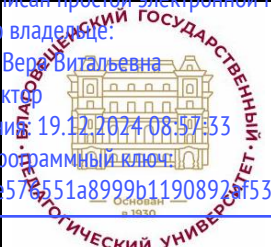
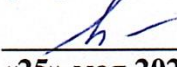


Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Щёкина Веры Витальевна
Должность: Ректор
Дата подписания: 19.12.2024 08:57:33
Уникальный программный ключ:
a2232a55157e578551a8999b1190892af53989420420336ffbf577a434e57789

	МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
	Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Благовещенский государственный педагогический университет»
	ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА Рабочая программа дисциплины

УТВЕРЖДАЮ

**Декан естественно-географического
факультета ФГБОУ ВО «БГПУ»**


И.А. Трофимцова
«25» мая 2022 г.

**Рабочая программа дисциплины
ХИМИЯ**

**Направление подготовки
44.03.01 ПЕДАГОГИЧЕСКОЕ ОБРАЗОВАНИЕ**

**Профиль
«БИОЛОГИЯ»**

**Уровень высшего образования
БАКАЛАВРИАТ**

**Принята на заседании кафедры химии
(протокол № 8 от «25» мая 2022г.)**

Благовещенск 2022

СОДЕРЖАНИЕ

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА	3
2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ	4
3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)	10
4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ	28
5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ	40
6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА.....	98
7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ.....	139
8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ	140
9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ	140
10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА	142
11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ В РПД	144

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

1.1 Цель дисциплины: сформировать фундаментальные знания в области неорганической, аналитической, органической, физической, химии ВМС, химической технологии.

1.2 Место дисциплины в структуре ООП: Дисциплина «Химия» относится к дисциплинам части, формируемой участниками образовательных отношений, предметного модуля по профилю «Биология» блока Б1 (Б1.В.01.04).

Содержание дисциплины базируется на знаниях по общей, неорганической, органической и биологической химии за курс общеобразовательной школы. Усвоение данной дисциплины позволит расширить знания по всем дисциплинам естественнонаучного цикла.

1.3 Дисциплина направлена на формирование следующих компетенций: УК-1, ОПК-8, ПК-2:

- **УК-1.** Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач, **индикатором** достижения которой является:

- УК-1.2 Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи;

- **ОПК-8.** Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний, **индикатором** достижения которой является:

- ОПК-8.3 Демонстрирует специальные научные знания, в том числе в предметной области;

- **ПК-2.** Способен осуществлять педагогическую деятельность по профильным предметам (дисциплинам, модулям) в рамках программ основного общего и среднего общего образования, **индикатором** достижения которой является:

- ПК-2.2 Применяет основы теории фундаментальных и прикладных разделов естественнонаучных дисциплин (химии, физики, географии) для понимания и объяснения биологических явлений и процессов.

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

- **знать:**

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

- информационные источники справочного, научного, нормативного характера;

- основные законы химии;

- свойства простых и сложных веществ;

- **уметь:**

- обрабатывать, анализировать и обобщать результаты наблюдений и измерений;

- решать задачи, используя принципы и методы химии;

- объяснять зависимость свойств веществ от их состава и строения;

- проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet).

- **владеть:**

- навыками делать заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ;

- приемами решения основных задач, типичных для естественнонаучных дисциплин;

- способами ориентации в профессиональных источниках информации (журналы, сайты, образовательные порталы);

- методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;

1.5 Общая трудоемкость дисциплины «Химия» составляет 5 зачетных единиц.

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

1.6 Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Объем дисциплины и виды учебной деятельности (заочная форма обучения)

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр 7
Общая трудоемкость	180	180
Аудиторные занятия	32	32
Лекции	10	10
Лабораторные работы	22	22
Самостоятельная работа	139	139
Вид итогового контроля:	9	Экзамен

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

2.1 Заочная форма обучения

Учебно-тематический план

№	Наименование тем (разделов)	Всего часов	Аудиторные занятия		Самостоятельная работа
			Лекции	Практические занятия	
ОБЩАЯ ХИМИЯ					
I	Введение.	1			1
II	Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия. Классификация и номенклатура химических соединений. Законы стехиометрии.	2			2
III	Электронное строение атома. Периодический закон и система Д.И. Менделеева.	8	1	1	6
3.1	Экспериментальные доказательства сложного строения атома. Планетарная модель атома Резерфорда. Теория атома водорода по Бору. Квантово-механическая модель атома водорода. Многоэлектронные атомы. Свойства изолированных атомов.	2			2
3.2	Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.	3	1		2
3.2.1	Лабораторная работа №1. «Определение свойств атомов, связанных с их строением».	3		1	2
IV	Химическая связь. Комплексные соединения. Формы организации вещества.	16	1	1	14
4.1	Химическая связь. Ковалентная связь. Метод валентных связей.	3	1		2
4.2	Теория гибридизации. Геометрия молекул.	2			2

4.3	Метод молекулярных орбиталей (ММО). Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов. Гетеронуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов.	2			2
4.4	Ионная, металлическая, водородная связи. Межмолекулярные взаимодействия. Кристаллы.	2			2
4.4.1	Химическая связь. Ионная, металлическая, водородная. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Гибридизация. Пространственное строение молекул и ионов. Метод молекулярных орбиталей. Гомоатомные молекулы элементов I и II периодов. Межмолекулярные взаимодействия.	2			2
4.4.1.1	<i>Лабораторная работа №2.</i> «Строение веществ. Определение свойств веществ, связанных с их строением».	3		1	2
4.5	Комплексные соединения. Номенклатура. Классификация. Природа химической связи. Изомерия.	2			2
V	Закономерности химических процессов.	8	1	2	5
5.1	Химическая термодинамика. Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от температуры. Катализ. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.	4	1		3
5.1.1	<i>Лабораторная работа №3.</i> «Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Катализ».	4		2	2
VI	Жидкое состояние. Вода. Растворы.	17	1	2	14
6.1	Жидкое состояние. Структура жидкости. Растворы. Растворимость. Коллоидно-дисперсные системы. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбулиоскопия. Растворы высокомолекулярных соединений.	3	1		2
6.2	Вода. Растворы. Способы выражения состава растворов. Растворимость веществ в воде. Свойства растворов.	2			2

6.3	Электролитическая диссоциация растворов электролитов. Механизм и энергетика процесса диссоциации. Степень электролитической диссоциации. Константа диссоциации. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Константа нестойкости. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Обменные реакции между ионами. Производство растворимости.	2			2
6.4	Реакции гидролиза.	2			2
6.4.1	<i>Лабораторная работа №4.</i> «Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей. Образование осадков. Производство растворимости».	3		1	2
6.5	Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз. Гальванический элемент. Коррозия металлов. Биокоррозия. Энергетика и направление химических процессов. Химико-термодинамические расчеты.	2			2
6.5.1	<i>Лабораторная работа №5.</i> «Типы химических реакций».	3		1	2
VII	ХИМИЯ БИОГЕННЫХ ЭЛЕМЕНТОВ				
7.1	НЕМЕТАЛЛЫ	26	2	4	20
7.1.1	Распространенность химических элементов. Неметаллы в периодической системе элементов. Граница Цинтля. Правило Юм-Розери. Общая характеристика неметаллов. Агрегатное состояние и кристаллические решетки неметаллов. Водород. Изотопы водорода. Физические и химические свойства. Соединения с металлами и неметаллами.	2			2
7.1.2	Галогены. Общая характеристика. Водородные соединения галогенов. Кислородные соединения галогенов.	2			2
7.1.3	Кислород. Изотопы. Аллотропия кислорода. Кислород как окислитель.	2			2
7.1.3.1	<i>Лабораторная работа №6.</i> «Водород, кислород, хлор и их соединения».	4		2	2

7.1.4	Сера. Селен. Теллур. Полоний. Водородные, кислородные соединения халькогенов.	2			2
7.1.5	Азот. Водородные соединения азота. Аммиак. Кислородные соединения азота. Оксиды азота. Азотистая кислота и нитриты. Азотная кислота и нитраты. Взаимодействие азотной кислоты с металлами.	3	1		2
7.1.6	Фосфор. Аллотропия. Природные соединения фосфора. Фосфин и фосфиды. Оксиды фосфора. Фосфорные кислоты. Соли фосфорных кислот. Растворимость и гидролиз солей.	2			2
7.1.6.1	<i>Лабораторная работа №7.</i> «Сера, азот, фосфор и их соединения».	1		1	
7.1.7	Углерод. Аллотропия. Углерод в природе. Углеводороды и карбиды. Оксиды углерода. Углеродная кислота и карбонаты.	3	1		2
7.1.8	Кремний. Силан. Силициды. Соединения кремния с неметаллами. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты.	2			2
7.1.8.1	<i>Лабораторная работа №8.</i> «Углерод, кремний и их соединения».	3		1	2
	МЕТАЛЛЫ	14	2	2	10
7.2	МЕТАЛЛЫ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП				
7.2.1	Щелочные металлы и их соединения.	2			2
7.2.2	Бериллий. Магний. Щелочноземельные металлы. Растворимость гидроксидов и солей. Жесткость воды.	2	1		1
7.2.3	Алюминий. Амфотерность алюминия, его оксида и гидроксида. Гидролиз солей алюминия. Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп периодической системы и их соединений.	1			1
7.2.3.1	<i>Лабораторная работа №9</i> «Металлы главных подгрупп I-III-групп».	1		1	
7.3	МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП				
7.3.1	Общая характеристика металлов	2	1		1

	побочных подгрупп. Биогенные элементы побочных подгрупп. Элементы VIB-группы. Хром.				
7.3.2	Элементы VIIВ-группы. Марганец.				
7.3.2.1	<i>Лабораторная работа №10.</i> «Металлы побочных подгрупп. Хром, марганец и их соединения».	2		1	1
7.3.3	Элементы VIIIВ-группы. Семейство железа.	1			1
7.3.4	Элементы IB-группы. Медь. Серебро. Золото.	1			1
7.3.5	Элементы IIB-группы. Цинк. Кадмий. Ртуть.	1			1
7.3.6	Элементы IIIB-группы. Лантаноиды. Actиноиды. Радиоактивные элементы. Уран.	1			1
	Всего:	92	8	12	72
VIII	Органическая химия				
8.1	Введение. Классификация органических соединений и реакций. Основные методы получения органических соединений. Механизмы органических реакций.	6			6
8.2	Углеводороды (предельные, этиленовые, диеновые, алициклические и ацетиленовые)				
8.2.1	Предельные углеводороды (алканы) и структурная изомерия. Циклоалканы и конформационная изомерия. Алициклические углеводороды.	5	1		4
8.2.2	Этиленовые углеводороды (алкены). Ацетиленовые углеводороды (алкины). Диеновые углеводороды (диены). Реакции полимеризации.	4			4
8.2.2.1	<i>Лабораторная работа №11.</i> «Углеводороды».	4		2	2
8.3	Функциональные производные алифатических углеводородов. Тиоэфиры и тиоспирты.				
8.3.1.	Галогенопроизводные предельных и непредельных углеводородов.	2			2
8.3.2	Кислородсодержащие органические соединения. Спирты. Простые эфиры. Альдегиды и кетоны. Карбоновые кислоты.	4			4
8.3.2.1	<i>Лабораторная работа №12.</i> «Альдегиды и кетоны».	3		1	2
8.3.2.2	<i>Лабораторная работа №13.</i>	3		1	2

	«Спирты, карбоновые кислоты и их производные».				
8.3.3	Азотсодержащие органические соединения. Нитросоединения. Амины.	2			2
8.4	Соединения со смешанными функциями				
8.4.1	Гидроксикислоты. Оптическая изомерия. Альдегидо- и кетокислоты.	4			4
8.5.	Углеводы				
8.5.1	Моносахариды. Дисахариды. Олигосахариды. Высшие полисахариды.	4			4
8.5.1.1	<i>Лабораторная работа №14.</i> «Углеводы (сахара)»	6		2	4
8.6	Ароматические соединения				
8.6.1	Ароматические углеводороды (моно- и полиядерные, бензол и нафталин). Галогенопроизводные ароматических углеводородов.	4			4
8.6.2	Ароматические амины. Ароматические нитросоединения, диазо – и азосоединения, сульфокислоты.	4			4
8.6.3	Фенолы, тиофенолы, ароматические спирты, хиноны.	4			4
8.6.4	Ароматические альдегиды и кетоны. Ароматические карбоновые кислоты.	4			4
8.6.4.1.	<i>Лабораторная работа №15.</i> «Ароматические углеводороды и их производные».	6		2	4
8.7	Гетероциклические соединения				
8.7.1	Ароматические гетероциклические соединения. Гетероциклические соединения. Пяти- и шестичленные гетероциклы с одним гетероатомом. Природные соединения: гемоглобин, хлорофилл, пигменты желчи. Биологически активные соединения: алкалоиды, витамины группы В. Шестичленные гетероциклы с двумя гетероатомами. Пуриновые и пиримидиновые основания. Пуриновые алкалоиды. Нуклеозиды и нуклеотиды. Полинуклеотиды.	4			4
8.8	Элементы биоорганической химии				
8.8.1	Аминокислоты. Пептидная связь. Полипептиды.	8	1		7
8.8.1.1	<i>Лабораторная работа №16.</i> «Аминокислоты. Белки».	4		2	2
8.8.2	Нуклеиновые кислоты	10			10

	Итого:	79	2	10	67
	Итоговый контроль	9			
	Всего:	180	10	22	139

Интерактивное обучение по дисциплине

№	Наименование тем (разделов)	Вид занятия	Форма интерактивного занятия	Кол-во часов
1.	Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева	ЛК	Лекция с ошибками	2 ч.
2.	Химическая связь	ЛР	Работа в малых группах	2 ч.
3.	Приготовление растворов различной концентрации	ЛР	Работа в малых группах	2 ч.
4.	Свойства растворов электролитов. ТЭД	ЛР	Тренинг	2 ч.
5.	ОВР. Решение экспериментальных задач	ЛР	Работа в малых группах	2 ч.
6.	Общая характеристика галогенов и их соединений	ЛК	Лекция-дискуссия	2 ч.
7.	Азот, углерод и их соединения	ЛР	Работа в малых группах	2 ч.
8.	Амины	ЛК	Лекция вдвоём («блочная лекция»)	2 ч.
9.	Аминокислоты, пептиды и белки	ЛК	Лекция вдвоём («блочная лекция»)	2 ч.
10.	Пятичленные гетероциклы	ЛБ	Работа в малых группах	2 ч.
11.	Дикарбоновые кислоты	ЛБ	Работа в малых группах	2 ч.
12.	Полисахариды	ЛБ	Работа в малых группах	2 ч.
13.	Дисахариды	ЛБ	Работа в малых группах	2 ч.
14.	Альдегиды и кетоны	ЛК	Лекция с ошибками	2 ч.
	Итого			28 ч.

3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)

Тема 1. ВВЕДЕНИЕ

Предмет химии. Понятие о материи. Конкретные виды материи: вещество и поле. Движение как форма существования материи; формы движения материи; химическая форма движения. Философское и химическое понятия вещества. Уровни организации вещества, изучаемые химией: атомы, молекулы, конденсированные системы. Связь химии с биологией, физикой и другими науками о природе.

Тема 2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО УЧЕНИЯ. НОМЕНКЛАТУРА И КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.

Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Факты, закономерности и законы, послужившие экспериментальной базой для развития представлений о дискретном строении вещества. Основные положения молекулярной теории. Атом, молекул, элемент, простое вещество, сложное вещество. Их размеры и массы. Относительные атомные и молекулярные массы. Число Авогадро. Химическая формула. Классификация и номенклатура химических соединений.

Работы М. В. Ломоносова. Закон сохранения массы и энергии и его значение в химии. Закон постоянства состава Пруста. Закон кратных отношений Дальтона.

Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Границы применимости этих законов. Атомистика Дальтона.

Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро и выводы из него.

Химическая метрология. Единицы измерения в химии. Моль - единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем газа. Методы определения атомных и молекулярных масс.

Соотношение между молярной массой, эквивалентом и эквивалентной массой веществ. Методы определения атомных и эквивалентных масс. Определение молекулярных масс газообразных веществ. Расчеты по химическим формулам. Уравнения химических реакций. Стехиометрические расчеты с использованием величин масс и объемов.

Тема 3. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Основные характеристики α -, β - и γ -лучей. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α -частиц. Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки.

Теория атома водорода по Бору. Объяснение спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Бору. Попытки их устранения. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.

Квантово-механическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l) квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Понятие об электронном облаке.

Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние. Вырожденные состояния. Вид атомных s -, p -, d - и f -орбиталей.

Собственные угловой и магнитный моменты электрона (спин) и спиновое квантовое число m_l . Емкость электронных слоев.

Многоэлектронные атомы. Заряды ядер атомов. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип (запрет) Паули, правило Гунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правило Клечковского. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.

Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра.

Свойства изолированных атомов. Атомные радиусы (ковалентные, металлические). Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Относительная электроотрицательность. Условные ионные радиусы. Магнитные свойства атомов. Диамагнетизм, парамагнетизм.

Открытие периодического закона Д. И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И. Менделеева.

Вопросы, поставленные периодическим законом и периодической системой, их разрешение с позиций представлений о строении атомов. Современная формулировка периодического закона.

Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и короткая формы периодических таблиц. Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s -, p -, d - и f -семейств. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Изменение

величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.

Тема 4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ. ФОРМЫ ОРГАНИЗАЦИИ ВЕЩЕСТВА

Эволюция взглядов на сущность химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол. Основные типы химической связи.

Ковалентная связь. Метод валентных связей (МВС). Физическая идея метода: образование двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрывания АО.

Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов разных атомов и донорно-акцепторный механизм; σ - и π - связи. Кратность (порядок) связи. Факторы, влияющие на прочность связи. Полярность связи.

Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, поляризуемость.

Теория направленных валентностей. Гибридизация атомных орбиталей (АО). Типы гибридизации и геометрия молекул. Полярность связей и полярность молекул в целом

Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами.

Метод ЛКАО МО, σ - и π - молекулярные орбитали как линейная комбинация s- и p- атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул. Формальное число связей (двухэлектронных) в молекуле. Формальный порядок связи.

Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО в этих молекулах. Объяснение парамагнетизма кислорода.

Гетеронуклеарные двухатомные молекулы, образуемые элементами II периода. Оксид углерода (II), оксид азота (II). Сравнение методов ВС и МО.

Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели.

Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи.

Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах.

Валентности, степени окисления и координационные числа атомов в соединениях с различным типом связи.

Кристаллы. Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ. Ионные кристаллические решетки. Свойства веществ с ионным типом связи. Металлические кристаллические решетки и физические свойства металлов.

Межмолекулярные взаимодействия. Диполь - диполь, диполь - индуцированный диполь, дисперсионные взаимодействия.

