.

Опыт 6. Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди (II)

Смешайте в стаканчике 10 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия и 10 мл 2%-ного раствора сульфата меди, и не давая осадку отстояться, разделите жидкости на две пробирки. В первую добавьте 1 мл этанола, во вторую 1 мл глицерина. Отметьте растворение осадка



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

гидроксида меди в пробирке с глицерином. Напишите уравнения реакции глицерина с гидроксидом меди.

Опыт 7. Взаимодействие этиленгликоля с гидроксидом меди (II)

Смешайте в пробирке 2 мл 2%-ного раствора сульфата меди (II) и 3 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия. К образовавшемуся голубому хлопьевидному осадку гидроксида меди (II) добавьте 1 мл этиленгликоля и встряхните пробирку. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

### Фенолы

Цель: Закрепить представление о химических свойствах фенолов.

Приборы, оборудование, химическая посуда: пробирки, спиртовка, держатель для пробирки, лопаточка, пипетки, стакан.

Реактивы: 0,5%-ный раствор хлорид железа (III), 5%-ный раствор гидрохинона, 5%-ный раствор резорцина, 5%-ный раствор пирокатехина, 5%-ный раствор пирогаллола, фенол кристаллический, 10%-ный раствор гидроксида натрия, 10%-ный раствор соляной кислоты, бромная вода, лакмусовая бумага, дистиллированная вода.

Опыт 1. Растворимость фенола

Примечание: при попадании на кожу фенол вызывает болезненные ожоги, поэтому при работе с ним необходима осторожность.

Поместить в пробирку несколько кристалликов фенола, добавить 1–2 мл дистиллированной воды. Смесь хорошо взболтать. Получается мутная жидкость – эмульсия фенола. При стоянии жидкость постепенно расслаивается, причем внизу будет раствор воды в феноле, а сверху раствор фенола в воде. Нагрейте эмульсию, при этом раствор станет однородным, так как при температуре выше 68<sup>С</sup> вода и фенол смешиваются в любых отношениях. При охлаждении раствор мутнеет и расслаивается. Испытайте реакцию полученных растворов на лакмус, помещая в каплю каждого раствора полоску индикатора. Растворы оставьте для следующих опытов.

Опыт 2. Цветные реакции на фенол

Берут 5 пробирок. В первую пробирку помещают 2 капли водного раствора фенола из предыдущего опыта, во вторую – 2 капли 5%-ного раствора пирокатехина, в третью – 2 капли 5%-ного резорцина, в четвертую – 2 капли 5%-ного раствора гидрохинона, в пятую – 2 капли 5%-ного пирогаллола. В каждую из пробирок добавить по 1 капле 0,5%-ного водного раствора хлорида железа (III). Наблюдается окрашивание: в первой пробирке – сине-фиолетовое, во второй – зеленое, в третьей – фиолетовое, в четвертой – зеленое, быстро переходящее в желтое, в пятой – красное.

Опыт 3. Кислотные свойства фенола

К 4 каплям мутной эмульсии фенола из опыта 1 добавить 2 капли 10%-ного раствора гидроксида натрия. Смесь становится прозрачной, так как образуется фенолят натрия, хорошо растворимый в воде. К полученному прозрачному раствору добавьте 1 каплю 10%-ной соляной кислоты. Жидкость мутнеет вследствие выделения свободного фенола. Напишите уравнения реакций.


Опыт 4. Образование трибромфенола

Поместите в пробирку 3 капли бромной воды и добавьте прозрачный раствор фенола из первого опыта. Происходит обесцвечивание бромной воды и выделение белого осадка трибромфенола. Напишите уравнение реакции.

### Карбонильные соединения

Цель: Закрепить представление о химических свойствах альдегидов и кетонов.

Приборы, оборудование, химическая посуда: пробирки, фарфоровая чашка, пипетки, стакан, водяная баня, держатель для пробирок, лопаточка, предметное стекло, стеклянная палочка, микроскоп.

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

Реактивы: 1%-ный раствор нитрата серебра, 10%-ный раствор гидроксида натрия, 10%-ный раствор аммиака, 40%-ный раствор формальдегида, 1%-ный раствор формальдегида, 2%-ный раствор сульфата меди (II), ацетон, метиловый красный, этиловый спирт, раствор йода в иодиде калия, гидрохлорид гидроксиламина, карбонат натрия, 5%-ный раствор нитропрусида натрия, уксусная кислота, холодная вода.

Опыт 1. Окисление формальдегида гидроксидом диаминсеребра

Реакция носит название реакции «серебряного зеркала» и служит для качественного обнаружения альдегидной группы.

В чисто вымытую пробирку поместите по 1 мл 1%-ного раствора нитрата серебра и 10%-ного раствора гидроксида натрия. К полученному бурому осадку гидроксида серебра  $\text{AgOH}$  добавьте по каплям 10%-ный водный раствор аммиака до полного растворения осадка. В растворе аммиака гидроксид серебра образует комплексное соединение, называемое гидроксидом диаминсеребра и известное как реактив Толленса. Затем прибавьте 2 мл 40%-ного раствора формальдегида. Образующееся серебро либо выпадает в виде черного осадка, либо при осторожном нагревании выделяется на стенках пробирки в виде блестящего зеркального налета.