Комплексные соединения. Понятие о комплексных соединениях. Основные положения координационной теории А. Вернера. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона.

Основные классы комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений. Гидратная и координационная изомерия. Цис- и транс- изомерия. Номенклатура комплексных соединений.

Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиций метода валентных связей. Высокоспиновые и низкоспиновые комплексные соединения,

внешнеорбитальные и внутриорбитальные комплексные соединения, парамагнитные и диамагнитные комплексные соединения. Роль координационных соединений в биологии.

Тема 5. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Условия протекания химических реакций. Термодинамические и кинетические характеристики реакций.

Элементы химической термодинамики. Предмет и задачи термодинамики. Основные характеристики термодинамической системы.

Тепловой эффект химической реакции и термохимические расчеты. Теплота образования вещества. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса.

Направленность химических реакций. Энтропия и свободная энергия системы. Изобарно-изотермический потенциал. Химическая термодинамика в приложении к биологическим системам.

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Скорость химической реакции. Ее количественное выражение. Истинная и средняя скорости.

Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде.

Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ, автокатализ; понятие об ингибиторах.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.

Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры. Катализаторы в обратимых процессах.

Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.

Тема 6. ЖИДКОЕ СОСТОЯНИЕ. ВОДА. РАСТВОРЫ

Жидкое состояние. Структура жидкости. Ионизация молекул жидкости. Растворы. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева. Растворимость. Энергетический эффект растворения. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбулиоскопия. Способы выражения состава растворов. Коллоидно-дисперсные системы. Растворы высокомолекулярных соединений. Значение коллоидов в биологии.

Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации и ионизации веществ. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов; константа диссоциации. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах.

Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Диссоциация на ионы внешней и внутренней сферы. Диссоциация комплексного иона в водном растворе как реакция замещения лигандов молекулами воды. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константы нестойкости. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель. Буферные системы в живых организмах.

Обменные реакции между ионами. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Реакции гидролиза. Гидролиз солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Роль гидролиза в биологических и химических процессах.

Химические реакции и их классификация по характеру взаимодействия реагирующих веществ (обменные, окислительно-восстановительные, комплексообразования). Реакции, идущие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Электронная теория окисления.

Окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронно-ионный. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.

Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс.

Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах. Гальванический элемент.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение. Коррозия металлов. Биокоррозия.

Тема 7. ХИМИЯ БИОГЕННЫХ ЭЛЕМЕНТОВ

НЕМЕТАЛЛЫ IV-VII ГРУПП ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП

Распространенность химических элементов в земной коре. Элементарный состав веществ космоса и небесных тел как доказательство единства мира.

Неметаллы в периодической системе элементов. Граница Цинтля. Правило Юм-Розери. Общая характеристика неметаллов. Агрегатное состояние и кристаллические решетки неметаллов.

Водород. Строение атома водорода. Положение водорода в периодической системе химических элементов. Изотопы водорода. Распространение водорода в природе. Строение молекулы водорода. Лабораторные и промышленные способы получения водорода. Физические и химические свойства водорода. Молекулярный и атомарный водород как восстановитель. Соединения водорода с металлами и неметаллами, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Меры предосторожности при работе с водородом. Водород - топливо будущего.

Галогены. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Характеристика соединений галогенов друг с другом. Биологическая роль простых веществ и соединений, образованных галогенами. Меры предосторожности при работе с галогенами.

Фтор. Распространение фтора в природе, способы получения. Физические и химические свойства фтора. Соединения фтора. Фтороводород, получение и свойства. Фтороводородная кислота, фториды. Фторид кислорода. Применение фтора и его соединений.

Хлор. Нахождение в природе, изотопы. Лабораторные и промышленные способы получения хлора, его физические и химические свойства. Применение хлора и его соединений. Охрана окружающей среды от загрязнения хлором.

Механизм взаимодействия хлора с водородом. Хлороводород, соляная кислота: промышленные и лабораторные способы получения. Характер соединения хлора с металлами, физические и химические свойства соединений, применение. Взаимодействие хлора с водой, щелочами и другими сложными веществами.

Кислородные соединения хлора: оксиды, кислоты, соли. Сравнение силы, прочности и окислительных свойств оксокислот хлора, стереохимия их анионов.

Бром. Йод. Распространение в природе, получение в лаборатории и в промышленности. Физические и химические свойства брома и йода. Бромоводород и йодоводород. Бромоводородная и йодоводородная кислоты, их соли. Получение, свойства и применение.

Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот и восстановительных свойств их анионов. Направленность реакций между галогенами и веществами, содержащими галогенид-ионы.

Сравнительная характеристика оксокислот галогенов с одинаковыми степенями окисления кислотообразующих элементов.

Кислород. Изотопы кислорода. Строение молекулы кислорода, его парамагнетизм. Физические и химические свойства кислорода. Роль кислорода в природе. Аллотропия кислорода. Озон. Химические свойства озона, его получение, образование в природе.

Кислород как окислитель. Взаимодействие с кислородом простых и сложных веществ. Лабораторные и промышленные способы получения кислорода, области его применения.

Водородные соединения кислорода. Вода и пероксид водорода, состав и электронное строение их молекул. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Пероксиды металлов, их получение, свойства и применение.

Сера. Сера в природе. Аллотропия серы. Физические и химические свойства серы.

Водородные соединения серы. Сероводород, его строение, физические и химические свойства, физиологическое действие сероводорода. Сероводородная кислота и сульфиды, их восстановительные свойства. Гидролиз сульфидов.

Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV): его строение, физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения. Физиологическое действие. Химические свойства сернистой кислоты и сульфитов. Химические свойства сернистой кислоты и сульфитов.

Оксид серы (VI), его строение, физические и химические свойства.

Серная кислота. Строение. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Взаимодействие с металлами, неметаллами и сложными веществами. Правила обращения с концентрированной серной кислотой. Соли серной кислоты, их нахождением в природе, свойства и применение. Значение серной кислоты и ее солей в народном хозяйстве. Биологическая роль серы, круговорот серы в природе.

Азот. Азот в природе. Строение молекулы азота и причины ее устойчивости. Физические и химические свойства азота. Лабораторные и промышленные способы получения, применение азота.

Аммиак. Электронное строение и геометрия молекулы. Физические и химические свойства аммиака, его получение в лаборатории и в промышленности. Донорные свойства аммиака при взаимодействии с водой, кислотами и в комплексообразовании. Окисление аммиака. Соли аммония, их структура и свойства. Продукты термического разложения солей аммония. Реакции замещения атомов водорода в молекуле аммиака. Амиды, имида и нитриды металлов.

Кислородные соединения азота. Оксиды азота: строение молекул, устойчивость, получение и свойства.

Азотистая кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Химические свойства азотистой кислоты. Нитриты.

Азотная кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Химические свойства азотной кислоты: взаимодействие с металлами и неметаллами концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Нитраты. Термическое разложение нитратов.

Биологическая роль азота. Проблема связанного азота. Азотные удобрения. Круговорот азота в природе.

Фосфор. Важнейшие природные соединения фосфора, получение. Аллотропия фосфора. Токсичность белого фосфора, меры предосторожности при работе с ним.

Фосфи́ды металлов. Соединение фосфора с водородом, фосфины. Сравнение геометрии молекул и свойств фосфина и аммиака.

Кислородные соединения фосфора. Оксиды фосфора. Изменение устойчивости, кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду оксокислот фосфора. Соли ортофосфорной кислоты, их практическое применение. Биологическая роль фосфора, фосфорные удобрения. Использование фосфорных удобрений на почвах с различными значениями pH.

Углерод. Углерод в природе. Аллотропия углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерен. Их структура, физические и химические свойства, практическое значение. Характер гибридизации атомных орбиталей углерода в аллотропных формах. Химические свойства углерода. Практическое использование восстановительных свойств углерода.

Водородные соединения углерода. Углерод в органических соединениях. Карбиды металлов, их общая характеристика.

Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II), строение, физические и химические свойства. Физиологическое действие оксида углерода (II) и меры предосторожности при работе с ним. Первая помощь при отравлении угарным газом. Карбонилы металлов.

Оксид углерода (IV), строение его молекулы, физические и химические свойства. Промышленные и лабораторные способы получения. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты, растворимость, гидролиз, термическая устойчивость. Круговорот углерода в природе.

Кремний. Кремний и его соединения. Кремний в природе. Природные силикаты. Промышленные и лабораторные способы получения кремния. Свойства кремния и его применение. Водородные соединения кремния, их отличие от углеводородов. Силициды металлов. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты. Растворимое стекло. Кварц.

МЕТАЛЛЫ I-III ГРУПП ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП

Щелочные металлы. Распространенность в земной коре, изотопный состав, важнейшие природные соединения щелочных металлов. Способы получения щелочных металлов. Свойства, получение и применение важнейших соединений щелочных металлов: гидридов, оксидов, гидроксидов, пероксидов, солей. Правила хранения и техника безопасности при работе с щелочными металлами и щелочами. Значение соединений натрия и калия для живых организмов.

Магний. Щелочноземельные металлы. Общая характеристика атомов элементов главной подгруппы II группы. Физические и химические свойства простых веществ. Получение в промышленности. Поведение металлов в реальных атмосферных условиях. Правила хранения щелочноземельных металлов, меры предосторожности при работе с ними.

Свойства, получение гидридов, оксидов, гидроксидов, пероксидов и солей магния и щелочноземельных металлов. Свойства, получение и применение. Физиологическое действие соединений главной подгруппы II группы.

Алюминий. Распространение в земной коре, важнейшие природные соединения: физические и химические свойства алюминия. Получение алюминия, применение. Аллюминотермия. Свойства основных соединений алюминия: оксида, гидроксида, гидроксоалюминатов, солей. Их практическое применение.

Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп периодической системы и их соединений.

Закономерности в изменении радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов элементов в периодах и главных подгруппах.

Соединения металлов и неметаллов с водородом. Изменение в периодах и подгруппах полярности и прочности связи в соединениях элементов с водородом. Закономерности изменения их восстановительных свойств.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов главных подгрупп. Оксиды. Строение, тип связи между атомами: изменение величины эффективного заряда атомов кислорода в оксидах на примерах оксидов элементов I и II групп главных подгрупп и 2-3 периодов. Изменение кислотно-основных свойств оксидов в периодах и главных подгруппах. Гидроксиды. Зависимость характера их диссоциации от величин условных радиусов и зарядов ионов. Изменение характера диссоциации гидроксидов на примерах элементов 3-го периода и главных подгрупп I, II, V-VII групп. Изменение устойчивости различных степеней окисления атомов элементов в главных подгруппах. Окислительные свойства соединений, содержащих атомы элементов в высших степенях окисления.

МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП

Особенности электронных структур атомов элементов d- и f- семейств. Их положение в периодической системе. Сравнение свойств атомов, простых веществ, соединений элементов главных и побочных подгрупп. Характер изменения свойств элементов и соединений при возрастании зарядов ядер атомов в главных и побочных подгруппах. Многообразие степеней окисления, проявляемых атомами элементов побочных подгрупп.

Комплексообразующие свойства d- элементов.

Элементы VIB-группы. Хром. Общая характеристика элементов, их распространение и важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства, получение простых веществ, сплавов.

Соединения хрома (II, III, VI): оксиды, гидроксиды, соли. Получение, физические и химические свойства. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома от величины зарядов и радиусов соответствующих ионов. Гидроксо- и оксохроматы (III). Комплексные соединения хрома (III). Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III). Хромовые кислоты, их свойства. Хроматы и дихроматы, условия их существования. Соединения хрома (VI) как окислители.

Сравнительная характеристика свойств элементов главной и побочной подгруппы VI группы.

Элементы VIIB-группы. Марганец. Общая характеристика элементов, их распространение и важнейшие природные соединения. Физические и химические свойства металлов.

Марганец. Соединения марганца. Оксиды и гидроксиды марганца. Зависимость их свойств от степени окисления атомов марганца. Марганцовистая и марганцевая кислоты, манганаты и перманганаты. Окислительные свойства перманганатов и манганатов. Зависимость окислительных свойств перманганатов от pH среды. Марганец - микроэлемент растений.

Сравнительная характеристика свойств элементов и соединений элементов главной и побочной подгруппы VII группы.

Элементы VIIIB-группы. Семейство железа. Распространенность в земной коре, важнейшие природные соединения, история открытия. Физические и химические свойства. Сравнение свойств соединений железа, кобальта и никеля (II) и (III), их получение и применение, ферраты. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля. Биологическая роль элементов семейства железа.

Элементы IВ-группы. Медь, серебро, золото. Нахождение элементов в природе. Получение металлов и сплавов. Важнейшие химические соединения. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди, серебра, золота. Роль ионов меди (II) и серебра (I) в физиологических процессах. Медь как микроэлемент питания растений.

Сравнительная характеристика свойств элементов главной и побочной подгруппы I группы.

Элементы IIВ-группы. Цинк. Кадмий. Ртуть. Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Физические и химические свойства соединений элементов в степени окисления +2. Соединения ртути (+1). Комплексные соединения элементов подгруппы цинка. Физиологическое действие ионов металлов. Техника безопасности при работе с ртутью и ее соединениями. Практическое использование соединений цинка, кадмия, ртути.

Элементы IIIВ-группы. Лантаноиды. Actиноиды. Радиоактивные элементы. Уран. Особенности электронных структур атомов элементов f-семейства. Валентные возможности и проявляемые степени окисления.

Лантаноиды. Их распространение. Физические и химические свойства простых веществ. Оксиды. Гидроксиды. Соли.

Actиноиды. История открытия. Краткая характеристика свойств простых веществ. Работы И.В. Курчатова, Г.Н. Флерова, Г. Сиборга.

Уран. Природные и искусственные изотопы урана. Распространение в природе. Получение, физические и химические свойства урана. Важнейшие свойства соединений урана.

Лантаноидное и actиноидное сжатие. Сходство свойств элементов V и VI периодов. Трансактиниды. Синтез новых химических элементов. Границы периодической системы.

Тема 8. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Разнообразие органических веществ и методы изучения их строения. Теория химического строения органических веществ, понятия об изомерии и гомологии. Классификация органических реагентов и реакций.

Химическая связь, ее образование. Типы химической связи (ионная, ковалентная, водородная). Роль водородной связи в структурировании биополимеров. Атомные орбитали. Понятие о валентности. Понятие об эффективном и формальном зарядах атомов в молекуле. Взаимосвязь между реакционной способностью органических соединений и их строением.

Гибридизация атомных орбиталей. Виды гибридизации. Тетраэдрическая гибридизация (sp^3 -гибридизация). Распределение электронной плотности в гибридной орбитали. Электронное строение и углы между направлением валентностей в молекулах этана, пропана и других углеводородов. Тетраэдрическая гибридизация атомов азота. Электронное строение, схема σ -связей в молекулах этилового спирта, метиламина.

Тригональная гибридизация (sp^2 -гибридизация). Модель соединения с двойной связью, схема σ - и π -связей, углы между направлением валентностей в молекулах этилена, пропилена, бутадиена. Тригональная гибридизация атомов кислорода, азота. Схема σ - и π -связей в молекуле уксусной кислоты.

Диагональная гибридизация (sp -гибридизация). Модель соединений с тройной связью, схема σ - и π -связей в молекулах ацетиленов, оксида углерода (IV).

Энергия, длина и поляризуемость простой, двойной и тройной связи в этане, этилене и ацетилене. Зависимость значений электроотрицательности и длины ковалентного радиуса от валентного состояния атома. Энергия, длина и полярность связей C-H в алканах, алкенах и алкинах.

Теория электронных смещений.

Индуктивный эффект. Зависимость полярности σ -связей от электроотрицательности элементов. Два вида индуктивных эффектов: $-I$, $+I$ - эффекты. Зависимость значения I -эффекта от типа заместителя. Затухание индуктивного эффекта по цепи σ -связей. Влияние индуктивного эффекта на физические и химические свойства.

Мезомерный эффект. Перераспределение электронной плотности в системе π -связей. Стабилизация системы. неполярный (M) и полярные ($+M$, $-M$)- эффекты.

Предельные структуры, мезоформы с изогнутыми стрелками и выровненными связями. Энергия мезомерии.

Изомерия. Структурная изомерия. Примеры (изомерия углеродного скелета, положения функциональной группы и кратной связи, таутомерия). Стереосомерия:

конфигурационная и конформационная. Конфигурационная изомерия: оптическая и геометрическая. Оптическая изомерия. Соединения с одним асимметрическим атомом углерода, энантиомеры (антиподы), рацематы. Проекционные формулы Фишера, знак вращения и конфигурация. Абсолютная конфигурация (R,S-система Кана, Ингольда, Прелога; правила старшинства). Соединения с двумя различными и одинаковыми асимметрическими центрами.

Геометрическая изомерия (*цис*-, *транс*- или *Z*-, *E*-) на примере 2-бутена.

Конформационная изомерия. Причина заторможенного вращения вокруг σ -связи. Конформация, конформационный изомер. Заслоненные и заторможенные конформации этана и 1,2-дихлорэтана.

Строение, номенклатура, свойства, биологическая роль разных органических соединений.

Загрязнение среды и трансформация в природе

АЛКАНЫ (предельные углеводороды).

Гомологический ряд метана. Структурная, оптическая и конформационная изомерия. Вывод структурных формул. Первичные, вторичные и третичные атомы углерода. Историческая, рациональная и систематическая номенклатуры. Углеводородные радикалы.

Методы синтеза. Методы синтеза без изменения углеродного скелета: восстановление алкилгалогенидов, гидролиз металлоорганических соединений. Методы синтеза алканов с увеличением углеводородного скелета: реакция Вюрца и Вюрца-Гриньяра, реакция Кольбе. Синтез с уменьшением углеродного скелета (декарбоксилирование - синтез Дюма). Промышленные способы получения и выделения алканов.

Физические свойства алканов. Агрегатное состояние, закономерности в изменениях температуры кипения и плавления в гомологическом ряду. Переход количественных изменений в качественные.

Химические свойства. Типы превращений, объяснение склонности к радикальным реакциям в условиях фотолиза и термолиза.

Реакции замещения. Механизм реакций S_R . Галогенирование. Сравнение устойчивости первичных, вторичных и третичных радикалов. Скорости реакций фторирования, хлорирования, бромирования алканов. Нитрование алканов. Окисление. Горение. Окисление алканов до спиртов без разрыва C-C связей. Расщепление, крекинг, пиролиз алканов. Цель этих процессов, их значение. Понятие о термическом и каталитическом крекинге. Изомеризация n-алканов в изоалканы.

АЛКЕНЫ (этиленовые углеводороды, олефины).

Гомологический ряд этиленовых углеводородов. Структурная изомерия: углеродного скелета и положения функциональной группы. Пространственная изомерия (*цис*- и *транс*-). Номенклатура: историческая, рациональная и систематическая.

Способы получения алкенов: крекинг нефтепродуктов, газы крекинга. Реакции отщепления: дегидрирование алканов, дегидрирогалогенирование галогеноалканов, дегидратация спиртов. Дегалогенирование вицинальных дигалогеноалканов. Гидрирование ацетиленовых углеводородов.

Электронное строение этилена и пропилена.

Химические свойства алкенов. Присоединение. Гидрирование алкенов (гетерогенный катализ), катализаторы. Электрофильное присоединение к алкенам, двухстадийный механизм реакции $A_E(\pi$ -и σ - комплексы). Гидрогалогенирование, механизм. Правило Марковникова. Гидратация алкенов: сернокислотная (А.М. Бутлеров) и каталитическая. Галогенирование алкенов.

Полимеризация. Ступенчатая полимеризация изобутилена и других алкенов. Понятие о стереоспецифических катализаторах Циглера-Натта. Полипропилен. Примеры полимеров.

Замещение. Хлорирование при высокой температуре (получение винилхлорида и аллилхлорида). Использование аллилхлорида для синтеза аллилового спирта и глицерина. Поливинилхлорид.

Окисление. Окисление без разрыва С-С-связей: получение эпокси соединений, использование их для синтеза гликолей. Реакция Вагнера. Окисление алкенов с разрывом С-С-связей (окислители). Значение реакций окисления для установления строения алкенов. Озонидное расщепление, окисление сильными окислителями.

АЛКИНЫ (ацетиленовые углеводороды).

Гомологический ряд ацетилена, изомерия, номенклатура. *Электронное строение* ацетилена, схемы σ - и π -связей. Электроотрицательность углерода в ацетилене. *Физические свойства* ацетиленовых углеводородов.

Способы получения. Получение ацетилена из карбида кальция, крекингом метана. Получение алкинов дегидрогалогенированием вицинальных дигалогенидов, дегалогенированием тетрагалогенидов.

Химические свойства. Кислотные свойства алкинов: получение ацетиленидов натрия, тяжелых металлов, реактива Иоициха (магнийорганических соединений). Сравнение кислотных свойств ацетилена, этилена, этана. Реакции присоединения к алкинам. Гидрирование алкинов. Реакции АЕ: гидрогалогенирование алкинов, гидратация. Присоединение к алкинам цианистоводородной, уксусной кислот, спиртов. Олигомеризация алкинов: димеризация ацетилена (винилацетилен), циклотримеризация (бензол). Понятие о полимере ацетилена (карбин).

Ацетилен как сырье в промышленности органического синтеза (получение уксусного альдегида, тетрахлорэтана, мономеров для синтеза полимеров и каучуков). Использование ацетилена в автогенной сварке и резке металлов.

АЛКАДИЕНЫ (диеновые углеводороды).

Классификация и номенклатура, изомерия. *Электронное строение* 1,3-бутадиена, схемы σ - и π -связей. неполярный мезомерный эффект (π, π -сопряжение). Энергия мезомерии.

Методы синтеза диенов с сопряженными связями. Получение 1,3-бутадиена из бутан-бутиленовой фракции крекинг-газов и из этилового спирта (С.В. Лебедев).

Химические свойства диенов с сопряженными связями. Гидрирование диенов активными металлами в присутствии спирта, каталитическое гидрирование. Природные полимеры. Натуральный каучук. Строение, пространственное строение натурального каучука. Синтетический каучук.

ГАЛОГЕНОПРОИЗВОДНЫЕ АЛКАНОВ.

Гомологические ряды галогеноалканов (алкилгалогенидов), историческая и систематическая номенклатуры. Изомерия углеродной цепи, положения функциональной группы, оптическая и конформационная. Первичные, вторичные и третичные алкилгалогениды. *Электронное строение* алкилгалогенидов, индукционный эффект, дипольные моменты, энергия, полярность и поляризуемость связей С-Х. Физические свойства.

Способы получения галогеноалканов: из алканов, спиртов, этиленовых и ацетиленовых углеводородов. Получение полигалогенозамещенных и полифторуглеродов.

Химические свойства. Нуклеофильное замещение (S_N). Примеры реакций со щелочами, спиртами, аминами, солями цианистоводородной кислоты. Механизм реакций S_N1 и S_N2 . Стереоспецифичность реакций S_N2 -типа и отсутствие таковой в реакциях S_N1 -типа. Сравнение реакционной способности алкилгалогенидов в реакциях S_N . Взаимодействие галогеноалканов с металлами: натрием, цинком, магнием. Получение реактива Гриньяра, его использование для синтеза. Восстановление галогеноалканов.

Наиболее важные представители. Продукты хлорирования метана, 1,2-дихлорэтан, тетрахлор- и гексахлорэтаны. Фторпроизводные, особые методы получения и свойства. Перфторуглероды, их значение. Дифтордихлорметан (фреон-12).

АЛКАНОЛЫ.

Гомологические ряды спиртов. Изомерия углеродной цепи, положения функциональной группы, оптическая и конформационная. Номенклатура: историческая, карбинольная, систематическая. Первичные, вторичные и третичные спирты. *Электронное строение* этилового спирта. Схема σ -связей, их полярность.

Физические свойства спиртов. Причина повышения температуры кипения спиртов в сравнении с галогеноалканами. Растворимость в воде. Межмолекулярная водородная связь в спиртах.

Способы получения спиртов. Окисление алканов. Гидролиз галогеноалканов. Гидратация алкенов. Восстановление карбонильных соединений. Синтез спиртов с помощью реактива Гриньяра. Получение спиртов гидролизом сложных эфиров и из аминов.

Химические свойства спиртов.

Кислотно-основные свойства спиртов. Сравнение кислотных и основных свойств воды, первичных, вторичных и третичных спиртов. Замещение атома водорода гидроксильной группы на металл, взаимодействие с магниорганическими соединениями.

Нуклеофильное замещение группы OH. Взаимодействие спиртов с галогеноводородными кислотами (S_N2 - для первичных и S_N1 - для третичных спиртов). Сравнение реакционной способности первичных, вторичных и третичных спиртов; сравнение реакционной способности галогеноводородных кислот. Замена гидроксила на галоген действием галогенопроизводных фосфора. Сложные эфиры минеральных кислот. Взаимодействие спиртов с серной кислотой, условия, необходимые для получения сложных эфиров, простых эфиров и этиленовых углеводов.

Алкилирование спиртов. Получение простых эфиров. Алкилирующие средства: спирт в кислой среде, галогеноалканы и диалкилсульфаты в щелочной среде.

Окисление спиртов. Окислительно-восстановительные реакции органических соединений. Химическое и каталитическое окисление спиртов. Действие окислителей на первичные, вторичные и третичные спирты.

Двух- и трехатомные спирты.

Гликоли, изомерия и номенклатура. Получение гликолей из этиленовых углеводов: реакцией Вагнера (окислением перманганата калия в воде), гидролизом дигалогенозамещенных. Глицерин, получение омылением жиров. Химические свойства диолов и триолов: простые и сложные эфиры. Кислотно-основные свойства. Тринитрат глицерина. Глицерат меди.

Роль спиртов в обмене веществ.

ПРОСТЫЕ ЭФИРЫ.

Номенклатура, изомерия. Способы получения простых эфиров. Основные свойства, взаимодействие с галогеноводородными кислотами, серной кислотой. Абсолютный эфир. Циклические эфиры (диоксан).

Тиоспирты (меркаптаны). Получение из галоидалканов. Сравнение кислотных и основных свойств спиртов и тиоспиртов.

НИТРОСОЕДИНЕНИЯ АЛИФАТИЧЕСКОГО РЯДА.

Электронное строение нитрогруппы, предельные структуры, мезоформулы, распределение зарядов, длина связи N-O, порядок связи. Получение: нитрованием алканов, нуклеофильным замещением галогена в галогеноалканах. Таутомерия нитросоединений. Восстановление нитросоединений.

АМИНЫ АЛИФАТИЧЕСКОГО РЯДА.

Изомерия, номенклатура. Первичные, вторичные и третичные амины, их электронное строение. Четвертичные соли аммония. Стереохимия азота, оптическая изомерия четвертичных солей.

Получение аминов: из галогеноалканов (реакция Гофмана), восстановлением нитросоединений и нитрилов. Химические свойства аминов. Кислотно-основные свойства, сопо-

ставление со свойствами спиртов. Сравнение основных свойств аммиака, первичных, вторичных и третичных аминов. Реакции алкилирования и ацилирования аминов, алкилирующие и ацилирующие средства. Действие азотистой кислоты на первичные, вторичные и третичные амины.

Диамины: тетра-, пента-, гексаметилендиамины. Распространение в природе, практическое значение. Аминоспирты. Этаноламин. Холин (гидроксид триметил(оксиэтил)аммония), синтез этаноламина и холина из оксида этилена. Биологическое значение. Ацетилхолин.

АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ.

Функциональная группа карбонил. Гомологические ряды альдегидов и кетонов. Изомерия, номенклатура. *Физические свойства. Электронное строение* карбонильной группы (-I-, -M-эффекты), ее влияние на углеводородный радикал. Полярность и поляризуемость карбонильной группы.

Способы получения. Окисление и дегидрирование спиртов. Пиролиз кальциевых солей карбоновых кислот. Гидратация ацетиленовых углеводородов (М.Г. Кучеров).

Химические свойства альдегидов и кетонов. Реакции присоединения. Нуклеофильное присоединение к карбонильной группе. Механизм A_N . Примеры реакций: присоединение цианистоводородной кислоты, гидросульфита натрия, органических соединений. Гидратация. Присоединение спиртов (полуацетали, ацетали, кетали). Присоединение аммиака и его производных. Альдольная конденсация.

Окислительно-восстановительные реакции. Восстановление альдегидов и кетонов в спирты (каталитическое и химическое восстановление). Окисление альдегидов и кетонов. Качественные реакции альдегидов: реакция серебряного зеркала, взаимодействие с гидроксидом меди(II). Замещение α -водородных атомов на галоген.

Полимеризация альдегидов. Циклические полимеры (триоксан), линейные полимеры (параформ, полиформальдегид).

Важнейшие представители. Технические способы получения формальдегида, уксусного альдегида, ацетона. Применение муравьиного, уксусного альдегидов, ацетона.

МОНОКАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ.

Гомологический ряд, изомерия, номенклатура (историческая, рациональная, систематическая). Методы синтеза. Окисление спиртов и альдегидов. Получение жирных кислот окислением алканов. Синтезы кислот из алкилгалогенидов с увеличением углеродного скелета: карбоксилирование реактива Гриньяра, гидролиз нитрилов. Физические свойства карбоновых кислот. Структура и температура кипения, межмолекулярные водородные связи (димеры). Электронное строение карбоксильной группы: -I-эффект, +M-эффект (ρ, π -сопряжение), предельные структуры и мезоформула. Электронное строение карбоксилат-аниона, предельные структуры, мезоформула. Взаимное влияние гидроксильной и карбоксильной групп. Химические свойства. Кислотные свойства. Сравнение кислотных свойств минеральных кислот, органических кислот, воды, спиртов, аминов. Влияние строения радикала и заместителей в цепи на кислотные свойства карбоновых кислот. Соли. Использование солей карбоновых кислот для получения алканов и кетонов.

Влияние карбоксильной группы на подвижность α -водородного атома. Галогенирование кислот. Нуклеофильное замещение гидроксильной группы (получение хлорангидридов). Сравнение свойств карбонильной группы у альдегидов, кетонов и карбоновых кислот; сопоставление кислотных свойств гидроксильной группы спиртов и карбоновых кислот. Отдельные представители. Муравьиная кислота, получение, особые свойства, использование. Уксусная кислота, получение, свойства. Пальмитиновая и стеариновая кислоты.

ПРОИЗВОДНЫЕ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ. *Функциональные производные карбоновых кислот. Хлорангидриды.* Получение взаимодействием кислот с хлоридом фосфора(V). Влияние галогена на подвижность α -водородного атома и реакционную способность карбонильной группы. Хлорангидриды как ацилирующие средства (гидролиз, алкоголиз, ацидолиз, аммонолиз).

Ангидриды кислот. Получение уксусного ангидрида из ацетата натрия и ацетилхлорида, уксусной кислоты, ацидолизом хлорангидридов. Использование ангидридов в качестве ацилирующих средств.

Сложные эфиры карбоновых кислот. Получение их реакцией этерификации. Гидролиз сложных эфиров (кислотный и щелочной катализ). Реакции переэтерификации и аммонолиза. Амиды карбоновых кислот. Сравнение основных и кислотных свойств аминов и амидов. Способы получения: ацилирование аминов, неполный гидролиз нитрилов. Химические свойства. Гидролиз амидов. Сравнение реакционной способности в реакциях замещения производных карбоновых кислот с учетом индуктивного и мезомерного эффектов в функциональных группах: -I, +M (p,π-сопряжение).

Отдельные представители. Щавелевая кислота. Соли (оксалаты). Разложение при нагревании с серной кислотой. Отношение к окислителям. Малоновая кислота, малоновый эфир. Подвижность α-водородного атома (σ,π-сопряжение и I-эффект карбэтоксигрупп). Янтарная, адипиновая кислоты, их практическое значение. Непредельные дикарбоновые кислоты. Малеиновая и фумаровая (этилендикарбоновые) кислоты. Отношение к нагреванию.

Оксикарбоновые кислоты. Изомерия и номенклатура оксикарбоновых кислот. Гликолевая, молочная (α-оксипропионовая) кислоты. Способы получения: гидролизом галогенозамещенных кислот, гидратацией непредельных кислот.

СОЕДИНЕНИЯ С ДВУМЯ ИЛИ НЕСКОЛЬКИМИ ФУНКЦИЯМИ. Непредельные кислоты жирного ряда. Номенклатура, изомерия. Акриловая, метакриловая кислоты. Геометрическая (цис- и транс-) изомерия непредельных кислот. Полимеризация эфиров акриловой и метакриловой кислот (органическое стекло). Непредельные высшие карбоновые кислоты (олеиновая, линолевая и линоленовая).

Простейшие альдегидо- и кетокислоты (глиоксиловая и пировиноградная). Ацетоуксусная кислота. Влияние карбонильной группы на кислотные свойства. Особые свойства ацетоуксусной кислоты: декарбоксилирование при нагревании и подвижность α-водородного атома.

Получение ацетоуксусного эфира сложноэфирной конденсацией (реакция Кляйзена). Таутомерия - особый вид структурной изомерии. Ацетоуксусный эфир - смесь таутомеров. Выделение енольной и кетонной форм. Отличие таутомерии от мезомерии. Реакции кетонной и енольной форм.

АМИНОКИСЛОТЫ.

Изомерия, номенклатура. Оптическая изомерия α-аминокислот. Синтез аминокислот. Амнирование α-галогенокислот. Схема получения аминокислот гидролизом белка. Биологическое значение α-аминокислот.

Химические свойства аминокислот. Амфотерность и образование биполярных ионов. Соли аминокислот. Комплексные соли с ионами меди (II). Реакции по карбоксильной группе: образование сложных эфиров, галогеноангидридов. Декарбоксилирование α-аминокислот.

Реакции по аминогруппе: ацилирование, алкилирование, взаимодействие с азотистой кислотой. Понятие о полипептидах. Полиамидные полимеры.

УГЛЕВОДЫ.

Определение, общая формула состава. Классификация. Оксигидриды, оксикетоны, альдозы, кетозы, тетозы, пентозы, гексозы. Номенклатура.

Изомерия моносахаридов. Изомерия, обусловленная наличием альдегидной или кетонной группы. Изомерия, связанная с наличием асимметрических атомов углерода (оптическая изомерия). Число изомеров для оксоформ. Структурные и проекционные формулы, антиподы, диастереоизомеры. D- и L-ряды, связь с конфигурацией глицеринового альдегида. Проекционные формулы рибозы, 2-дезоксирибозы, арабинозы, ксилозы, глюкозы, маннозы, галактозы, фруктозы. Кольчато-цепная таутомерия (цикло-оксоттаутомерия). Му-

таротация, α - и β -формы (аномеры). Число оптических изомеров циклических форм. Изомерия, связанная с наличием пиранозного и фуранозного циклов. Полуацетальный (гликозидный гидроксил). Гликозиды. Перспективные формулы Хеуордса. β -D-глюкопираноза и α -D-глюкопираноза.

Конформационные изомеры. Понятие о конформациях пиранозного цикла: “кресло” и “ванна”.

Методы получения моносахаридов. Гидролиз дисахаридов и высших полисахаридов. Получение сахаристого вещества Бутлеровым. Циангидриновый синтез.

Химические свойства. Реакции карбонильных цепных форм. Присоединение цианистоводородной кислоты. Окисление: в кислой среде - получение одноосновных (альдоновых) и двухосновных (сахарных) кислот; в щелочной среде - реакция серебряного зеркала. Избирательное окисление пероксидом водорода (укорочение цепи моноз). Восстановление альдоз и кетоз в многоатомные спирты. Практическое значение сорбита и ксилита. Взаимодействие с фенилгидразином (получение озазонов). Действие щелочей: разбавленных (эпимеризация), концентрированных (деструкция).

Реакции циклических форм (реакции по гидроксильным группам). Свойства полуацетального гидроксила, отличие его от других гидроксильных групп (алкилирование метиловым спиртом в присутствии хлористого водорода). Получение и гидролиз гликозидов. Исчерпывающее алкилирование (диметилсульфатом, алкилгалогенидами) и ацилирование моносахаридов. Сложные эфиры азотной и фосфорной кислот. Действие кислот на пентозы (образование фурфурола). Понятие о спиртовом брожении гексоз.

ДИСАХАРИДЫ.

Общая формула. Два типа дисахаридов. Гликозидогликозиды: трегалоза (гликозидогликозид), сахароза (гликозидофруктозид). Восстанавливающие и невосстанавливающие дисахариды. Проекционные и перспективные формулы. Гликозидогликозы: мальтоза, целлобиоза, лактоза. *Отличие химических свойств* восстанавливающих и невосстанавливающих дисахаридов. Мутаротация восстанавливающих дисахаридов.

ВЫСШИЕ ПОЛИСАХАРИДЫ.

Природные биополимеры. Крахмал, образование в растениях, строение. Амилоза и амилопектин, строение цепей. Гидролиз крахмала. Гликоген. Целлюлоза. Природные источники целлюлозы. Отличия от строения крахмала. Гидролиз целлюлозы. Гидролизный спирт. Применение целлюлозы и ее производных (нитратов, ацетатов). Искусственные волокна (вискозное, ацетатное).

АЛИЦИКЛИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ.