Опыт 2. Окисление альдегидов гидроксидом меди (II)

Реакция известна в биохимии и медицине как проба Троммера, используемая для обнаружения углеводов.

Возьмите две пробирки и в каждую из них поместите по 2 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия и воды, добавьте по 1 мл 2%-ного раствора сульфата меди (II). К выпавшему голубому осадку гидроксида меди (II) прибавьте в первую пробирку 2 мл 40%-ного раствора формальдегида, а во вторую  $\square$  2 мл ацетона. Пробирки осторожно нагрейте до кипения. В первой пробирке осадок приобретает сначала желтую окраску, затем красную, и, если пробирка очень чистая, на ее стенках может выделиться металлическая медь («медное зеркало»). Наблюдаемое изменение окраски осадка объясняется различной степенью окисления меди.



голубая окраска                  желтая окраска                  красная окраска                  металлическая медь

Опыт 3. Окислительно-восстановительная реакция формальдегида

Налейте в пробирку 2  $\square$  3 мл 40%-ного раствора формальдегида. Добавьте 1 каплю индикатора метилового красного (диапазон изменения окраски лежит в интервале pH 4,8  $\square$  6,0). Наблюдается появление красного окрашивания.

Опыт 4. Получение гексаметилентетрамина (уротропина) (опыт проводят в вытяжном шкафу!)

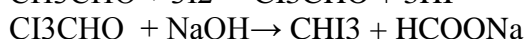
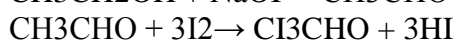
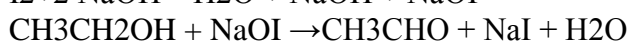
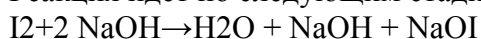
В фарфоровую чашку поместите 4  $\square$  6 мл 1%-ного раствора формальдегида, добавьте 8  $\square$  10 мл раствора концентрированного аммиака и упарьте досуха на водяной бане. Наблюдается образование кристаллов уротропина.


Опыт 5. Образование йодоформа

Смешайте в пробирке 1–2 мл этилового спирта и 2–3 мл воды. Полученный раствор нагрейте на водяной бане до 60  $\square$  C, добавьте 0,5 мл раствора йода, а затем по каплям разбавленный раствор щелочи до исчезновения окраски. В случае образования йодоформа выделяется светло-желтая муть или осадок и появляется характерный запах.

Йодоформную реакцию дают все кетоны, у которых имеется хотя бы одна группа  $-\text{C}(\text{O})\text{CH}_3$ .

Реакция идет по следующим стадиям:



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

#### Опыт 6. Получение оксима ацетона

В пробирку поместите по 1 лопаточке гидрохлорида гидроксилamina и карбоната натрия и растворите в 3-4 мл воды. После выделения основной массы диоксида углерода раствор хорошо охладите (лучше в ледяной воде) и при встряхивании добавьте к нему 2 мл ацетона. Смесь разогревается, и выпадают белые кристаллы.

Смесь охладите и оставьте стоять на некоторое время. В холодном растворе растворимость оксима ацетона понижается, и он лучше выпадает в осадок.

#### Опыт 7. Цветная реакция ацетона с нитропруссидом натрия

Реакция носит название пробы Легалья и применяется наряду с иодоформной пробой для открытия ацетона в моче. Цветная реакция с нитропруссидом натрия часто используется для обнаружения альдегидов и кетонов.

В пробирку поместите 2-3 мл ацетона, 1 мл 5%-ного раствора нитропруссида натрия  $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]$  и 1 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия. Затем прибавьте 1 мл уксусной кислоты. Отметьте окраску содержимого пробирки.

### Карбоновые кислоты

Цель: Закрепить представление о химических свойствах карбоновых кислот и их функциональных производных.

Приборы, оборудование, химическая посуда: пробирки, пипетки, предметное стекло, воронки, водяная баня, складчатый фильтр, спиртовка, держатель для пробирки, лопаточка, стеклянная палочка, микроскоп, пробка с газоотводной трубкой, стакан, пробирки с делениями, делительная воронка.

Реактивы: уксусная кислота, лакмус синий ( $\text{pH}=8-5$ ), метиловый оранжевый ( $\text{pH}=3,1-4,4$ ), 1%-ный раствор фенолфталеина ( $\text{pH}=8,2-10,0$ ) или универсальная лакмусовая бумага, бензойная кислот (крис.т.), 10%-ный раствор гидроксида натрия, 5%-ный раствор карбоната натрия, 10%-ный раствор соляной кислоты, 1%-ный раствор хлорида железа (III), серная кислота (конц.), 10%-ный раствор серной кислоты, известковая вода, 2%-ный раствор перманганата калия, муравьиная кислота, 1%-ный раствор нитрата серебра, 10%-ный раствор аммиака, этанол, безводный ацетат натрия, изопентиловый спирт, ледяная уксусная кислота, насыщенный раствор хлорида натрия, 10%-ный раствор соды, бихромат калия (крис.т.), олеиновая кислота, бромная вода, мыло.