Циклоалканы. Состав нефти, работы русских и советских исследователей по химии нефти. Общая формула циклоалканов. Виды изомерии, связанные с числом атомов углерода в цикле, со строением боковых цепей, с положением заместителей в цикле. Виды стереоизомерии: оптическая и конформационная. Понятие о напряжении Байера. Электронное строение циклопропана, особый вид σ -связи (“банановая связь”). Конформационная изомерия циклогексана, конформации “кресло”, “ванна”, “твист”.

Способ получения малых циклов: циклизация α,ω -дигалогеноалканов (внутримолекулярный вариант реакции Вюрца). Синтез пяти- и шестичленных циклов: пиролиз кальцевых солей дикарбоновых кислот с последующим восстановлением циклических кетонов, гидрирование ароматических углеводородов. Реакции циклоприсоединения. Реакция Дильса - Альдера.

Понятие о химических свойствах циклоалканов. Сравнение свойств циклобутана, циклопентана и циклогексана со свойствами алкенов и алканов: отношение к действию водорода, галогенов, галогеноводородов, окислителей (в мягких и жестких условиях). Понятие о стероидах.

Соединения ароматического ряда.

УГЛЕВОДОРОДЫ РЯДА БЕНЗОЛА, ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ.

Бензол, ароматичность. Молекулярная формула бензола, структурная формула Кекуле, ее недостатки. Понятие об ароматических свойствах бензола. Электронное строение бензола, схемы σ - и π - связей. Данные рентгеноструктурного анализа. Ароматическое сопряжение в бензоле, вид единой π -молекулярной орбитали, энергия мезомерии (резонанса). Правило ароматичности Хюккеля.

Методы создания бензольного кольца. Дегидрирование циклоалканов и циклоалкенов, дегидроциклизация алканов, циклотримеризация ацетилена.

Пути химических превращений бензольного ядра. Присоединительные процессы: гидрирование, хлорирование. Деструктивные процессы: горение, контактно-каталитическое окисление в малеиновый ангидрид.

Электрофильное замещение в молекуле бензола в общем виде (S_E2). Присоединение электрофильного реагента, образование π -комплекса, σ -комплекса, отщепление протона и восстановление ароматичности системы.

Бензол и его алкилзамещенные. Общая формула. Представители. Номенклатура. Изомерия дизамещенных бензола. Изомерия тризамещенных с одинаковыми радикалами. Источники получения ароматических углеводородов в промышленности: уголь и нефть. Ароматизация нефти. Получение гомологов бензола: реакция Вюрца - Фиттига, побочные продукты реакции. Алкилирование бензола по Фриделю - Крафтсу, алкилирующие реагенты (алкилгалогениды и алкены). Получение этилбензола и изопропилбензола. Свойства и реакции алкилбензолов. Электрофильное замещение. Влияние первичного, вторичного и третичного алкильного радикалов на скорость процесса. Влияние метильной группы на реакционную способность кольца и влияние кольца на реакционную способность метильной группы. Окисление боковых цепей, получение бензойной и терефталевой кислот. Дегидрирование этилбензола (стирол); получение и использование полистирола.

Правила ориентации для реакций электрофильного замещения в бензольном кольце. Нарушение симметрии электронного облака при введении заместителя в бензольное кольцо. Заместители первого рода, их классификация. Сопоставление силы $-I$ - и $+M$ -эффектов заместителей первого рода. Статический подход: электронодефицитный электрофильный реагент атакует места с повышенной электронной плотностью. Электронное строение монозамещенных бензола с заместителями, несущими неподеленную пару электронов (орто-, пара-ориентанты): предельные структуры, мезоформула, вид единой π -молекулярной орбитали. Особенности атомов галогена. Электронное строение монозамещенных бензола с заместителями второго рода (мета-ориентанты): предельные структуры, мезоформула, вид единой π -молекулярной орбитали. Сопоставление реакционной способности монозамещенных с заместителями первого и второго родов. Ориентация в дизамещенных бензола, определение места преимущественного вступления электрофильного реагента (орто-, мета-, пара-дизамещенные с заместителями одного и разного родов). Согласованная и несогласованная ориентация.

Галогено-, сульфо- и нитропроизводные бензольного ряда.

Арилгалогениды. Синтез. Галогенирование в ядро. Механизм $SE2$. Условия хлорирования толуола в ядро ($SE2$) и боковую цепь (SR). Физические свойства моно- и дигалогенозамещенных в ядре. Строение арилгалогенидов: длины связей $C-Hal$ в галогеноалканах и хлорбензоле. Электронное строение хлорбензола, ориентирующее действие галогена. Химические свойства. Реакция Вюрца - Фиттига. Нуклеофильное замещение атома галогена. Механизм отщепления - присоединения для неактивированного атома галогена (получение фенола и анилина). Реакции $SE2$ в ядро хлорбензола (хлорирование, нитрование). Получение магнийорганических соединений и их использование для синтеза.

Свойства атома галогена в боковой цепи: образование бензилового спирта ($SN1$). Сравнение реакционной способности в реакциях нуклеофильного замещения алкилхлоридов, хлорбензола, бензилхлорида.

Ароматические сульфокислоты. Сульфирование бензола и его производных. Электрофильные реагенты сульфирования (электронное строение оксида серы (VI)). Ориентирующее влияние сульфогруппы. Химические свойства сульфокислот. Реакции сульфогруппы: кислотные свойства, получение сульфохлоридов и сульфамидов; лекарственные препараты. Электрофильное замещение сульфогруппы (десульфирование), примеры временного введения сульфогруппы. Нуклеофильное замещение сульфогруппы (щелочное плавление). Реакции электрофильного замещения в кольце (нитрование, сульфирование). Применение сульфокислот и их производных.

Нитросоединения ароматического ряда. Нитрование (SE₂). Нитрующие реагенты, электронное строение нитроний - катиона. Нитроний - катион в стадии образования σ- и π-комплексов. Условия нитрования толуола в ядро и в боковую цепь. Условия нитрования фенола, хлорбензола, нитробензола. Ориентация нитрогруппы и строение нитробензола.

Фенолы. Определение, номенклатура. Получение фенола из изопропилбензола. Получение фенолов щелочным плавлением сульфокислот и гидролизом арилгалогенидов. Выделение фенолов и крезолов из каменноугольной смолы. Получение фенолов гидролизом солей диазония. Электронное строение фенола с учетом -I- и +M-эффектов. Предельные структуры, мезоформула, дипольные моменты и длины связей С-ОН в молекулах этилового спирта и фенола. Влияние заместителей первого и второго рода в орто-, мета- и пара-положениях бензольного кольца на кислотные свойства фенола. Электронное строение паранитрофенола, пикриновой кислоты. Их кислотные свойства. Внутри- и межмолекулярные водородные связи 2- и 4-нитрофенолов. Реакции электрофильного замещения в ядре фенола: нитрование, галогенирование, С-алкилирование. Азосочетание. Реакции гидроксильной группы: кислотные свойства, алкилирование, ацилирование. Использование фенола и крезолов в промышленности. Понятие о фенолформальдегидных смолах.

Двухатомные и трехатомные фенолы. Пирокатехин, резорцин, гидрохинон. Таутомерия резорцина. Получение пара-бензохинона. Пирогаллол.

Альдегиды, кетоны и карбоновые кислоты ряда бензола.

Альдегиды и кетоны. Технические способы получения бензальдегида (из толуола и бензальхлорида). Реакции, общие с алифатическими альдегидами. Бензоиновая конденсация (Н.Н. Зинин). Окисление. Реакции Канницаро и Тищенко. Ацетофенон и бензофенон, получение их реакцией Фриделя - Крафтса.

Карбоновые кислоты ароматического ряда. Получение бензойной кислоты окислением толуола, из арилхлорида. Кислотные свойства, соли. Влияние заместителей в кольце на кислотные свойства бензойной кислоты. Сложные эфиры карбоновых кислот. Реакции по ядру (нитрование). Салициловая кислота, получение (синтез Кольбе). Ацетилсалициловая кислота (аспирин).

Дикарбоновые кислоты. Фталевая кислота, получение из орто-ксилола и нафталина. Фталевый ангидрид. Использование диалкилфталатов в качестве репеллентов и пластификаторов.

Ароматические амины. Классификация, изомерия, номенклатура. Получение анилина из нитробензола: каталитическим восстановлением нитрогруппы, восстановлением сульфидов (Н.Н. Зинин) и активными металлами в кислой среде. Условия получения анилина из хлорбензола (А.Н. Энгельгардт, П.А. Лачинов). Получение вторичных и третичных аминов. Физические свойства и электронное строение анилина. Сопоставление -I и +M(ρ, π-сопряжение) эффектов аминогруппы.

Химические свойства ароматических аминов. Реакции аминогруппы. Кислотно-основные свойства, сопоставление со свойствами алифатических аминов и аммиака. Влияние заместителей в кольце на основные свойства анилина. Нуклеофильные свойства ароматических аминов: алкилирование и ацилирование, образование соединений Шиффа. Реакции с азотистой кислотой первичных, вторичных и третичных ароматических аминов. Реакции в ядре: галогенирование анилина (триброманилин), нитрование в концентрированной серной

кислоте (мета-нитроанилин). Технический способ получения мета-нитроанилина. Два способа получения орто- и пара-нитроанилина (из анилина с ацильной защитой и хлорбензола). Получение и строение сульфаниловой кислоты. Понятие о сульфамидных препаратах.

Ароматические диазо- и азосоединения. Соли диазония. Получение солей диазония: диазотирование, условия. Электронное строение катиона арилдиазония, предельные структуры, мезоформула. Формы азосоединений в зависимости от pH среды: соль диазония, гидроксид арилдиазония, диазогидрат, диазотат-ион.

Химические свойства. Реакции солей диазония с выделением азота. Термическое разложение солей диазония (SN1): гидролиз (получение фенолов), алкоголиз, получение арилфторидов. Замещение диазогруппы на водород (окислительно-восстановительный процесс). Получение иодбензола. Реакции Зандмейера (SR), роль катализатора. Замена диазогруппы на хлор, бром, нитрильную группу. Реакции солей диазония без выделения азота. Восстановление в арилгидразины. Реакция азосочетания с фенолами и третичными ароматическими аминами, условия. Механизм азосочетания (SE2).

Азосоединения. Азокрасители, электронное строение азогруппы. Примеры азокрасителей. Объяснение окраски красителей. Причины изменения окраски в кислой среде метилового оранжевого.

Многоядерные ароматические соединения с неконденсированными бензольными кольцами. Дифенил, его получение. Оптическая активность динитродифеновой кислоты. Фенилметаны. Синтез трифенилметана (реакция Фриделя-Крафтса), трифенилхлорметана и трифенилкарбинола. Устойчивые трифенилметильные радикалы. Свойства трифенилкарбинола. Электронное строение и окраска трифенилметильного радикала, катиона и аниона. Сопоставление устойчивости алкильных, аллильных, бензильных и трифенилметильных радикалов.

Ароматические углеводороды с конденсированными бензольными ядрами. Нафталин. Изомерия. Источники получения нафталина. Доказательство строения нафталина, электронное строение. Энергия мезомерии. Реакции замещения, присоединения, окисления.

Антрацен. Ароматический и ненасыщенный характер, энергия мезомерии. Причины активности положений 9,10. Реакции присоединения, окисления, замещения. Сопоставление ароматических свойств бензола, нафталина и антрацена.

Гетероциклические соединения. Пятичленные гетероциклы. Пиррол, фуран, тиофен. Определение, классификация гетероциклов. Электронное строение, валентное состояние гетероатомов (гибридизация), предельные структуры, мезоформулы. Схемы σ - и π -связей. Энергия мезомерии пятичленных гетероциклов. Взаимопревращения гетероциклов (цикл Юрьева). Квазиароматические свойства гетероциклов. Реакции присоединения: гидрирование, диеновый синтез.

Реакции электрофильного замещения. Сравнение реакционной способности в реакциях электрофильного замещения пиррола, фурана, тиофена, бензола и нафталина. Кислотные и основные свойства пиррола. Тетрапирролы. Порфин. Красящие вещества крови и зеленых листьев. Индол, индоксил, таутомерия, превращение в синее индиго. Биологическое значение производных индола. Триптофан.

Шестичленные гетероциклы. Пиридин, нумерация атомов в ядре пиридина. Предельные структуры, мезоформулы, распределение электронной плотности в кольце. Дипольный момент, энергия мезомерии. Сравнение реакционной способности в реакциях электрофильного замещения пиридина, бензола, пятичленных гетероциклов. Место атаки электрофильного реагента. Реакции нуклеофильного замещения в ядре пиридина, получение 2-аминопиридина. Основные свойства пиридина, сопоставление с основными свойствами пиперидина, пиррола и анилина. Реакции гидрирования пиридина. Биологически активные соединения, содержащие кольца пиридина. Понятие об алкалоидах.

Гетероциклы с несколькими гетероатомами. Пятичленные гетероциклы с двумя гетероатомами. Оксазол, тиазол, пиазол и имидазол. Биологическое и медицинское значение

производных тиазола (витамины В1, пенициллин). Биологическое значение производных имидазола (гистидин, гистамин, нуклеиновые кислоты).

Шестичленные гетероциклы с несколькими гетероатомами. Диазины. Пиримидин. Пиримидиновые основания: урацил, тимин, цитозин. Таутомерные формы пиримидиновых оснований (лактим-лактамина таутомерия).

Пурин. Ароматическая система пурина. Пуриновые основания. Пуриновые алкалоиды. Нуклеозиды и нуклеотиды. Полинуклеотиды.

4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Учебно-методические материалы призваны помочь студентам направления подготовки «Педагогическое образование» профиль «Биология» в организации самостоятельной работы по освоению курса «Химия».

Учебно-методические материалы представлены по каждому разделу программы дисциплины и последовательностью изучения курса: «Введение», «Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия и законы стехиометрии», «Электронное строение атома. Периодический закон и система Д.И. Менделеева», «Химическая связь. Комплексные соединения. Формы организации вещества», «Закономерности химических процессов», «Жидкое состояние. Вода. Растворы», «Химия биогенных элементов», «Органическая химия».

Учебно-методические материалы включают:

1) план самостоятельной работы студентов, содержащий тему изучаемого материала, задания для самостоятельной работы, список основной литературы с указанием конкретных страниц.

3) учебно-методические материалы по подготовке к лабораторным занятиям, содержащие контрольные вопросы и упражнения для самопроверки.

4) тестовые задания.

Специфика изучения раздела VII. «Химия биогенных элементов» настоящего комплекса заключается в необходимости установления причинно-следственных связей между электронным строением атома и кристаллохимическим строением вещества; между типом химического взаимодействия, наблюдаемым в веществе, и его кислотно-основными и окислительно-восстановительными свойствами.

Специфика изучения темы «Металлы главных подгрупп» и темы «Металлы побочных подгрупп» проявляется в возможности прогнозирования свойств элементов, а также их соединений, на основе учения о химической связи и современной трактовки Периодического закона.

Рабочей учебной программой дисциплины «Химия» предусмотрена самостоятельная работа студентов в объеме 247 ч. при заочной форме обучения. Самостоятельная работа проводится с целью углубления знаний по дисциплине и предусматривает:

- чтение студентами рекомендованной литературы и усвоение теоретического материала дисциплины;
- работу с Интернет-источниками;
- подготовку к лабораторным занятиям;
- выполнение тестовых заданий и сдача экзамена.

Планирование времени на самостоятельную работу, необходимого на изучение настоящей дисциплины, студентам лучше всего осуществлять на весь семестр, предусматривая при этом регулярное повторение пройденного материала. Материал, законспектированный на лекциях, необходимо регулярно дополнять сведениями из литературных источников, представленных в рабочей программе дисциплины «Химия». По каждой из тем для самостоятельного изучения, приведенных в рабочей программе дисциплины, следует сначала прочитать рекомендованную литературу и при необходимости составить краткий конспект основных положений, терминов, сведений, требующих запоминания и являющихся основополагающими для данной темы и для освоения последующих разделов курса. Для расширения знаний по дисциплине рекомендуется использовать Интернет-ресурсы: проводить

поиск в различных системах, таких как общие поисковые системы: www.rambler.ru, www.yandex.ru, www.google.ru, www.yahoo.ru; специальные поисковые системы: <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>, <http://www.chemnavigator.hotbox.ru/>, <http://www.lti-gti.ru/orgchem/>, и использовать материалы кафедры, сайтов и обучающих программ, рекомендованных преподавателем на лекционных занятиях.

Рекомендуемый план изучения тем по общей и неорганической химии:

1 Характеристика электронного строения атомов и кристаллохимического строения простых веществ неметаллов.

- 1.1 Особенности электронного строения атомов. Изотопы.
- 1.3 Кристаллохимического строения простых веществ. Аллотропия.
- 1.4 Физические свойства.
- 1.5 Химические свойства.

2 Характеристические соединения неметаллов. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

- 2.1 Водородные соединения.
- 2.2 Оксиды.
- 2.3 Гидроксиды.
- 2.4 Соли.

3 Применение.

4 Нахождение в природе, биологическая роль и общие принципы получения.

При изучении материала раздела 7.1 «Неметаллы» для элементов одной подгруппы необходимо выявить следующие закономерности в характере изменения:

- радиусов, энергий ионизации атомов элементов в подгруппе;
- устойчивых степеней окисления и координационных чисел элементов;
- связи, кристаллохимического строения, температур плавления и кипения простых веществ;
- химической активности;
- устойчивости, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений.

Особое внимание уделите вопросам нахождения в природе, получения простых веществ, применения в промышленности соединений элементов рассматриваемой группы.

При изучении темы 7.1.1 «Водород» особое внимание следует обратить на двойственное положение водорода в Периодической системе, сходство с щелочными металлами и галогенами; аллотропию водорода, изотопный состав; восстановительную активность гидридов.

При изучении темы 7.1.2 «Галогены» особое внимание следует обратить на характер изменения окислительной активности галогенов и восстановительной активности галогенид-ионов; кислородные соединения галогенов, их устойчивость, стереохимию анионов, окислительную активность.

При изучении темы 7.1.3 «Кислород» и темы 7.1.4 «Сера, селен, теллур, полоний» особое внимание следует обратить на многообразие аллотропных модификаций, окислительно-восстановительную двойственность простых и сложных веществ; степени окисления и валентные возможности элементов в соединениях.

При изучении темы 7.1.5 «Азот» и темы 7.1.6 «Фосфор» особое внимание следует обратить на строение молекулы азота и фосфора, их оксидов, кислородсодержащих кислот и водородных соединений; окислительно-восстановительную двойственность нитритов и окислительную активность оксидов азота; зависимость характера продуктов восстановления азотной кислоты от ее концентрации и активности металла; биогенное значение азота и фосфора их круговорот в природе.

При изучении темы 7.1.7 «Углерод» особое внимание следует обратить на аллотропные модификации; причины изменения устойчивости, физических свойств, химической активности водородных соединений элементов; получение и свойства оксидов и гидроксидов элементов.