#### Опыт 1. Кислотные свойства карбоновых кислот

В три пробирки поместите по 1 мл уксусной кислоты и воды. В первую пробирку добавьте 1 каплю лакмуса синего (интервал  $\text{pH}$  перехода окраски 8-5), во вторую - метилового оранжевого (интервал  $\text{pH}$  3,1-4,4), в третью - 1%-ного спиртового раствора фенолфталеина (интервал  $\text{pH}$  8,2-10,0). Отметьте, в каких пробирках происходит изменение окраски индикатора, и определите приблизительное значение  $\text{pH}$  раствора уксусной кислоты.


#### Опыт 2. Обнаружение уксусной кислоты

В пробирку поместите по 2 мл уксусной кислоты и воды. Добавьте к раствору 1-2 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия до полной нейтрализации раствора по синему лакмусу. После этого добавьте 1-2 мл 1%-ного раствора хлорида железа (III). Появляется желто-красное окрашивание, свидетельствующее об образовании ацетата железа (III). Подогрейте раствор до кипения. Выделяется красно-бурый осадок нерастворимого в воде гидроксида диацетата железа (III). При отстаивании раствор над осадком становится бесцветным. Напишите схему реакции образования ацетата железа (III).

#### Опыт 3. Получение ацетата натрия

В пробирку поместите 1 мл 5%-ного раствора карбоната натрия и 1 мл разбавленной уксусной кислоты. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции.

#### Опыт 4. Получение бензоата натрия

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

В пробирку поместите несколько кристаллов бензойной кислоты и 2 мл воды. Затем при встряхивании прибавьте 1-2 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия до полного растворения кристаллов.

К полученному прозрачному раствору прибавьте 1-2 мл 10%-ной соляной кислоты. Какие изменения наблюдаются в пробирке? Напишите уравнение реакции.

Опыт 5. Окисление муравьиной кислоты

Окисление перманганатом калия. Поместите в первую пробирку 2 мл муравьиной кислоты, 1 мл 10%-ного раствора серной кислоты и 3 мл 2%-ного раствора перманганата калия. Плотно закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите во вторую пробирку с 2-3 мл известковой воды. Осторожно нагрейте первую пробирку до появления осадка во второй пробирке. Напишите уравнение реакции. Образование какого газообразного продукта окисления муравьиной кислоты подтверждает проба с известковой водой? Приведите схему этой реакции.

Окисление гидроксидом диамминсеребра. В пробирку поместите 1 мл 1%-ного раствора нитрата серебра и 1 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия. Образовавшийся осадок оксида серебра растворите, прилив 2 мл 10%-ного раствора аммиака и 2 мл воды. Затем в пробирку добавьте 3 мл муравьиной кислоты и осторожно нагрейте. Что наблюдается в пробирке?

Опыт 6. Получение изовалерианового эфира

К 2 мл воды добавьте 2 мл концентрированной серной кислоты, раствор охладите. Затем прилейте 2 мл изоамилового спирта и постепенно в течение 10-15 мин добавляйте 4 г кристаллического  $K_2Cr_2O_7$ , осторожно взбалтывая. Объем раствора доведите до 50 мл водой и дайте постоять 15-20 мин. Образовавшийся эфир отделите делительной воронкой, промойте водой, 10%-ным раствором соды и снова водой. Напишите уравнение протекающей реакции.

Опыт 7. Получение уксусноэтилового эфира

К 2 мл этилового спирта прилейте 3 мл ледяной уксусной кислоты, 1 мл концентрированной серной кислоты и нагрейте пробирку в течение 3-5 минут. Полученный раствор охладите, добавьте 3-4 мл насыщенного раствора хлорида натрия и отделите эфир делительной воронкой. Напишите уравнение протекающей реакции.

Опыт 8. Получение бензоиноэтилового эфира

К 2 мл этилового спирта добавьте 1 г кристаллической бензойной кислоты, 1 мл концентрированной серной кислоты и нагрейте 3-5 минут. Полученный раствор вылейте в пробирку с 5 мл воды. Отделите эфир делительной воронкой. Напишите уравнение протекающей реакции.

Опыт 9. Доказательство ненасыщенности олеиновой кислоты


А) В пробирку поместите по 1 мл олеиновой кислоты, 5%-ного раствора карбоната натрия и 2%-ного раствора перманганата калия. Встряхните пробирку и отметьте изменение первоначальной окраски. Напишите схему реакции олеиновой кислоты с перманганатом калия в щелочной среде.

Б) В пробирку поместите по 1 мл олеиновой кислоты и бромной воды. Встряхните пробирку и отметьте изменение первоначальной окраски. Напишите уравнение реакции олеиновой кислоты с бромной водой.

Опыт 10. Гидролиз мыла

В пробирку поместите кусочек мыла (0,5 г) и добавьте 2-3 мл воды. Нагрейте пробирку до растворения мыла. К горячему раствору прилейте 3 мл 10%-ного раствора серной кислоты. Жидкость расслаивается, сверху образуется слой высших жирных кислот, которые при охлаждении затвердевают. Напишите уравнение реакции гидролиза мыла на примере пальмитата натрия.