При изучении темы 7.2.1 «Металлы главных подгрупп» особое внимание следует обратить на особенности электронного строения атома элемента, определяющие способность образовывать донорно-акцепторные связи, а также соединений – галогенидов, гидридов. Необходимо уметь интерпретировать немонотонный характер изменения радиусов атомов, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений подгруппы алюминия.

При изучении темы 7.2.2 «Металлы побочных подгрупп» особое внимание следует обратить на многообразие и устойчивость степеней окисления металлов, полиморфизм металлов, характер изменения химической активности металлов в группе, а также кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений с увеличением степени окисления элемента и кислотности среды. Сравните закономерности изменения основных характеристик атомов элементов (радиусов, энергий ионизации, устойчивых степеней окисления, координационных чисел) и образуемых ими соединений (химической активности, устойчивости, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств) в главной и побочной подгруппе.

При изучении темы 8.1.1 «Введение. Классификация органических соединений и реакций» необходимо обратить внимание на предмет органической химии, важнейшие этапы развития органической химии и промышленности органического синтеза, перспективы развития промышленности органического синтеза, основные сырьевые источники получения органических соединений. Важно, чтобы были рассмотрены вопросы о методах выделения, очистки, идентификации и установления строения органических соединений, принципах качественного и количественного анализа, физических методах идентификации и исследования строения органических веществ, ИК-, УФ-, ЯМР-спектроскопии и масс-спектрометрии, дипольном моменте, хроматографии. Краткие сведения о развитии теоретических представлений в органической химии.

Необходимо рассмотреть и обосновать Теорию А. М. Бутлерова о строении органических соединений, изомерии и стереохимических представлениях в органической химии, природе связей. Ковалентные связи. Октетные формулы. Современные представления о природе химической связи, концепции молекулярных орбиталей и локализованных электронных пар. sp^3 - и sp^2 -, sp -гибридные состояния углерода. Типы деформации электронной плотности в молекулах органических веществ. Индукционный эффект, эффекты π , ρ - и π, σ -сопряжения и сверхсопряжения.

Важно рассмотреть классификацию реакций по результатам и типам разрыва химических связей. Реакции присоединения и замещения. Радикальный, ионный и молекулярный механизмы реакций органических соединений. Катализ органических реакций.

При изучении темы 8.1.2 «Основные методы получения органических соединений» важно обратить внимание на принципы органического синтеза. Поиск химической информации в области органического синтеза. Основные методы органического синтеза. Индивидуальность и идентификацию органических соединений.

При изучении темы 8.2.1 «Предельные углеводороды и структурная изомерия (алканы)» необходимо рассмотреть гомологический ряд предельных углеводородов, общую формулу, вопросы, посвященные структурной изомерии. Уметь различать первичный, вторичный и третичный атомы углерода. Связать гомологический ряд алканов с образованием и названием алкилов. Рассмотреть принципы и виды номенклатуры предельных углеводородов. С-Н-связи в предельных углеводородах (длина, валентные углы, энергия, полярность). Необходимо познакомиться со свободным и заторможенным вращением, конформацией, уметь определять асимметрический атом углерода. Рассмотреть понятие об оптической изомерии, методы получения предельных углеводородов. Получение парафинов в

гетерогенно-каталитических процессах: восстановление CO и CO₂, гидрирование непредельных углеводородов. Получение алканов из кислородсодержащих соединений и галогенопроизводных. Механизм реакции Вюрца. Нефть как основной источник углеводородов. Физические свойства предельных углеводородов. Обратит внимание на закономерности изменения физических свойств в гомологическом ряду, химические свойства предельных углеводородов. Превращение алканов при высоких температурах. Крекинг, пиролиз, дегидрирование. Взаимодействие алканов с галогенами. Сульфохлорирование, нитрование и окисление. Радикальный механизм реакций предельных углеводородов. Иницирование и ингибирование радикальных процессов. Цепные реакции. Свободные углеводородные радикалы, изучение их методом ЭПР. Использование предельных углеводородов в органическом синтезе. Углеводороды как моторное топливо.

При изучении темы 8.2.2 «Этиленовые углеводороды (алкены)» основное внимание следует уделить соединениям гомологического ряда этиленовых углеводородов, изомерии этиленовых углеводородов: структурной и пространственной (*цис-транс*-изомерии), номенклатуре, характеру связей в этилене, sp²-гибридизации атомных орбиталей углерода, природе и строению π-связи, длине, валентным углам, энергии и поляризуемости двойной связи. Важно обратить внимание на спектроскопические характеристики, промышленные методы получения этиленовых углеводородов: дегидрирование и крекинг предельных углеводородов, получение этиленовых углеводородов из галогенопроизводных, из спиртов, частичным гидрированием ацетиленовых углеводородов. При рассмотрении вопросов, связанных с физическими и химическими свойствами алкенов необходимо разбираться в вопросах химического строения соединений данного ряда. Понимать закономерности каталитического гидрирования, реакций электрофильного присоединения и их механизм. σ-Комплексы. Присоединение галогенов, галогеноводородов, серной кислоты, хлорноватистой кислоты. Гидратацию. Правило Марковникова. Радикальное присоединение бромистого водорода, перекисный эффект. Окисление олефинов до оксидов, гликолей. Окисление с разрывом цепи, озонирование.

Для понимания проблем данной темы необходимо рассмотреть вопросы связанные с аллильным замещением (окисление, галогенирование), изомеризацией этиленовых углеводородов, алкилированием олефинами, радикальной и ионной полимеризацией, стереонаправленной полимеризацией, стереорегулярными полимерами, металлоорганическими катализаторами. Следует ознакомиться со строением и свойствами этилена, пропилена, бутилена, их промышленными источниками и основными путями химической переработки в технике. Полиэтиленом, полипропиленом.

При изучении темы 8.2.3 «Циклоалканы и конформационная изомерия. Алициклические углеводороды» следует уделить внимание алициклическим соединениям в природе и технике. Обратит внимание на классификацию алициклических соединений: циклопарафины, циклоолефины, циклодиолефины, номенклатуру. Циклопарафины. Изомерию структурную и пространственную. Нефть как источник получения нафтен. Синтетические методы получения ациклических соединений из дигалогенопроизводных, из солей дикарбоновых кислот, сложноэфирной конденсацией эфиров двухосновных кислот. Важно обратить внимание на получение циклогексана, его гомологов и производных гидрированием ароматических соединений. Реакции циклоприсоединения. 2-1, 2-2 и 2-4 циклоприсоединение, правила орбитальной симметрии. Физические свойства циклопарафинов. Химические свойства. Реакции присоединения и замещения в алициклах, зависимость направления реакции от величины цикла.

Реакции сужения и расширения циклов. Реакции окисления до двухосновных кислот. Превращение гидроароматических соединений в ароматические соединения. Работы в этой области Н. Д. Зелинского и В. А. Казанского. Следует ознакомиться с изомеризацией циклов. Строением трех-, четырех-, пяти- и шестичленных циклов. Аксиальными и экватори-

альными связями. Относительной прочностью циклов. Понятием о конформационном анализе. Уделите внимание циклопентану, циклогексану, циклогексанолу: получению и применению в технике, а также циклогексену и циклопентадиену.

При рассмотрении вопросов темы 8.2.4 «Ацетиленовые углеводороды – Алкины», связанных со свойствами ацетиленовых углеводородов необходимо рассмотреть гомологический ряд ацетиленовых углеводородов, изомерию и номенклатуру. Природу тройной связи, *sp*-гибридизацию. Длину, валентные углы, энергию и поляризуемость тройной связи. Обратите внимание на промышленные методы получения ацетилена, получение ацетиленовых углеводородов из галогенопроизводных, алкилированием ацетилена. Физические свойства ацетиленовых углеводородов. Химические свойства. Реакции присоединения водорода, галогенов, галогеноводородов, воды, спиртов, карбоновых кислот, синильной кислоты, аминов. Механизмы главных реакций электрофильного и нуклеофильного присоединения. Реакции замещения, образование ацетиленидов, магниорганические соединения ацетилена. Для лучшего понимания зависимости химических свойств соединений данного класса необходимо понимать механизм конденсации ацетилена с альдегидами и кетонами. Изомеризацию, олигомеризацию и полимеризацию ацетиленовых углеводородов (А. Е. Фаворский и В. Реппе). Для понимания проблем данной темы необходимо рассмотреть вопросы связанные с ацетиленом. Промышленными синтезами на основе ацетилена. Виналацетиленом. Диацетиленом.

При изучении темы 8.2.5 «Диеновые углеводороды (диены)» основное внимание следует уделить углеводородам с двумя этиленовыми связями. Тремя типами диеновых углеводородов, номенклатуре. Алелю. Оптической изомерии в ряду производных аллена. Углеводородам с сопряженными двойными связями: дивинилу, изопрену. Природе сопряжения. Способам получения дивинила: из бутан-бутеновой фракции крекинг-газов, из спирта (С. В. Лебедев), из 1,3-бутандиола. Получению изопрена из пентан-пентеновой фракции, из изобутилена и формальдегида. Важно обратить внимание на физические свойства. Особенности УФ-, ИК-спектров, Особенности химических свойств и механизм превращений диеновых углеводородов с сопряженными двойными связями 1,2- и 1,4-присоединения. Делокализованные связи, сопряженные аллильные радикалы и карбокатионы. Присоединение водорода, галогенов, галогеноводородов. Диеновый синтез.

Правила сохранения орбитальной симметрии. Полимеризация диенов. Натуральные и синтетические каучуки. Сополимеры.

При изучении темы 8.3.1 «Галогенопроизводные предельных и непредельных углеводородов» основное внимание следует уделить моногалогенопроизводным предельных углеводородов. Изомерии и номенклатуре. Первичным, вторичным, третичным галогеналкилам. Получению галогеналкилов из предельных, этиленовых углеводородов и спиртов. Особенности получения фтористых алкилов. Следует ознакомиться с физическими свойствами галогеналкилов и их зависимостью от природы галогена и углеводородного радикала. Для лучшего понимания зависимости химических свойств соединений данного класса необходимо понимать полярность связи С—Х. Химические свойства. Реакции галогеналканов с водой, аммиаком, алкоголями, солями синильной кислоты, солями карбоновых кислот. Галогеналканы как алкилирующие средства. Взаимодействие галогеналканов с металлами. Механизм реакций нуклеофильного замещения (S_N1 и S_N2). Реакции отщепления галогеноводородов. Правило Зайцева. Механизмы E1 и E2. Важно обратить внимание на полигалогенопроизводные предельных углеводородов, основные методы их получения и свойства. Хлороформ. Понятие о карбенах. Дихлоркарбен. Четыреххлористый углерод, Полигалогениды как растворители. Фторалканы, фреоны. Галогенопроизводные непредельных углеводородов Изомерия. Номенклатура. Зависимость реакционной способности атома галогена от его положения по отношению к двойной связи. Хлористый винил, хлористый аллил, хлоропрен. Их получение, свойства и применение. Полихлорвиниловые смолы. Тетрафлон. Хлоропреновый каучук.

Для лучшего понимания зависимости химических свойств соединений (тема 8.3.2 «Кислородсодержащие органические соединения. Спирты. Простые эфиры») данного класса необходимо рассмотреть одноатомные спирты. Гомологический ряд предельных одноатомных спиртов. Изомерию и номенклатуру спиртов. Понятие о первичных, вторичных и третичных спиртах. Способы получения спиртов: гидролизом галогеналканов, действием металлоорганических соединений на альдегиды, кетоны и сложные эфиры, гидратацией непредельных соединений, восстановлением карбонильных соединений и эфиров карбоновых кислот.

Для понимания проблем данной темы необходимо рассмотреть вопросы связанные с физическими свойствами. Водородную связь и ее влияние на физические свойства спиртов. Спектроскопические характеристики. Химические свойства. Кислотные и основные свойства спиртов. Реакции со щелочными металлами. Реакции спиртов с минеральными и органическими кислотами. Сложные эфиры, реакцию этерификации. Внутри- и межмолекулярная дегидратация спиртов. Простые эфиры. Взаимодействие спиртов с галогеноводородными кислотами, галогенидами фосфора, тиоилхлоридом. Окисление и дегидрирование спиртов. Химические особенности первичных, вторичных и третичных спиртов. Правило П. Е. Меншуткина. Механизмы важнейших превращений спиртов. Тиоспирты или тиолы, меркаптаны. Получение и физические свойства. Химические свойства, образование тиолатов, дисульфидов и сульфокислот. Важно обратить внимание на метиловый, этиловый, пропиловый и бутиловый спирты, способы их промышленного получения и применения. Ненасыщенные спирты. Аллиловый спирт. Пропаргиловый спирт. Многоатомные спирты. Классификацию, изомерию, номенклатуру многоатомных спиртов. Двухатомные спирты или гликоли. Получение гидролизом дигалогенопроизводных и галогенгидринов, гидратацией оксидов, восстановлением эфиров дикарбоновых кислот. Особенности физических и химических свойств гликолей. Окисление.

При изучении данной темы следует уделить внимание внутримолекулярному выделению воды. Диоксану. Этиленгликолю, его техническому получению и применению. Пинакону, получению и дегидратации. Пинаколиновой перегруппировке. Получению 1,4-бутиндиола из ацетилена. Глицерину. Получению из жиров. Синтетическому глицерину. Физическим свойствам глицерина. Химическим свойствам: образованию глицератов, галогенгидринов, сложных эфиров, дегидратации, окислению. Применению в промышленности.

Для понимания проблем данной темы необходимо рассмотреть вопросы связанные с простыми эфирами. Строением, изомерией, номенклатурой. Получением, действием водоотнимающих средств на спирты и действием галогенопроизводных на алкогольаты. Физические свойства. Химические свойства: образование оксониевых соединений, расщепление кислотами, металлическим натрием, окисление кислородом воздуха. Тиоэфиры или сульфиды. Получение алкилированием тиолатов и солей сероводорода. Физические свойства. Химические свойства, образование сульфоксидов и сульфонов. Следует ознакомиться с этиловым эфиром, его получением и применением. Циклическими простыми эфирами или органическими оксидами. Получением оксида этилена. Физическими свойствами. Химическими свойствами: реакциями с водой, спиртами, галогеноводородами, аммиаком. Промышленным органическим синтезом на основе оксида этилена. Эпихлоргидрин. Эпоксидные смолы. Тетрагидрофуран.

При изучении темы 8.3.3 «Альдегиды и кетоны» основное внимание следует уделить альдегидам и кетонам, строению, изомерии и номенклатуре. Особенности электронного строения карбонильной группы (С-О, С-Н-связь). Получению альдегидов и кетонов: окислением и дегидрированием спиртов, пиролизом карбоновых кислот, гидролизом дигалогенопроизводных, гидратацией ацетилена и его гомологов. Оксосинтезу. Физическим свойствам. Спектральным характеристикам. Присоединению водорода. Реакции с нуклеофильными реагентами и их механизм: взаимодействие с синильной кислотой, магниегалогеналкилами, бисульфитом натрия, аммиаком, гидросиламином, гидразином и его производ-

ными, спиртами. Образование полуацеталей и ацеталей. Альдольной, кротоновой, сложноэфирной конденсацией карбонильных соединений. Окислению альдегидов и кетонов. Полимеризации альдегидов и кетонов. Отличию свойств альдегидов от свойств кетонов. Для лучшего понимания зависимости химических свойств соединений данного класса необходимо рассмотреть свойства муравьиного альдегида. Получение в технике, особенности химических свойств и применение. Гексаметилентетрамина. Полимеры формальдегида, их применение. Укусный альдегид: его получение, применение. Паральдегид. Хлораль. Пентаэритрит. Ацетон: технические методы получения и применение. Диальдегиды и дикетоны. Классификацию, номенклатуру. Глиоксаль, диацетил, ацетилацетон, диметилглиоксим. Непредельные альдегиды и кетоны. Акролеин, метилвинилкетон. Особенности реакции присоединения. Понятие о кетенах. Строение, получение и свойства. Дикетен. Кетены в органическом синтезе.

При изучении темы 8.3.4 «Карбоновые кислоты» основное внимание следует уделить одно- и многоосновным карбоновым кислотам и их производным. Изомерии и номенклатуре кислот. Ацильным радикалам. Природе карбоксильной группы. Строению карбоксилат-иона. Методам получения кислот окислением первичных спиртов и альдегидов, из галогенопроизводных через стадию образования нитрилов и металлоорганических соединений. Промышленным методам получения карбоновых кислот окислением парафиновых углеводородов, оксосинтезом. Важно обратить внимание на физические свойства одноосновных кислот. Ассоциацию, особенности ИК-спектров карбоновых кислот и их производных. Химические свойства. Константы кислотности. Образование солей, ангидридов, галогенангидридов, амидов, нитрилов, сложных эфиров. Реакции производных карбоновых кислот с нуклеофильными реагентами (вода, спирты, аммиак, амины). Механизм этих реакций. Главнейшие особенности производных кислот и их применение. Реакции ацилирования. Особенность строения и химических свойств муравьиной кислоты. Для лучшего понимания зависимости химических свойств соединений данного класса необходимо рассмотреть свойства и строение укусной кислоты и высших жирных кислот, промышленные способы получения и применения. Мыла. Непредельные одноосновные кислоты. Акриловая и метакриловая кислоты, их эфиры и нитрилы. Промышленные методы получения и применение. Химические свойства. Полимеризацию и сополимеризацию. Кротоновую и олеиновую кислоты. Цис-транс-изомерию. Понятие о кислотах с несколькими двойными связями. Жиры и масла, их строение и состав. Высыхающие масла. Понятие о гидрогенизации жиров. Понятие о восках. Двухосновные и насыщенные кислоты, номенклатура. Особенности физических и химических свойств. Щавелевую, малоновую, янтарную и адипиновую кислоты, технические способы их получения, свойства и применение. Синтезы с малоновым эфиром. Двухосновные ненасыщенные кислоты: малеиновая и фумаровая кислоты, их физические и химические свойства, взаимные переходы. Малеиновый ангидрид. Угольную кислоту и ее производные. Хлоругольную кислоту и ее эфиры. Фосген. Карбаминовую кислоту и ее эфиры. Полиуретаны. Мочевину, карбамидные смолы.

При изучении темы 8.3.5 «Азотсодержащие органические соединения. Нитросоединения» важно обратить внимание на общую формулу. Строение нитрогруппы, понятие о семиполярной связи. Изомерию и номенклатуру. Получение нитросоединений нитрованием углеводородов и их галогенопроизводных. Физические свойства, растворимость, полярность. Химические свойства. Восстановление нитросоединений. Кислотные свойства нитросоединений. Таутомерию нитросоединений. Конденсацию с альдегидами. Реакцию с азотистой кислотой. Нитрометан. Значение нитропарафинов в технике.