## 8. ТЕМАТИКА РЕФЕРАТОВ – не предусмотрены.

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


## 9. ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ

1. Основные сведения о строении атомов. Состав атомных ядер. Изотопы. Современное понятие о химическом элементе.
2. Электронные оболочки атомов. Постулаты Бора. Двойственная корпускулярно-волновая природа электрона.
3. Характеристика поведения электронов в атомах. Размещение электронов в атомах. Электронные аналоги. Нормальное и возбужденное состояние атомов.
4. Периодическая система элементов и периодический закон Д. И. Менделеева. Экспериментальное обоснование периодической системы. Общенаучное значение периодического закона.
5. Изменение свойств химических элементов в периодах и группах периодической системы. Электроотрицательность. Окисление и восстановление.
6. Химическая связь и валентность элементов. Образование молекул из атомов. Основные виды и характеристики химической связи.
7. Основные представления о ковалентной связи. Валентность химических элементов. Метод валентных связей. Насыщаемость и направленность ковалентных связей. Гибридизация электронных орбиталей.
8. Полярность связи. Ионная связь. Степень окисления. Координационное число.
9. Строение простейших молекул. Электрическая полярность молекул и ее количественная характеристика.
10. Агрегация однородных молекул. Конденсация паров и полимеризация. Силы Ван-дер-Ваальса. Водородная связь.
11. Строение кристаллов. Особенности кристаллического состояния вещества. Кристаллические системы. Типы кристаллических решеток. Металлическая связь. Реальные кристаллы.
12. Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимические законы. Стандартная энтальпия образования химических соединений.
13. Энтальпия и ее изменение при химических процессах и фазовых переходах.
14. Энергия Гиббса и ее изменение при химических процессах.
15. Скорость химических реакций. Гомогенные и гетерогенные системы.
16. Зависимость скорости гомогенных реакций от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс.
17. Зависимость скорости гомогенных реакций от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
18. Химическое равновесие в гомогенных системах. Ускорение гомогенных реакций. Гомогенный катализ. Цепные реакции. Фотохимические реакции. Радиационно-химические реакции.
19. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Основные факторы, определяющие направление реакций и химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.
20. Способы выражения состава растворов. Растворимость. Изменение энтальпии и энтропии при растворении.
21. Свойства растворов неэлектролитов. Плотность и давление паров растворов. Законы Рауля и Ван-Гоффа. Осмотическое давление. Кипение и замерзание растворов.
22. Особенности воды как растворителя. Электролитическая диссоциация; степень электролитической диссоциации, константа диссоциации.




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


23. Свойства растворов электролитов. Сильные и слабые электролиты. Ионные реакции и равновесия.
24. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель среды. Гидролиз солей. Индикаторы.
25. Окислительно-восстановительные реакции; составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.
26. Понятие об электродных потенциалах. Гальванические элементы. Электродвижущая сила и ее измерение.
27. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов.
28. Кинетика электродных процессов. Поляризация и перенапряжение. Концентрационная и электрохимическая поляризация.
29. Первичные гальванические элементы, электродвижущая сила, напряжение и емкость элементов. Топливные элементы.
30. Вторичные источники электрической энергии. Аккумуляторы.
31. Электролиз. Последовательность электродных процессов. Выход по току. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами.
32. Практическое применение электролиза: получение и рафинирование металлов, нанесение гальванических покрытий. Получение водорода, кислорода и других продуктов.
33. Основные виды коррозии. Классификация коррозионных процессов.
34. Химическая коррозия металлов. Электрохимическая коррозия металлов.
35. Основные отличия высокомолекулярных соединений от низкомолекулярных. Основные причины гибкости макромолекул.
36. Зависимость свойств металлов от их положения в периодической системе Д.И. Менделеева. Сталь, цветные металлы, титан, цирконий. Коррозионная устойчивость автомобильных конструкционных металлов. Внешние и внутренние факторы, влияющие на скорость коррозии.
37. Общие свойства металлов. Металлическая связь. Коррозия металлов и способы борьбы с ней.
38. Общая характеристика, электронные структуры атомов элементов главной подгруппы второй группы (щелочноземельные металлы). Распространение в природе, получение, физические и химические свойства, применение. Соединения.
39. Алюминий, физические и химические свойства, распространение в природе, получение, применение. Соединения алюминия.
40. Галлий, индий, таллий. Распространение в природе, получение, физические и химические свойства, применение.
41. Общая характеристика, электронные структуры атомов элементов побочной подгруппы первой группы. Распространение в природе, получение, физические и химические свойства, применение. Соединения меди.
42. Общая характеристика, электронные структуры атомов элементов побочной подгруппы второй группы. Распространение в природе, получение, физические и химические свойства, применение. Соединения цинка и ртути.
43. Общая характеристика, электронные структуры атомов элементов побочной подгруппы восьмой группы (семейство железа). Распространение в природе, получение, аллотропные модификации железа. Физические и химические свойства железа, кобальта, никеля, применение. Соединения.

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

44. Общая характеристика, электронные структуры атомов элементов побочной подгруппы восьмой группы (семейство платины). Распространение в природе, получение, физические и химические свойства, применение.
45. Общая характеристика, электронные структуры атомов элементов побочной подгруппы шестой группы (подгруппа хрома). Распространение в природе, получение, физические и химические свойства, применение. Соединения хрома, молибдена, вольфрама.
46. Общая характеристика, электронные структуры атомов элементов побочной подгруппы седьмой группы (подгруппа марганца). Распространение в природе, получение, физические и химические свойства, применение.
47. Строение, классификация и свойства органических соединений.
48. Углеводороды и их производство. Химия органического топлива.
49. Алканы. Промышленные и лабораторные методы синтеза алканов. Химические свойства алканов. Условия протекания реакций. Функциональное и полное окисление алканов. Генетическая связь алканов с другими классами органических соединений.
50. Циклоалканы. Изомерия циклоалканов. Промышленные и лабораторные методы получения циклоалканов. Химические свойства циклоалканов. Призман, кубан, адамантан.
51. Нефть и её переработка. Бензины, октановое число. Битумы и дегти.
52. Алкены. Промышленные и лабораторные методы синтеза алкенов. Получение олефинов при крекинге нефти. Дегидрирование предельных углеводородов. Лабораторные методы получения алкенов.
53. Химические свойства алкенов. Генетическая связь алкенов с другими классами органических соединений.
54. Промышленные и лабораторные методы получения ацетилен и его производных. Условия проведения реакций, используемые реагенты. Синтез замещенных ацетиленов через реактив Гриньяра.
55. Химические свойства алкинов. Реакции функционального и полного окисления. Реакции димеризации, тримеризации, полимеризации ацетилен. Генетическая связь алкинов с другими классами органических соединений.
56. Промышленные методы синтеза дивинила, изопрена, 2,3-диметилбутадиена-1,3, хлоропрена. Условия проведения реакций.
57. Химические свойства алкадиенов. Реакции присоединения. Реакции полимеризации. Природный и натуральный каучуки.
58. Сополимеры: бутадиен-стирольный, бутадиен-нитрильный, бутилкаучук
59. Пластмассы. Применение полимеров на основе алкадиенов. Генетическая связь алкадиенов с другими классами органических соединений.
60. Предельные моногалогенпроизводные. Промышленные и лабораторные методы получения. Химические свойства предельных моногалогенпроизводных.
61. Поливинилхлорид, его применение. Полимеры на основе винилхлорида. Получение различных классов органических соединений через органические галогениды.
62. Ароматические соединения. Промышленные и лабораторные методы получения ароматических углеводородов. Химические свойства ароматических углеводородов: реакции присоединения водорода, хлора, брома, озонирования. Реакции замещения в боковой цепи. Замещения. Практическое использование толуола, ксилолов, стирола.
63. Спирты. Методы синтеза спиртов. Химические свойства насыщенных спиртов: реакция этерификации с минеральными и органическими кислотами, образование галогенидов, дегидратация, функциональное окисление. Ненасыщенные одноатом-

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


- ные спирты: синтез и применение в производстве синтетических волокон.
64. Многоатомные спирты. Промышленный синтез этиленгликоля и глицерина, их применение в антифризах и производстве полимеров. Генетическая связь спиртов с другими классами органических соединений.
  65. Фенолы: получение, химические свойства, применение.
  66. Альдегиды и кетоны. Промышленные и лабораторные методы получения альдегидов и кетонов. Химические реакции альдегидов и кетонов. Реакции присоединения-отщепления. Окисление альдегидов и кетонов. Реакции Гриньяра с участием альдегидов и кетонов. Восстановление альдегидов и кетонов.
  67. Фенолоформальдегидные смолы. Непредельные альдегиды и кетоны, их применение в производстве пластмасс.
  68. Синтезы различных классов органических соединений на основе альдегидов и кетонов.
  69. Химические свойства органических кислот: образование солей, галогенангидридов, ангидридов, сложных эфиров, амидов. Жирные кислоты. Мыла. Жиры, их состав.
  70. Непредельные кислоты. Акриловая кислота и ее полимерные производные. Генетическая связь органических кислот с другими классами органических соединений. Понятие о предельных двухосновных кислотах, их применение в парфюмерной промышленности, в синтезе полимеров.
  71. Связь органических кислот с другими классами органических соединений.
  72. Основной способ получения (аммонолиз, аминолиз) аминов. Метод получения аминов восстановлением нитрилов и нитросоединений. Реакции аминов: присоединение протона, взаимодействие со щелочными металлами, алкилирование, ацилирование, образование катиона диазония.
  73. Алифатические диамины на примере гексаметилендиамина: промышленные способы получения, производство полиамида.
  74. Генетическая связь ароматических соединений с другими классами органических соединений.
  75. Нефть, групповой состав. Методы нефтепереработки. Крекинг. Жидкое и газообразное топливо. Понятие о физико-химических процессах горения топлива. Смазочные масла.
  76. Механизм окисления и полимеризации непредельных составляющих смазочных масел. Нагарообразование. Химия присадок к маслам.
  77. Основные отличия высокомолекулярных соединений от низкомолекулярных. Основные причины гибкости макромолекул.
  78. Два типа связей, существующих в полимерах (внутри - и межмолекулярные силы взаимодействия). Основные понятия о деформационных свойствах полимеров, понятие о гистерезисе.
  79. Получение полимеров. Реакции полимеризации. Полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол.
  80. Реакции поликонденсации. Фенолформальдегидные смолы, карбамидоформальдегидные смолы, эпоксидные смолы, фурановые смолы. Кремнийорганические полимеры. Битумы и дегти.
  81. Особенности внутреннего строения полимеров. Стойкость и старение различных полимерных материалов в условиях длительной эксплуатации. Физиологическая активность полимерных материалов.
  82. Три состояния аморфных полимеров. Понятие о стеклообразном, высокоэластичном, вязкотекучем состояниях полимеров. Температура стеклования, текучести. Факторы, влияющие на процессы старения полимеров.