При рассмотрении вопросов темы 8.3.6 «Амины», связанных со строением, изомерией первичных, вторичных, третичных аминов следует обратить внимание на номенклатуру, получение аминов из галогенопроизводных, из амидов кислот, восстановлением нитросоединений, нитрилов и изонитрилов. Физические свойства. Основность аминов. Солеобразова-

ние, алкилирование, ацилирование, реакцию с азотистой кислотой. Четвертичные аммониевые основания и соли. Понятие о диаминах. Этилендиамин. Гексаметилендиамин. Получение химического волокна «Найлон».

При изучении темы 8.4.1 «Гидроксикислоты. Оптическая изомерия» основное внимание следует уделить классификации, изомерии и номенклатуре гидроксикислот. Получению гидроксикислот гидролизом галогенозамещенных кислот, из гидроксинитрилов (α -гидроксикислоты) и по реакции С. Реформатского (α -гидроксикислоты). Физические и химические свойства. Особенности α -, β - и γ -гидроксикислот. Стереосомерии молочной, яблочной и винной кислот. Оптические антиподы, энантиомеры, рецематы. Удельному вращению. Зависимости числа оптических изомеров от числа асимметрических атомов углерода в молекуле. Диастереомерам. Мезоформам. Методам разделения рацемических соединений на оптически активные компоненты (Пастер). Замещению у асимметричного атома углерода. Рацемизации, Вальденовскому обращению, сохранению конфигурации.

При рассмотрении вопросов темы 8.4.2 «Альдегидо- и кетокислоты» следует обратить внимание на классификацию и номенклатуру α -, β - и γ -Альдегидо- и кетокислот, кетонольную таутомерию, синтеза кетонов и карбоновых кислот с помощью ацетоуксусного эфира.

Тема 8.5.1 «Углеводы. Моносахариды». При рассмотрении вопросов, связанных с моносахаридами следует рассмотреть определение, общую формулу состава. Классификацию. Оксальдегиды, оксикетоны, альдозы, кетозы, тетрозы, пентозы, гексозы. Номенклатуру.

Необходимо обратить внимание на изомерию моносахаридов. Изомерию, обусловленную наличием альдегидной или кетонной группы. Изомерию, связанную с наличием асимметрических атомов углерода (оптическая изомерия). Число изомеров для оксоформ. Структурные и проекционные формулы, антиподы, диастереоизомеры. D- и L-ряды, связь с конфигурацией глицеринового альдегида. Проекционные формулы рибозы, 2-дезоксирибозы, арабинозы, ксилозы, глюкозы, маннозы, галактозы, фруктозы. Кольчато-цепную таутомерию (цикло-оксоттаутомерию). Мутаротацию, α - и β -формы (аномеры). Число оптических изомеров циклических форм. Изомерию, связанную с наличием пиранозного и фуранозного циклов. Полуацетальный (гликозидный гидроксил). Гликозиды. Перспективные формулы Хеуордса. β -D-глюкопираноза и α -D-глюкопираноза.

Конформационные изомеры. Понятие о конформациях пиранозного цикла: «кресло» и «ванна».

При работе над данной темой необходимо остановиться на методах получения моносахаридов. Гидролизе дисахаридов и высших полисахаридов. Получении сахаристого вещества Бутлеровым. Циангидриновом синтезе.

Рассматривая химические свойства моносахаридов следует изучить реакции карбонильных цепных форм. Присоединение цианистоводородной кислоты. Окисление: в кислой среде - получение одноосновных (альдоновых) и двухосновных (сахарных) кислот; в щелочной среде - реакция серебряного зеркала. Избирательное окисление пероксидом водорода (укорочение цепи моноз). Восстановление альдоз и кетоз в многоатомные спирты. Практическое значение сорбита и ксилита. Взаимодействие с фенилгидразином (получение озаонов). Действие щелочей: разбавленных (эпимеризация), концентрированных (деструкция).

Реакции циклических форм (реакции по гидроксильным группам). Свойства полуацетального гидроксила, отличие его от других гидроксильных групп (алкилирование метиловым спиртом в присутствии хлористого водорода). Получение и гидролиз гликозидов. Исчерпывающее алкилирование (диметилсульфатом, алкилгалогенидами) и ацилирование моносахаридов. Сложные эфиры азотной и фосфорной кислот. Действие кислот на пентозы (образование фурфурола). Понятие о спиртовом брожении гексоз.

Тема 8.5.2. «Дисахариды». В данной теме необходимо уделить внимание общей формуле. Двум типам дисахаридов. Гликозидогликозидам: трегалозе (гликозидоглюкозид), сахарозе (гликозидофруктозид). Восстанавливающим и невосстанавливающим дисахаридам. Проекционным и перспективным формулам. Гликозидоглюкозам: мальтозе, целлобиозе, лактозе. Отличию химических свойств восстанавливающих и невосстанавливающих дисахаридов. Мутаротации восстанавливающих дисахаридов.

Тема 8.5.3. «Высшие полисахариды». Важно при рассмотрении данной темы обратить внимание на природные биополимеры. Крахмал, образование в растениях, строение. Амилозу и амилопектин, строение цепей. Гидролиз крахмала. Гликоген. Целлюлозу. Природные источники целлюлозы. Отличия от строения крахмала. Гидролиз целлюлозы. Гидролизный спирт. Применение целлюлозы и ее производных (нитратов, ацетатов). Искусственные волокна (вискозное, ацетатное).

Тема 8.6.1 «Ароматические углеводороды (моно- и полиядерные, бензол и нафталин)». Прежде чем начать рассматривать физические и химические свойства соединений данного класса уделите внимание строению ароматических углеводородов ряда бензола и нафталина. Небензоидным ароматическим соединениям.

Следует ознакомиться с правилом Хюккеля. Номенклатурой и изомерией. Получением бензола, нафталина и их гомологов: ароматизацией нефти (реформингом), выделением из каменноугольной смолы, коксового газа, нефти. Алкилированием бензола. Физические свойства бензола и его гомологов. Спектральными характеристиками. Химическими свойствами ароматических углеводородов. Реакциями электрофильного замещения и их механизмом, π - и σ -комплексами. Реакциями присоединения: водорода, галогенов, озона. Окислением бензола, нафталина и его гомологов. Правилами замещения в ряду производных бензола и нафталина. Бензолом, нафталином, толуолом, ксилолами, этилбензолом, изопропилбензолом, стиролом, их получением, применением.

Тема 8.6.2 «Галогенопроизводные ароматических углеводородов».

При изучении данной темы основное внимание следует уделить изомерии, номенклатуре. Способам получения. Роли температуры и катализаторов при галогенировании бензола и его гомологов. Механизмам электрофильного галогенирования ароматического ядра. Физическим свойствам. Дипольным моментам. Химическим свойствам. Особенности галогенопроизводных с галогеном в ядре и в боковой цепи. Механизму нуклеофильного замещения в ароматическом ряду. Следует ознакомиться с дегидробензолом, хлорбензолом, хлористым бензилом.

Тема 8.6.5 «Ароматические амины». При изучении данной темы важно обратить внимание на классификацию, изомерию и номенклатуру. Получение первичных аминов реакцией Зинина и аминированием галогенопроизводных. Синтез вторичных и третичных аминов. Физические свойства. Химические свойства. Основность аминов, образование солей, алкилирование, ацилирование, действие азотистой кислоты, галогенирование, нитрование, сульфирование. Анилин, α - и β -нафтиламины, толуидины, дифениламин, N,N-диметиланилин. Нитроанилин, сульфаниловая кислота, аминофенолы, фенилендиамины.

Тема 8.6.6 «Ароматические диазо- и азосоединения». Прежде чем начать рассматривать физические и химические свойства соединений данного класса уделите внимание строению, кислотно-основным свойствам и таутомерии диазосоединений. Солям диазония, диазогидратам, диазотатам. Реакции диазотирования и ее механизму. Химическим свойствам диазосоединений. Реакциям, идущим с выделением азота: замещение диазогруппы на водород, гидроксил, галоген, цианогруппу. Реакции диазосоединений, идущим без выделения азота: образование фенилгидразин, азосочетание. Особенности реакции азосочетания с фенолами и аминами. Механизму реакции азосочетания. Внимание следует уделить азосоединениям. Азокрасителям. Связи между строением и цветом. Хромофорам и ауксохромам. Восстановлению азосоединений. Метилоранжу и его индикаторным свойствам.

Тема 8.6.7 «Фенолы, тиофенолы, ароматические спирты, хиноны». При изучении данной темы основное внимание следует уделить номенклатуре и изомерии фенолов. Выделению фенолов из каменноугольной смолы. Получению фенолов из галогенпроизводных, из сульфокислот, ароматических аминов, окислением алкилбензолов. Физические свойства фенолов. Химическим свойствам. Сравнительной характеристике кислотно-основных свойств спиртов и фенолов. Образованию фенолятов, алкилированию и ацилированию фенолов, галогенированию, сульфированию, нитрованию и восстановлению фенолов. Для лучшего понимания зависимости химических свойств соединений данного класса необходимо рассмотреть серный аналог фенола - тиофенол. Фенол, α - и β -нафтолы, нитрофенолы. Фенолформальдегидные смолы. Двухатомные фенолы: пирокатехин, резорцин, гидрахинон. Хиноны. Трехатомные фенолы: пирогаллол, флороглюцин. Хиноны – продукты окисления фенолов. Окислительные свойства хинонов. Применение хинонов. Ароматические спирты. Бензиловый и α -фенилэтиловый спирт.

Тема 8.6.8 «Ароматические альдегиды и кетоны». Прежде чем начать рассматривать физические и химические свойства соединений данного класса уделите внимание строению, изомерии, номенклатуре. Общим методам получения альдегидов и кетонов: окислению и дегидрированию спиртов, гидролизу дигалогенпроизводных. Специальным методам получения альдегидов и кетонов: реакции ацилирования ароматических углеводородов Фриделя – Крафтса, реакции Гаттермана – Коха, реакции Гаттермана, реакции Вильсмейера. Химическим свойствам: окислению, восстановлению, реакции присоединения магнийгалогеналкилов, бисульфита натрия, синильной кислоты, реакции с гидразином и его производными, аминами и фенолами. Реакции конденсации Кляйзена и Перкина. Реакции Канницарро. Бензоиновой конденсации. Z- и E-Изомерии оксимов альдегидов и кетонов. Перегруппировке Бекмана. Бензойному альдегиду. Ацетофенону. Бензофенону.

Тема 8.6.9 «Ароматические карбоновые кислоты». Для лучшего понимания зависимости химических свойств соединений данного класса необходимо уделить внимание строению и номенклатуре кислот. Методам получения: окислению ароматических углеводородов, альдегидов, метилкетонов, гидролизом нитрилов и тригалогенпроизводных, магнийорганическим синтезом. Физическим свойствам карбоновых кислот. Физическим и химическим свойствам карбоновых кислот: кислотности, зависимости кислотных свойств от строения кислот. Реакции этерификации ароматических кислот, влиянию стерического фактора.

Следует ознакомиться с бензойной кислотой. Хлористым бензоилом. Перекисью и гидроперекисью бензоила. Ароматическими кислотами с карбоксильной группой в боковой цепи: фенилуксусной и коричной кислотами. Фталевой, терефталевой кислотами, фталевым ангидридом, фталимидом. Синтетическим волокном лавсан.

o-, *m*-, *p*-Замещенными в ядре ароматическими кислотами. *p*-Аминобензойной кислотой. Метаболитами и антиметаболитами. Антраниловой кислотой. Салициловой кислотой, синтезу из фенола (Кольбе-Шмидт). Важно обратить внимание на аспирин. Галловую кислоту. Танины. Влияние карбоксильной группы на химические свойства углеводородного остатка.

Тема 8.7.1 «Ароматические гетероциклические соединения». При изучении данной темы основное внимание следует уделить общим понятиям об ароматических гетероциклических соединениях. Гетероциклическим соединениям с одним и несколькими гетероатомами. Пятичленным и шестичленным гетероциклическим соединениям, *e*-избыточным и *e*-дефицитным гетероциклам, гетероциклическим соединениям с конденсированными ядрами. Пятичленным гетероциклическим соединениям: фурану, пирролу, тиофену. Для лучшего понимания зависимости химических свойств соединений данного класса необходимо рассмотреть вопросы, связанные с ароматическим характером гетероциклов. Влиянием гетероатома на ароматические свойства соединения. Ацидофобностью пятичленных гетероциклов. Взаимными превращениями (Ю.К. Юрьев). Основными химическими свойствами фурана, пиррола, тиофена. Следует ознакомиться с индолом. Отметить значение индоль-

ного кольца в биологических системах. Химические свойства индола. Понятие о пятичленных гетероциклах с несколькими гетероатомами: пиразол, имидазол, триазол. Понятие об антибиотиках - пенициллин. Шестичленные гетероциклические соединения: пиридин. Строение пиридина. Ароматичность. Химические свойства пиридина: основность пиридина, реакции электрофильного и нуклеофильного замещения в пиридине. Механизмы реакций. Производные пиридина: окись пиридина, гидроксид- и аминопиридины, пиридин-карбоновые кислоты, алкилпиридины. Никотиновая кислота (витамин РР). Пиперидин. Понятие об алкалоидах. Никотин. Понятие о конденсированных гетероароматических соединениях: хинолин, изохинолин, акридин. Понятие о шестичленных гетероциклах с несколькими гетероатомами: пиримидин.

Тема 8.8 «Элементы биоорганической химии». Для понимания проблем данной темы необходимо рассмотреть вопросы связанные с аминокислотами, пептидами, белками. Номенклатурой и классификацией аминокислот. Получением аминокислот гидролизом белков, из галогензамещенных кислот, из циангидринов, из альдегидов и малонового эфира. Физическими и химическими свойствами аминокислот. Важно обратить внимание на понятие о биполярном ионе. Комплексы с металлами. Реакции отличающие α -, β - и γ -аминокислоты. Аминоуксусную, γ -аминопропионовую, α -аминокапроновую кислоты. Капролактамы. Капрон. Аминополикарбоновые кислоты как комплексоны. Пептиды. Полипептиды. Понятие о методах синтеза и гидролиза. Белки. Протеины и протеиды. Качественные реакции. Понятие о структуре белков. Синтез белков и их превращение в организме. Биокатализаторы.

Тема 8.8.2 «Нуклеиновые кислоты». При изучении данной темы основное внимание следует уделить простейшим гидроксильным альдегидам и гидроксикетонам. Химическим особенностям α -гидроксильных альдегидов и гидроксикетонов. Углеводам как особой группе гидроксильных альдегидов и гидроксикетонов. Классификации углеводов и номенклатуре. Моносахаридам. Полуацетальной и карбонильной форме. Стереохимии моноз. Энантиомерам, диастереомерам и аномерам. Явлению мутотарации. Получению моноз. Физическим и химическим свойствам: реакции полуацетальной и карбонильной формы. Понятие о брожении моносахаридов. Альдопентозе, пентозанам: превращению в фурфурол. Нуклеиновым кислотам. Альдо- и кетогексозам: глюкозе, фруктозе. Витамину С. Следует ознакомиться с понятием о гликозидах. Дисахаридами. Восстанавливающими дисахаридами: мальтозой, целлобиозой. Невосстанавливающими дисахаридами: сахарозой. Полисахаридами: крахмалом, гликогеном, клетчаткой. Распространением в природе, строением, применением.

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

- изучении теоретического материала по конспекту лекции, учебнику, практикуму, дополнительной литературе;
- решении расчетных задач;
- письменных ответах на контрольные вопросы рассматриваемой темы;
- оформление лабораторных работ.

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

По курсу химии студенты должны закрепить навык решения расчетных задач. В процессе подготовки Вы можете также использовать учебное пособие «Основные типы и способы решения усложненных задач по химии» / Егорова И.В., Иваненко Т.К., Трофимцова И.А.- Благовещенск: Изд-во БГПУ,- 2005.- 192 с.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом, опирайтесь на имеющийся в методических рекомендациях алгоритм.

Прежде чем приступить к выполнению заданий для самоконтроля, студентам необходимо изучить рекомендуемую по каждой теме литературу. Общий список учебной, учебно-методической и научной литературы представлен в отдельном разделе пособия. При

оформлении лабораторных отчетов и индивидуальных заданий следует пользоваться справочной химической литературой и химической энциклопедией.

После курса «Химия» Вам предложено выполнить тестовые задания. Тесты позволяют поэтапно осуществлять управление и дифференцированный контроль самостоятельной работы студентов. Специфика выполнения данных заданий заключается в выборе ответа из серии предложенных. Вопросы и несложные расчетные задачи подобраны так, чтобы при выборе ответа Вы сначала составили свой собственный ответ, а затем сравнили его с приведенными. В тест входят также задания, при выполнении которых, следует заполнить пропуск – термин или ключевое слово, содержащее главный смысл - в предложенной фразе.

При подготовке к экзамену необходимо уделить внимание установлению причинно-следственных связей, выделению главного, обобщению. Опыт приема экзамена выявил, что наибольшие трудности при проведении экзамена возникают по разделу «Металлы побочных подгрупп». Для того чтобы избежать трудностей при ответах, рекомендуем опираться на сравнительную характеристику свойств элементов одной группы, подгруппы и закономерности изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений, определяемые степенью окисления элемента и устойчивостью соединения в данной среде. Систематизируя и обобщая пройденный материал, придерживайтесь логической структуры ответа на теоретический вопрос:

- электронное строение атома элемента, степени окисления, координационные числа;
- кристаллохимическое строение, физические и химические свойства простого вещества;
- характеристические соединения (водородные соединения, оксиды, гидроксиды, соли), их строение, кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства;
- нахождение в природе, общие принципы получения, применение простых веществ и их соединений.

Экзаменационный билет включает три вопроса и имеет следующую структуру:

- вопрос по теоретическому материалу раздела «Общая химия» или «Химия биогенных элементов главных подгрупп»;
- вопрос по теоретическому материалу раздела «Химия биогенных элементов побочных подгрупп» или раздела «Органическая химия»;
- расчетная задача.

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов по дисциплине

№	Наименование раздела (темы)	Формы/виды самостоятельной работы	Количество часов, в соответствии с учебно-тематическим планом
1	Введение.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы	1
2	Основные законы атомно-молекулярного учения. Номенклатура и классификация химических соединений.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Контрольная работа Тест	2
3	Электронное строение атома. Периодический закон и	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы	6

	система Д.И. Менделеева.	Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Контрольная работа Тест	
4	Химическая связь. Комплексные соединения. Формы организации вещества.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Контрольная работа Тест	14
5	Закономерности химических процессов.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Контрольная работа Тест	5
6	Жидкое состояние. Вода. Растворы.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Подготовка реферата Оформление лабораторной работы Контрольная работа Тест	14
7	Химия биогенных элементов.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка реферата Контрольная работа Тест	30
8	Органическая химия.	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка рефератов Решение расчетных задач Контрольная работа Тест	67
		ИТОГО:	139

5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

ПРИМЕРНЫЙ ПЛАН ПРОВЕДЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ для студентов заочной формы обучения

№	Тема занятия	Теоретический материал	Лабораторные опыты	Домашние задания
1	Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. <i>Лабораторная работа №1.</i> «Определение свойств атомов, связанных с их строением» (1 ч).	2. 46-101. 3. с. 20-47. 4. с. 52-71. 5. с. 21-53. 6. с. 23-56.	1. с. 58. оп. 1,2.	4. с. 43, № 176, 182, 183, 184, 230, 231, 235, 269, 279.

2	Химическая связь. <i>Лабораторная работа №2.</i> «Строение веществ. Определение свойств веществ, связанных с их строением» (1 ч).	2. с. 109-135 3. с. 47-101, 179-182. 4. с. 268-271 5. с. 54-89, 103-123 6. с. 56-88, с. 100-102	1. с. 58. оп. 3.	4. с. 59, № 236, 237, 239, 242.
3	<i>Лабораторная работа №3.</i> «Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Катализ» (2 ч).	1. с. 62-68, 108-131. 2. с.158-161, 182-192, 285-295 3. с. 234-245. 4. с. 198-239. 5. с. 129-144 6. с. 71-86, 183, 187, 121-141	1. с. 70. оп. 1-3.	1. с. 68 № 2, 3, 7; с. 72 № 3, 4;
4	<i>Лабораторная работа №4.</i> «Электролитическая диссоциация растворов электролитов» (1 ч).	1. с. 74-79 2. с. 223-241 3. с. 139-152 4. с. 241-259, 283-287 5. с. 144-148, 152-159	7. с. 68. оп. 1,2,4.	1. с. 88 2. № 6,7;
5	<i>Лабораторная работа №5.</i> «Типы химических реакций» (1 ч).		7. с. 21. оп. 1-9.	7. с. 21. оп. 1,2.
6	<i>Лабораторная работа № 6.</i> «Водород, кислород, хлор и их соединения» (2 ч).	3. с. 262-270 6. с. 292-303 3. с. 297-309 5. с. 293-307 6. с.432-435 3. с. 297-309 5. с. 307-326 6. с. 457-468	1. с. 135 (1, 2, 5); с. 147 (1б, 2); с. 150 (1-6) 1. с. 137 – 146 (1, 3, 4, 5, 11, 12, 14 б, в)	1. с. 137 № 2, 3, 5, 6; с. 148 № 4; с. 152 № 5, 6. 1. с. 145 № 3, 4, 6.
7	<i>Лабораторная работа №7.</i> «Сера, азот, фосфор и их соединения» (1 ч).	3. с. 309-371 5. с. 327-380 6. с. 397-48	1. с. 155. оп. 16, 46, 5. 7. с. 87. оп. 1-7.	1. с. 212 № 4,7, 9,10. 1. с. 220. № 7,8, 9,12. 1. с. 227 № 6,8,10; с. 235 №5,6,9. 1. с. 240 № 2,4,9.
8	<i>Лабораторная работа №8.</i> «Углерод, кремний и их соединения» (1 ч).	3. с. 371-409 5. с. 382-434 6. с. 356-379	1. с. 248-254 оп. 2а,б,7б,в,г, 9,10,11. 1. с. 256-258 оп. 3,5.	1. с. 254 № 5,9,10. 1. с. 254 № 7,8,11,12.

9	<i>Лабораторная работа №9.</i> «Металлы главных подгрупп I-IIIА-групп» (1 ч).	3. с. 118-120, 218-270, 253-262, 427-470 4. 103-125, 162, 271-287, 435-465. 5. 94-98, 185-225, 303-310, 315-322, 331-346.	7. с. 90. оп. 1-10.	1. с. 269 № 4, 6, 8, 10. 1. с. 275 № 5, 8. 1. с. 281 № 8, 9.
10	<i>Лабораторная работа №10.</i> «Металлы побочных подгрупп. Хром, марганец и их соединения» (1 ч).	3. с. 478-482, 521-548. 4. с. 508-590. 5. с. 227-239, 448-456, 473-482.	1. с. 292-295 оп 1, 2, 4а, 7, 9а,б. 1. с. 296-299 оп 1а-г, 2а, 3, 6б.	1. с. 295 № 2, 7. 1. с. 299 № 8, 9.
11	<i>Лабораторная работа №11.</i> «Углеводороды» (2 ч).	2. с. 549-565. 6. с. 56-125.	6. с. 46. оп. 6-7. с.49. оп. 8,9. с.53 оп. 10-13.	7. с. 59. № 1-6. с.62. № 1-4.
12	<i>Лабораторная работа №12.</i> «Альдегиды и кетоны» (1 ч).	2. с. 574-579. 6. с. 169-188. 6. с. 188-216 222-235.	6. с. 63. оп. 20-25.	9. с. 90 № 1-4.
13	<i>Лабораторная работа №13.</i> «Спирты, карбоновые кислоты и их производные» (1 ч).	2. с. 574-579. 6. с. 169-216 222-235.	6. с. 58. оп. 14-19.	9. с. 76 № 1-4.
14	<i>Лабораторная работа №14.</i> «Углеводы (сахара)» (2 ч).	2. с. 579-583. 6. с. 287-327	6. с. 101-110.	8. с. 12 № 1-5.
15	<i>Лабораторная работа №15.</i> «Ароматические углеводороды и их производные» (2 ч).	2. с. 566-569. 6. с. 340-374, 400-411.	6. с. 125-127.	8. с. 41 № 1-8.
16	<i>Лабораторная работа №16.</i> «Аминокислоты. Белки» (2 ч).	2. с. 603-613. 6. с. 273-287.	6. с. 93.	8. с. 44, № 1-4.

ВОПРОСЫ К ЛАБОРАТОРНЫМ ЗАНЯТИЯМ И МЕТОДИКИ ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

«Газовые законы. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода IV»

Контрольные вопросы по теме:

«Основные законы атомно-молекулярного учения»

1. Основные понятия химии: атом, химический элемент, изотопы, молекула, простое и сложное вещество, химическая реакция.
2. Уровни организации вещества, изучаемые химией. Характеристика жидкого, кристаллического и газообразного состояний.
3. Основные положения атомно-молекулярного учения.
4. Атомистика Дальтона. Относительная атомная масса.
5. Основные законы атомно-молекулярного учения:

Закон постоянства состава Пруста;
Закон кратных отношений Дальтона;
Закон простых объемных отношений Гей-Люссака.

Границы применимости этих законов.

6. Закон Авогадро. Число Авогадро.
Газовые законы: Закон Бойля-Мариотта; Закон Гей-Люссака-Шарля.
7. Уравнение Менделеева-Клапейрона.
Определение относительных атомных и молекулярных масс.
8. Вычисления массы отдельных атомов и молекул.
9. Моль – единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем газа.
10. Структура неорганических веществ. Постоянный и переменный состав. Формульная масса.
11. Химическая формула. Расчеты по химическим формулам. Определение истинной формулы химического соединения.
12. Вычисления по уравнениям химических реакций.

Лабораторная работа «Определение относительной молекулярной массы оксида углерода IV»

Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб.пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с. - стр. 49.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

«Определение свойств атомов, связанных с их строением»

Контрольные вопросы по теме: «Электронное строение атома»

1. Экспериментальные доказательства сложного строения атома:
 - фотоэффект;
 - катодные лучи;
 - спектральный анализ;
 - радиоактивность;
 - основные характеристики α -, β -, γ -лучей.
2. Модель атома Томсона.
3. Опыты Резерфорда по рассеянию α - частиц. Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки.
4. Теория атома водорода по Бору. Внутренние противоречия теории атома водорода по Бору. Попытки их устранения.
5. Объяснение спектра атома водорода.
6. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
7. Квантово-механическое описание атома.
8. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме.
 - главное (n) квантовые число;
 - орбитальное (l) квантовые число;
 - магнитное (ml) квантовые число.
 Физический смысл квантовых чисел. Понятие об электронном облаке.
9. Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние. Вырожденные состояния. Вид атомных s-, p-, d- и f-орбиталей.
10. Собственные угловой и магнитный моменты электрона (спин) и спиновое квантовое число ml.
11. Емкость электронных слоев.
12. Многоэлектронные атомы. Три принципа заполнения орбиталей в атомах:

- принцип наименьшей энергии;
 - принцип (запрет) Паули;
 - правило Гунда.
13. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правило Клечковского. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.
 14. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра.
 15. Свойства изолированных атомов:
 - атомные радиусы (ковалентные, металлические, ионные);
 - энергия ионизации;
 - сродство к электрону;
 - электроотрицательность.
 16. Магнитные свойства атомов. Диамагнетизм, парамагнетизм.

**Контрольные вопросы по теме:
«Периодический закон Д.И. Менделеева»**

1. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов.
2. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И. Менделеева.
3. Вопросы, поставленные периодическим законом и периодической системой, их разрешение с позиций представлений о строении атомов. Современная формулировка периодического закона.
4. Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и короткая формы периодических таблиц. Периоды, группы, подгруппы.
5. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы *s*-, *p*-, *d*- и *f*- семейств.
6. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер.
7. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.

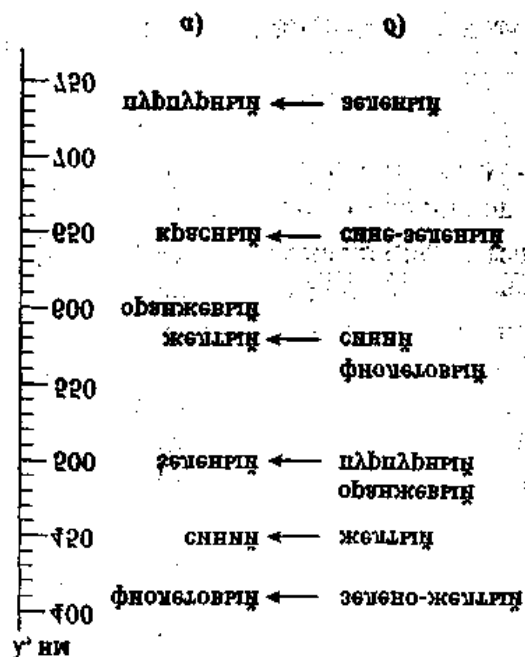
Лабораторная работа: «Определение свойств атомов, связанных с их строением»

При квантовом переходе из одного энергетического состояния в другое выделяется или поглощается энергия, что объясняет происхождение атомных спектров. Спектр служит одной из важнейших характеристик атома и отражает его внутреннее строение.

Например, при внесении металла или его соли в пламя горелки образующийся пар взятого вещества, состоящий из атомов или ионов металлов, поглощает и испускает фотоны с определенной длиной волны λ . Если λ соответствует видимой области спектра, то пламя окрашивается в определенный цвет. По цвету пламени, сравнивая его со спектром видимой области (рис. 1, а), определяем λ и рассчитываем энергию активации E_a электронов в атомах или ионах исследуемого металла по формуле Планка:

$$E_a = h\nu = hc/\lambda,$$

где $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж · с – постоянная Планка; $c = 3 \cdot 10^8$ м/с – скорость света.



Цель р: Расчет
Обору: Газова
Рис.1. Длина волны λ видимого света спектра испускания (а) и соответствующие им дополнительные цвета (б) спектра поглощения

ная проволока лития, натрия, калия, рубидия, цезия, кальция, стронция, бария, меди.

ОПЫТ 1. Определение энергии активации (возбуждения) электронов E_a (по цвету пламени)

Чистую и предварительно прокаленную стальную проволоку погрузить в насыщенный раствор соли металла, а затем внести в некопящее пламя газовой горелки. Отметить цвет пламени. Пользуясь рис. 1, а (спектром видимой области), определить длину волны испускаемых фотонов и рассчитать энергию активации электронов атома исследуемого металла. Результаты наблюдений и расчетов занести в таблицу по форме:

Катион металла Me^+	Цвет пламени	Длина волны λ , нм	Энергия активации электронов E_a , Дж

Прodelать опыты с насыщенными растворами солей лития, натрия, калия, рубидия, цезия, кальция, стронция, бария и меди. Для каждой соли использовать чистую стальную проволоку.

Сравнить E_a для щелочных ищелочно-земельных металлов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

«Строение вещества. Определение свойств веществ, связанных с их строением»

Контрольные вопросы по теме: «Химическая связь. Ковалентная связь»

1. Эволюция взглядов на сущность химической связи.
 2. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол. Основные типы химической связи.
 3. Ковалентная связь. *Метод валентных связей* (МВС). Физическая идея метода: образование двуцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрытия АО.
 4. Два механизма образования ковалентной связи:
 - обменный механизм;
 - донорно-акцепторный механизм.
- *Объясните образование химических связей в молекулах: H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , NH_3 и молекулярных ионах: H_2O^+ , NH_4^+ .
5. σ - и π - связи. Кратность связи. Факторы, влияющие на прочность связи. Полярность связи.
 6. Свойства ковалентной связи:
 - насыщенность;
 - направленность;
 - полярность;
 - поляризуемость.

7. *Теория направленных валентностей. Гибридизация атомных орбиталей (АО). Типы гибридизации и геометрия молекул. Определите тип гибридизации и геометрию следующих молекул и ионов: BeCl_2 , BF_3 , BF_3 , BF_4^- , C_2H_6 , C_2H_4 , C_3H_4 .
8. Полярность связей и полярность молекул в целом.
9. *Метод молекулярных орбиталей* (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами.
10. Метод ЛКАО МО, σ - и π -молекулярные орбитали как линейная комбинация s - и p -атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО.
11. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул.
12. Формальное число связей (двухэлектронных) в молекуле. Формальный порядок связи.
13. *Гомонуклеарные молекулы и молекулярные ионы, образованные элементами I и II периодов: H_2 , H_2^+ , H_2^- , He_2 , F_2 , O_2 , O_2^+ , O_2^- , O_2^{2-} , N_2 , B_2 .
Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО в этих молекулах. Объяснение парамагнетизма кислорода.
14. Сравнение методов ВС и МО.
15. Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ.

Контрольные вопросы по теме: «Химическая связь. Ионная. Металлическая. Водородная»

1. Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели.
2. Ионные кристаллические решетки. Свойства веществ с ионным типом связи.
3. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи.
4. Теория электронного газа Друде и Лоренца. Ее недостатки. Зонная теория кристаллов. Сравнение металлической и ковалентной связей.
5. Металлические кристаллические решетки и физические свойства металлов.
6. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах.
7. Валентности, степени окисления и координационные числа атомов в соединениях с различным типом связи.
8. *Межмолекулярные взаимодействия. Диполь - диполь, диполь - индуцированный диполь, дисперсионные взаимодействия.

Вопросы, выделенные значком *, выполняются письменно.

Лабораторная работа: «Строение вещества. Определение свойств веществ, связанных с их строением»

Многие физико-химические свойства кристаллических веществ определяются типом химической связи между образующими их частицами. В соответствии с этой классификацией кристаллы подразделяют на молекулярные, атомные, ионные, металлические.

Наиболее прочные кристаллические решетки – атомные и ионные – придают веществам тугоплавкость. Атомные кристаллы нерастворимы, а ионные кристаллы растворяются только в полярных растворителях (например, в воде). Кристаллические решетки типичных металлов придают им легкоплавкость и растворимость в жидкой ртути с образованием амальгам. Наименее прочные кристаллические решетки – у молекулярных кристаллов, что объясняет их легкоплавкость и хорошую растворимость либо в полярных (вода), либо в неполярных (бензол) растворителях (в зависимости от полярности своих молекул).

Цель работы:

Исследование прочности кристаллических решеток разного типа.

Оборудование и реактивы:

Газовая горелка. Пробирки. Тигель. Оксид кремния (IV). Оксид алюминия. Сахароза (в виде сахарного песка). Иод. Олово. Медный купорос. Хлорид натрия.

ОПЫТ 1. Исследование физических свойств кристаллов различного типа

А. В две пробирки поместить несколько крупинок исследуемого вещества. В одну добавить воду, в другую – бензол.

Взболтать. Вывод о растворимости занести в таблицу: + хорошо, ± слабо и – нерастворимо.

Для исследования взять оксид кремния (IV) SiO_2 (в виде песка), оксид алюминия Al_2O_3 , хлорид натрия NaCl , кристаллогидрат сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (медный купорос), сахарозу $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (в виде сахарного песка), иод и олово.

Вещество	Цвет	Испытание		
		на плавкость	на растворимость	
			в воде	в бензоле
SiO_2 Al_2O_3 NaCl $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ I_2 Sn				

Б. Поместить вещество в тигель и, нагрев его на пламени горелки, проверить, способно ли оно плавиться. Результаты наблюдений отметить в таблице.

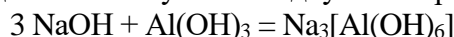
На основании результатов эксперимента сделайте вывод о том, у каких веществ кристаллическая решетка наиболее и у каких наименее прочная, имея в виду, что оксиды кремния и алюминия имеют атомные решетки; хлорид натрия и сульфат меди – ионные; медный купорос, сахар и иод – молекулярные, а олово – металлическую решетку.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

«Комплексные соединения»

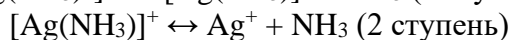
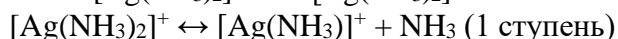
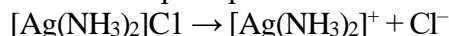
Молекулярные соединения, образующие при диссоциации комплексные ионы, способные существовать в растворах, называются *комплексными* или *координационными*.

Многие комплексные соединения получают из двух или трех веществ. Например:



Координационные соединения имеют координационную (внутреннюю) сферу, которую составляют комплексообразователь (центральный атом или ион) и лиганды.

В водных растворах комплексные соединения диссоциируют как сильные электролиты с образованием комплексных ионов. Комплексные ионы также диссоциируют, но в незначительной степени и ступенчато. Например:



Константы диссоциации комплексных ионов могут быть охарактеризованы константами равновесий, которые называются в этом случае ступенчатыми константами нестойкости. Чем меньше константа нестойкости, тем прочнее комплексный ион. Произведение ступенчатых констант нестойкости равно общей константе нестойкости. Комплексные соединения с большой константой нестойкости, следовательно, малоустойчивой внутренней сферой, называются двойными солями, например $(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Их записывают в виде двойных солей: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. В водном растворе двойные соли диссоциируют практически нацело.