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

83. Пластические массы. Состав пластических масс. Основные добавки, вводимые в полимеры: наполнители, пластификаторы, отвердители, усилители, мягчители, смазки, стабилизаторы, добавки придающие полимерам горючесть, морозостойкость и т. д. Целесообразность их, принцип действия.


## 10. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА ОБУЧАЮЩИХСЯ:

Раздел, тема	Краткое содержание	Кол-во часов	Форма контроля
<b>Раздел 1. Неорганическая химия.</b>			
Тема 1. Общая характеристика металлов и их соединений. Комплексные соединения. Коррозионные процессы	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Строение кристаллов. Особенности кристаллического состояния вещества.</li> <li>2. Кристаллические системы. Типы кристаллических решеток.</li> <li>3. Особенности свойств поверхности жидких и твердых тел.</li> <li>4. Борьба с коррозией металлов. Изыскание коррозионно-стойких материалов.</li> <li>5. Методы защиты металлов от коррозии: легирование, защитные покрытия, изоляция металлов от агрессивной среды.</li> <li>6. Электрохимические методы защиты (протекторная, катодная и анодная защиты). Изменение свойств коррозионной среды; ингибиторы коррозии.</li> <li>7. Электрохимическая коррозия стальной и алюминиевой арматуры в ж/бетонных конструкциях. Биологическая коррозия трубопроводов.</li> <li>8. Металлическая связь. Реальные кристаллы. Свойства веществ в различных состояниях.</li> <li>9. Производственные способы получения чистых металлов при электролизе. Гальванопокрытие.</li> </ol>	6	Контрольная работа
Тема 2 Общая характеристика неметаллов.	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Строение типичных и менее типичные неметаллов. Примеры неметаллов с молекулярным строением и с немолекулярным строением.</li> <li>2. Отличие строения решеток у неметаллов с молекулярным и немалекулярным строением.</li> <li>3. Наиболее выраженные свойства неметаллов с немалекулярным строением.</li> <li>4. Наиболее выраженные свойства неметаллов с молекулярным строением.</li> </ol>	4	Контрольная работа
Тема 3. s-элементы и их соединения.	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Характеристика и реакционная способность соединений водорода с другими распространенными элементами: кислородом, азотом, углеродом, серой.</li> <li>2. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно и слабополярными связями.</li> <li>3. Ион водорода, ион оксония, ион аммония.</li> <li>4. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой и кислотами.</li> <li>5. Соли щелочных и щелочно-земельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты. Ионы щелочных и щелочноземельных металлов как комплексообразователи.</li> <li>6. Ионофоры и их роль в мембранном переносе калия и натрия. Ионы магния и кальция как комплексообразователи. Реакция с комплексонами (на примере натрия этилендиаминтетра-ацетата).</li> </ol>	6	Контрольная работа


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

Тема 4. d-элементы и их соединения.	<p>1.Подгруппа меди: медь, серебро, золото</p> <p>2.Подгруппа цинка: цинк, кадмий, ртуть.</p> <p>3.Алюминий: распространение в природе, получение, свойства, применение.</p> <p>4.Побочная подгруппа восьмой группы, семейство железа: Железо, нахождение в природе, свойства, применение. Производство чугуна и стали. Кобальт. Никель.</p> <p>5.Хром, молибден, вольфрам. Электронные структуры атомов, распространение в природе, получение, свойства, применение.</p> <p>6.Марганец, технеций, рений. Электронные структуры атомов, распространение в природе, получение, свойства, применение.</p>	4	Контроль-ная работа
Тема 5. p-элементы и их соединения (III-IVA).	<p>1.Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV), стереохимия и природа связи, равновесия в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термохимическое разложение.</p> <p>2.Соединения углерода с галогенами и серой. Четыреххлористый углерод, фосген, фреоны, сероуглерод и тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства, применение.</p> <p>3.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.</p> <p>4.Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Кремнийорганические соединений. Силиконы и силоксаны.</p> <p>5.Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГг и ЭП, поведение в водных растворах. Хлористоводородная кислота. Оксиды.</p> <p>6.Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. ОВ реакции в растворах. Химические основы использования соединений олова и свинца в промышленном синтезе.</p>	4	Контроль-ная работа
Тема 6. p-элементы и их соединения (V-VIA).	<p>1.Фосфорноватистая (ги-пофосфористая) и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Дифосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой.</p> <p>2.Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика.</p> <p>3.Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша.</p> <p>4.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.</p> <p>5.Соли катионов сурьмы (III) и висмута (III), их гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V).</p>	4	Контроль-ная работа




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

Тема 7. р-элементы и их соединения VII-VIIIА	<p>1. Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей.</p> <p>2. 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.</p> <p>3. р-элементы VIII группы (благородные газы)</p> <p>4. Общая характеристика. Физические и химические свойства благородных газов. Соединения благородных газов. Применение благородных газов в промышленности.</p>	4	Контрольная работа
<b>Раздел 2. Органическая химия</b>			
Тема 8. Углеводороды.	<p>1. Алканы. Промышленные и лабораторные методы синтеза алканов. Химические свойства алканов. Условия протекания реакций. Функциональное и полное окисление алканов. Генетическая связь алканов с другими классами органических соединений.</p> <p>2. Циклоалканы. Изомерия циклоалканов. Промышленные и лабораторные методы получения циклоалканов. Химические свойства циклоалканов. Призман, кубан, адамантан.</p> <p>3. Нефть и её переработка. Бензины, октановое число. Битумы и дегти.</p> <p>4. Алкены. Промышленные и лабораторные методы синтеза алкенов. Получение олефинов при крекинге нефти. Дегидрирование предельных углеводородов. Лабораторные методы получения алкенов.</p> <p>5. Химические свойства алкенов. Генетическая связь алкенов с другими классами органических соединений.</p> <p>6. Промышленные и лабораторные методы получения ацетилена и его производных. Условия проведения реакций, используемые реагенты. Синтез замещенных ацетиленов через реактив Гриньяра.</p> <p>7. Химические свойства алкинов. Реакции функционального и полного окисления. Реакции димеризации, тримеризации, полимеризации ацетилена. Генетическая связь алкинов с другими классами органических соединений.</p> <p>8. Промышленные методы синтеза дивинила, изопрена, 2,3-диметилбутадиена-1,3, хлоропрена. Условия проведения реакций.</p> <p>9. Химические свойства алкадиенов. Реакции присоединения. Реакции полимеризации. Природный и натуральный каучуки.</p> <p>10. Сополимеры: бутадиен-стирольный, бутадиен-нитрильный, бутилкаучук</p> <p>11. Пластмассы. Применение полимеров на основе алкадиенов. Генетическая связь алкадиенов с другими классами органических соединений.</p> <p>12. Предельные моногалогенпроизводные. Промышленные и лабораторные методы получения.</p>	6	Контрольная работа

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

	<p>Химические свойства предельных моногалогенпроизводных.</p> <p>13. Поливинилхлорид, его применение. Полимеры на основе винилхлорида. Получение различных классов органических соединений через органические галогениды.</p> <p>14. Ароматические соединения. Промышленные и лабораторные методы получения ароматических углеводородов. Химические свойства ароматических углеводородов: реакции присоединения водорода, хлора, брома, озонирования. Реакции замещения в боковой цепи. Замещения. Практическое использование толуола, ксилолов, стирола.</p> <p>15. Генетическая связь ароматических соединений с другими классами органических соединений.</p>		
Тема 9. Органические соединения с функциональными группами.	<p>1. Спирты. Методы синтеза спиртов. Химические свойства насыщенных спиртов: реакция этерификации с минеральными и органическими кислотами, образование галогенидов, дегидратация, функциональное окисление. Ненасыщенные одноатомные спирты: синтез и применение в производстве синтетических волокон.</p> <p>2. Многоатомные спирты. Промышленный синтез этиленгликоля и глицерина, их применение в антифризах и производстве полимеров. Генетическая связь спиртов с другими классами органических соединений.</p> <p>3. Фенолы: получение, химические свойства, применение.</p> <p>4. Альдегиды и кетоны. Промышленные и лабораторные методы получения альдегидов и кетонов. Химические реакции альдегидов и кетонов. Реакции присоединения-отщепления. Окисление альдегидов и кетонов. Реакции Гриньяра с участием альдегидов и кетонов. Восстановление альдегидов и кетонов.</p> <p>5. Фенолоформальдегидные смолы. Непредельные альдегиды и кетоны, их применение в производстве пластмасс.</p> <p>6. Синтезы различных классов органических соединений на основе альдегидов и кетонов.</p> <p>7. Химические свойства органических кислот: образование солей, галогенангидридов, ангидридов, сложных эфиров, амидов. Жирные кислоты. Мыла. Жиры, их состав.</p> <p>8. Непредельные кислоты. Акриловая кислота и ее полимерные производные. Генетическая связь органических кислот с другими классами органических соединений. Понятие о предельных двухосновных кислотах, их применение в парфюмерной промышленности, в синтезе полимеров.</p> <p>9. Связь органических кислот с другими классами органических соединений.</p> <p>10. Основной способ получения (аммонолиз, аминолиз) аминов. Метод получения аминов восстановлением нитрилов и нитросоединений. Реакции аминов: присоединение протона, взаимодействие со щелочными металлами,</p>	6	Контроль-ная работа

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

	алкилирование, ацилирование, образование катиона диазония. 11.Алифатические диамины на примере гексаметилендиамина: промышленные способы получения, производство полиамида.		
Итого		44	

## 11. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### а) Список рекомендуемой литературы

#### Основная:

1. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 1 : учебник для академического бакалавриата / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 357 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-9916-9353-0. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/434184>
2. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 2 : учебник для академического бакалавриата / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 383 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-9916-9355-4. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/434185>
3. Березин, Б. Д. Органическая химия в 2 ч. Часть 1 : учебник для академического бакалавриата / Б. Д. Березин, Д. Б. Березин. — 2-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 313 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-534-03830-9. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/434233>
4. Березин, Б. Д. Органическая химия в 2 ч. Часть 2 : учебник для академического бакалавриата / Б. Д. Березин, Д. Б. Березин. — 2-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 452 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-534-03832-3. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/434236>


#### Дополнительная:

1. Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия. Вопросы и задачи : учебное пособие для академического бакалавриата / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 310 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-534-07902-9. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/441867>
2. 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.
3. Зурабян, С. Э. Органическая химия : учебник / С. Э. Зурабян, А. П. Лузин; под ред. Н. А. Тюкавкиной - Москва : ГЭОТАР-Медиа, 2014. - 384 с. - ISBN 978-5-9704-2940-2. - Текст : электронный // ЭБС "Консультант студента" : [сайт]. - URL : <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429402.html>

#### Учебно-методическая:

1. Андреева Т.С. Неорганическая и органическая химия: методические указания к лабораторным занятиям для студентов направления бакалавриата 22.03.01 «Материаловедение и



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

7.2. Образовательный портал УлГУ. Режим доступа: <http://edu.ulsu.ru>.

Согласовано:

*зам. нач. УИТ* / *Ключкова АВ* / *[Подпись]*  
 \_\_\_\_\_  
 Должность сотрудника УИТ / ФИО / Подпись

## 11. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ:

### Оборудование лаборатории технологии изготовления лекарственных форм и рабочих мест:

1. Шкафы
2. Классная доска
3. Столы и стулья преподавателя
4. Столы ассистентские со стульями
5. Вертушка напольная
6. Вертушка настольная
7. Шкаф для материальной комнаты секционный
8. Раковина для мытья рук
9. Стол для нагревательных приборов


### Приборы и оборудование лаборатории по химии:

1. Весы ручные 1,0; 5,0; 20,0; 100,0
2. Весы технические (тарирные)
3. Разновес
4. Баня водяная лабораторная
5. Плитка электрическая
6. Текучепаровой стерилизатор
7. Аквадистиллятор
8. Термометр лабораторный
9. Рефрактометр
10. Иономер рН метр
11. Микроскоп
12. Центрифуга ОПН-8
13. Термостат
14. Сушильный шкаф
15. Магнитная мешалка ПЭ- 6100
16. Холодильник

### Посуда и вспомогательные материалы

1. Ступки с пестиками разных номеров
2. Колбы мерные на 10, 25, 50, 100, 200, 250 мл
3. Мерные цилиндры на 10, 50, 100, 200 мл
4. Стекланные подставки на 50, 100, 200 мл
5. Пипетки аптечные для отмеривания жидкостей
6. Пипетки стекланные глазные
7. Пипетки химические с делениями разной вместимостью
8. Стекла предметные



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

9. Инфундирки фарфоровые
10. Выпарительные чашки
11. Фарфоровые кружки
12. Воронки стеклянные
13. Фильтры стеклянные разных номеров
14. Воронки лабораторные
15. Палочки стеклянные
16. Отпускные флаконы на 10, 30, 50, 100, 200, 250 мл
17. Баночки для мазей разной емкости
18. Ерши для мытья посуды
19. Пробки пластмассовые
20. Пробки резиновые
21. Пробки резиновые для флаконов для инъекционных растворов
22. Пинцеты
23. Биксы
24. Шприцы с иглами
25. Стеклянные ампулы
26. Капсулы вощенные
27. Пакеты бумажные
28. Бумага пергаментная
29. Бумага фильтровальная
30. Бинты
31. Марля
32. Вата
33. Рецептурные бланки
34. Сигнатура
35. Этикетки
36. Ножницы
37. Шпатели
38. Капсулаторки


#### Технические средства обучения:

Компьютеры, принтеры  
Мультимедийная установка  
Интерактивная доска  
Калькулятор

#### **12. Специальные условия для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья**

В случае необходимости, обучающимся из числа лиц с ограниченными возможностями здоровья (по заявлению обучающегося) могут предлагаться одни из следующих вариантов восприятия информации с учетом их индивидуальных психофизических особенностей:

– для лиц с нарушениями зрения: в печатной форме увеличенным шрифтом; в форме электронного документа; в форме аудиофайла (перевод учебных материалов в аудиоформат); в печатной форме на языке Брайля; индивидуальные консультации с привлечением тифлосурдопереводчика; индивидуальные задания и консультации;

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

– для лиц с нарушениями слуха: в печатной форме; в форме электронного документа; видеоматериалы с субтитрами; индивидуальные консультации с привлечением сурдопереводчика; индивидуальные задания и консультации;

– для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата: в печатной форме; в форме электронного документа; в форме аудиофайла; индивидуальные задания и консультации.

В случае необходимости использования в учебном процессе частично/исключительно дистанционных образовательных технологий, организация работы ППС с обучающимися с ОВЗ и инвалидами предусматривается в электронной информационно-образовательной среде с учетом их индивидуальных психофизических особенностей.

**Разработчик:**  
к.х.н, доцент кафедры общей и биологической химии



**Т.С. Андреева**