Комплексные соединения классифицируют:

1. По заряду комплексного иона:

а) катионные комплексы – $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}\text{Cl}_2$;

б) анионные комплексы – $\text{Na}_2[\text{CuCl}_4]^{2-}$;

в) молекулярные комплексы (без внешней сферы) – $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$.

2. По принадлежности к определенному классу соединений:

а) комплексные кислоты – $\text{H}[\text{AuCl}_4]$;

б) комплексные основания – $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$;

в) комплексные соли – $\text{K}_3[\text{AlF}_6]$, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$.

Контрольные вопросы по теме:

Сформулируйте определение *комплексное соединение* и рассмотрите строение комплексного соединения согласно теории Альфреда Вернера (1892 г) на примере $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$. Определите понятия: *комплексобразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения, степень окисления и координационное число комплексобразователя*.

1. Дайте классификацию комплексных соединений по характеру заряда. Каково отличие в их строении. Сформулируйте правила номенклатуры комплексных соединений на примере: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_2[\text{Be}(\text{CO}_3)_2]$, Na_2SO_4 , $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$, $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{OH})$, $\text{H}[\text{AuCl}_4]$. Проанализируйте их принадлежность к определенному классу соединений: комплексным кислотам, комплексным основаниям или комплексным солям.
2. Какова классификация лигандов. Среди указанных примеров выделите комплексы с моно- и бидентатными лигандами.
3. Объясните образование комплексов $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ и $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$ с позиций теории валентных связей. Определите понятия *внешнеорбитальные* и *внутриорбитальные комплексы*. В чем причина *парамагнетизма* и *диамагнетизма* комплексов? Какой тип гибридизации можно приписать орбиталям центрального атома, принимающим участие в образовании связи, и какова пространственная конфигурация данных комплексов?
4. Напишите диссоциацию комплексного соединения $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{OH})$. Диссоциация на ионы внешней и внутренней сферы. Выразите *константу нестойкости* комплексного иона.
5. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах (на примере результатов опытов 2А, 2Б). Используя табличные значения констант нестойкости, определите, какие комплексы наиболее устойчивы.
6. Перечислите виды изомерии комплексных соединений. Приведите примеры.
7. Какова биологическая роль комплексных соединений?

Лабораторная работа «Комплексные соединения»

Цель работы:

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

Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Хлорид кобальта(II). Растворы: хлорида натрия (0,1 М), тиосульфата натрия (0,1 М), иодида кадмия (0,1 М), сульфата меди (0,1 М), нитрата серебра (0,1 М), сульфата цинка (0,1 М), нитрата ртути(II) (0,1 М), сульфата алюминия (0,1 М), сульфата хрома (0,1 М), хлорида железа(III) (0,1 М), аммиака (0,1 М), гексацианоферрата(II) калия, гексацианоферрата(III) калия, азотной кислоты. Сероводородная вода.

ОПЫТ 1. Свойства аквакомплексов

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

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



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

ОПЫТ 2. Получение и свойства некоторых аммиакатов

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

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

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

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

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

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

ОПЫТ 3. Получение и свойства ацидокомплексов

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

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

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

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

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

ОПЫТ 4. Образование гидроксокомплексов

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

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

«Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Катализ»

Контрольные вопросы по теме: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Катализ»

1. Скорость химических реакций. Ее количественное выражение. Истинная и средняя скорости.

2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Работы Н. Н. Бекетова. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде.
3. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.
4. Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ. Особенности ферментов как катализаторов. Использование катализа в промышленности. Ингибиторы. Роль катализаторов в биологических процессах.
5. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов.
6. Химическое равновесие. Характеристика истинного химического равновесия. Константа химического равновесия.
7. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры. Катализаторы в обратимых процессах.
8. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.

Лабораторная работа: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Катализ»

Цель работы:

Экспериментально доказать зависимость скорости химической реакции от различных факторов и проанализировать смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ.

Приборы и посуда:

Весы с разновесом. Секундомер. Термометр на 100 °С. Штатив с пробирками. Пробирки емкостью 50 мл с номерами (3 шт.). Мерный цилиндр для воды на 25 мл. Мерные цилиндры для раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ емкостью 25 мл (1 шт.) и для раствора серной кислоты H_2SO_4 емкостью 25 мл (1 шт.). Химические стаканы емкостью 200 мл (2 шт.) и емкостью 25 мл (1 шт.). Ступка. Пипетка. Шпатель.

Реактивы и материалы:

Цинк гранулированный (протравленный) и в порошке. Нитрат свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Иодид калия KI . Мел.

Растворы:

Уксусная кислота CH_3COOH (0,1н.). Соляная кислота HCl (0,1н.). Серная кислота H_2SO_4 (2н. и 1:200). Хлорид железа(III) FeCl_3 (0,001н. и насыщ.). Роданид калия KSCN (0,001н. и насыщ.). Тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1н. и 1:200).

ОПЫТ 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции

Для проведения опыта одну пробирку заполнить на 2/3 объема 0,1н. раствором уксусной кислоты, затем внести туда 2 – 3 гранулы цинка, предварительно промытые водой и высушенные фильтровальной бумагой. Вторую пробирку заполнить на 2/3 объема 0,1н. раствором соляной кислоты, добавить 2 – 3 гранулы цинка. (Масса цинка должна быть одинакова и в первой и во второй пробирках).

Сравнить скорости взаимодействия с цинком соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации и объяснить наблюдаемые явления.

По окончании опыта вылить кислоту, промыть цинк, высушить его фильтровальной бумагой.

ОПЫТ 2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

а) К 1н. раствору тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилить 2н. раствор серной кислоты H_2SO_4 .

Наблюдать помутнение раствора, которое вызвано взаимодействием тиосульфата натрия и серной кислоты с выделением свободной серы:



Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует скорость реакции.

б) В три большие нумерованные пробирки налить разбавленный (1:200) раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: в первую – 5 мл, во вторую – 10 мл, в третью – 15 мл. К содержимому первой пробирки добавить затем 10 мл воды, а второй – 5 мл воды. В три другие пробирки налить по 5 мл разбавленной (1:200) серной кислоты. В каждую пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилить при помешивании по 5 мл приготовленной H_2SO_4 и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора в каждой пробирке.

Записать результаты по следующей форме:

№ пробирки	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем H_2O , мл	Объем раствора H_2SO_4 , мл	Общий объем раствора, мл	Условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время протекания реакции до появления мути, τ	Скорость реакции в условных единицах, $v = 1/\tau$.
1	5	10	5	20	1С		
2	10	5	5	20	2С		
3	15	-	5	20	3С		

Те же результаты изобразить графически, отложив на оси абсцисс условные концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а на оси ординат – скорости реакции $v = 1/\tau$.

Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Согласуются ли ваши наблюдения с законом действия масс?

ОПЫТ 3. Зависимость скорости реакции от температуры

Для опыта взять разбавленные (1:200) растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Налить в три большие нумерованные пробирки по 10 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другие три пробирки – по 10 мл раствора серной кислоты и разделить их на три пары: по пробирке с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 в каждой паре.

Отметить температуру воздуха в лаборатории, слить вместе растворы первых двух пробирок, встряхнуть и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Две другие пробирки поместить в химический стакан с водой и нагреть воду до температуры на 10°C выше комнатной. За температурой следить по термометру, опущенному в воду. Слить содержимое пробирок, встряхнуть и отметить время от слива до появления мути.

Повторить опыт с оставшимися двумя пробирками, нагрев их в том же стакане с водой до температуры на 20°C выше комнатной. Записать результаты по следующей форме:

№ пробирки	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем раствора H_2SO_4 , мл	Температура, $^\circ\text{C}$	Время до появления мути, τ	Скорость реакции в условных единицах, $v = 1/\tau$.
1	10	10	$^\circ\text{C}$		
2	10	10	$^\circ\text{C} + 10^\circ$		
3	10	10	$^\circ\text{C} + 20^\circ$		

Составить график, иллюстрирующий зависимость скорости реакции от температуры для данного опыта. Для этого на оси абсцисс нанести в определенном масштабе значения температуры опытов, а на оси ординат – величины скорости реакции $v = 1/\tau$.

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры. Какие значения принимает температурный коэффициент для большинства химических реакций?

ОПЫТ 4. Влияние поверхности реагирующих веществ на скорость гетерогенной реакции

Уравновесить на технохимических весах кусочек мрамора (или мела) и такую же массу порошка мрамора (или мела) – приблизительно 0,5 г. В две пробирки налить по 5 мл разбавленной соляной кислоты и внести в них одновременно навески мрамора или мела: кусочек – в одну пробирку, порошок – в другую. Отметить время, которое потребуется для полного растворения мрамора (мела). В какой пробирке реакция протекает быстрее и почему?

Написать уравнение реакции и математическое выражение закона действующих масс. Сделать вывод о влиянии поверхности реагирующих веществ на скорость реакции, протекающей в гетерогенной системе.

ОПЫТ 5. Скорость гетерогенных химических реакций

а) В сухой ступке осторожно смешать (не растирая) несколько кристаллов нитрата свинца (II) и иодида калия. Происходит ли изменение окраски?

Энергично растирать кристаллы. Что происходит? Из пипетки добавить к смеси несколько капель воды; обратить внимание на изменение окраски. Объяснить опыт. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 6. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ

В небольшом стаканчике смешать по 10 мл 0,001н. растворов хлорида железа (III) FeCl_3 и роданида калия KSCN . Написать уравнение этой обратимой реакции и выражение константы равновесия для нее.

Полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить немного концентрированного раствора хлорида железа (III), во вторую – концентрированного раствора роданида калия, в третью – немного кристаллического хлорида калия, а четвертую пробирку оставить для сравнения. Сравнить цвет жидкостей в пробирках.

По изменению интенсивности окраски судят об изменении концентрации роданида железа(III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, т.е. о смещении равновесия. Объяснить изменение цвета на основании закона действия масс. Сместится ли равновесие при разбавлении полученных растворов?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6

«Вода. Растворы. Растворимость веществ. Свойства растворов»

Контрольные вопросы по теме: «Вода. Растворы. Растворимость веществ. Свойства растворов»

1. Раствор. Растворенное вещество. Растворитель.
2. Приведите факты, которые указывают на то, что в водных растворах существуют химические соединения растворенного вещества с водой, и факты, которые сближают растворы с механическими смесями.
3. Строение молекулы воды.
4. Сольватация. Сольватированные ионы. Кристаллогидраты.
5. Растворимость. Коэффициент растворимости.
6. Насыщенный, ненасыщенный и пересыщенный растворы. Концентрированный и разбавленный растворы.
7. Количественное выражение состава раствора:
 - массовая доля ω (%) вещества в растворе;
 - молярная доля N вещества в растворе;
 - молярная концентрация раствора C_m ;
 - нормальная концентрация раствора C_n ;
 - титр раствора T ;
 - моляльность раствора $C_{мл}$.

8. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбулиоскопия.

* Задания, выделенные жирным шрифтом, выполняются письменно.

Лабораторная работа: «Растворы. Приготовление растворов различной концентрации»

Егорова, И.В. Практикум по общей и неорганической химии: Учебное пособие для студентов вузов / И.В. Егорова, В.В. Жидков, Л.С. Дворникова. – Благовещенск: Изд-во БГПУ, 2014. с. 49. Оп. 1, 2.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

«Электролитическая диссоциация»

Процесс распада веществ на ионы под действием полярных молекул растворителя (например, воды) называют электролитической диссоциацией. Следствием электролитической диссоциации является электрическая проводимость растворов электролитов (кислот, оснований, солей).

Электролитическая диссоциация – процесс обратимый, и в растворах электролитов имеет место равновесие между ионами и молекулами. Отношение числа молекул, распавшихся на ионы (N_i), к общему числу растворенных молекул (N) электролита называется *степенью диссоциации* α :

$$\alpha = N_i/N.$$

Степень диссоциации электролита определяется экспериментально и выражается в долях единицы или в процентах. Степень диссоциации зависит от природы электролита, его концентрации, природы растворителя, присутствия в растворе одноименных ионов.

По степени диссоциации электролиты делятся на: сильные, средние и слабые. К сильным электролитам относятся такие, которые в 0,1 М растворе имеют $\alpha > 30\%$. Сильными электролитами являются: 1) почти все соли (кроме HgCl_2 , CdCl_2 , $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ и некоторые другие); 2) многие минеральные кислоты, например HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , HI , HBr , HClO_4 и др.; 3) основания щелочных и щелочно-земельных металлов, например KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.

У средних электролитов $\alpha = 3 - 30\%$ в 0,1 М растворах; к ним относятся, например, H_3PO_4 , H_2SO_3 , HF , $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Для слабых электролитов в 0,1 М растворах $\alpha < 3\%$; слабыми электролитами являются H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 , HCN , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , HClO и др., а также большинство оснований многовалентных металлов, NH_4OH и вода.

Об относительной силе электролитов можно судить по электрической проводимости их растворов. При разбавлении растворов степень электролитической диссоциации α увеличивается. Присутствие в растворе одноименных ионов понижает степень диссоциации.

Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Ступенчатость диссоциации обуславливает возможность образования кислых и основных солей.

Кроме степени диссоциации состояние слабых электролитов в растворе характеризует *константа равновесия* между молекулами и ионами. Например: для $\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$

$$K_p = [\text{H}^+][\text{NO}_2^-]/[\text{HNO}_2],$$

где K – константа равновесия или константа электролитической диссоциации, не зависящая ни от концентрации раствора электролита, ни от присутствия в растворе других электролитов. Константа электролитической диссоциации дает более общую характеристику электролита, чем степень диссоциации. Константа диссоциации зависит от температуры и природы растворителя.

Между константой и степенью диссоциации слабого электролита существует взаимосвязь:

$$K = \alpha^2 C / (1 - \alpha).$$

Это уравнение – математическое выражение закона разбавления Оствальда.

Для слабого электролита при небольших разбавлениях α очень мала, а величина $(1 - \alpha)$ близка к единице. Поэтому $K = \alpha^2 C$ или $\alpha = \sqrt{K/C}$.

Смещение ионного равновесия, которое приводит к увеличению или уменьшению степени диссоциации слабого электролита, осуществляется по принципу Ле Шателье. Введение в раствор одноименного иона, т. е. увеличение концентрации одного из продуктов реакции, приводит к смещению ионного равновесия влево, в сторону образования молекул или к уменьшению степени диссоциации электролита. Наоборот, связывание одного из ионов в малодиссоциированное вещество ведет к повышению степени диссоциации электролита.

Контрольные вопросы по теме: «Электролитическая диссоциация»

1. Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации С. Аррениуса.
2. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Механизм гидратации анионов и катионов.
3. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.
4. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Истинная и кажущаяся степень диссоциации.
5. Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации.
6. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.
7. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация.
8. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах.
9. Амфотерные гидроксиды. Объяснение амфотерности гидроксидов с точки зрения электролитической диссоциации аквакомплексов и протолитической теории кислотно-основных равновесий.
10. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.
11. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель.

Цель работы:

Изучение электрической проводимости растворов электролитов и зависимости ее от различных факторов, умение предсказывать направление обменной реакции в растворах электролитов.

Оборудование и реактивы:

Прибор для испытания электрической проводимости растворов. Кристаллизатор. Промывалка. Штатив с пробирками. Бюретка. Хлорид аммония. Фенолфталеин. Растворы: уксусной кислоты (0,1 М), аммиака (0,1 М), гидроксида натрия (0,1 М), азотной кислоты (0,1 М), соляной кислоты (0,1 М), гидроксида калия (0,1 М), серной кислоты (0,02 М), гидроксида бария (0,02 М), сульфата алюминия (0,1 М), хлорида кальция (1 н.), хлорида цинка (1 н.), хлорида железа(II) (1 н.), хлорида кадмия (1 н.), хлорида марганца (1 н.), хлорида меди (1 н.), хлорида сурьмы(III) (1 н.).

ОПЫТ 1. Изучение электрической проводимости растворов

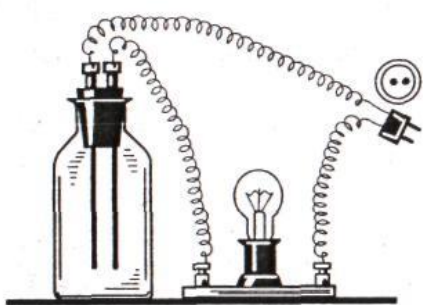


Рис. 1 Прибор для испытаний электрической проводимости растворов.

Записать результаты наблюдений, отмечая степень накала лампы. По степени накала лампы сделать вывод: сильным или слабым электролитом является тот или иной раствор.

В. Смешать равные объемы растворов: 1) сильной кислоты и сильного основания; 2) слабой кислоты и слабого основания. Испытать электрическую проводимость полученных растворов. Записать наблюдения и составить уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Сделать вывод об электрической проводимости полученных растворов.

ОПЫТ 2. Зависимость электрической проводимости раствора (степени диссоциации электролита) от разбавления

В прибор налить минимальный объем концентрированного раствора уксусной кислоты, необходимый для погружения электродов, включить прибор в электрическую сеть и отметить степень накала лампы. Затем кислоту разбавить, добавляя постепенно дистиллированную воду. Как меняется степень накала лампы? Чем объяснить наблюдаемое явление?

Прибор и электроды промыть водопроводной водой, затем дистиллированной и повторить опыт с концентрированным раствором аммиака. Сделать общий вывод из наблюдений.

ОПЫТ 3. Изменение электрической проводимости в результате смещения ионного равновесия

Исследовать отдельно электрическую проводимость 0,02 М раствора серной кислоты и 0,02 М раствора гидроксида бария. Затем исследовать электрическую проводимость 0,02 М раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ в присутствии 0,02 М раствора H_2SO_4 . Для этого в прибор поместить раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и добавить 2 – 3 капли раствора фенолфталеина. Раствор H_2SO_4 добавлять по каплям из бюретки через воронку, вставленную в крышку прибора. Наблюдать за изменением окраски индикатора и степени накала лампы.

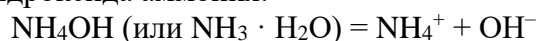
Какова электрическая проводимость раствора в момент исчезновения окраски индикатора (в точке эквивалентности)? Что происходит при добавлении к раствору избытка серной кислоты? Объяснить наблюдаемые явления.

ОПЫТ 4. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита (смещение равновесия диссоциации)

В пробирку налить разбавленный раствор аммиака и добавить 2 – 3 капли фенолфталеина. Раствор разделить на две части. Одну оставить для сравнения, а в другую всыпать немного твердого хлорида аммония NH_4Cl и хорошо размешать. Объяснить изменение цвета раствора, исходя из принципа Ле Шателье и константы диссоциации.

Сделать вывод о влиянии одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.

Фенолфталеин является индикатором на ионы OH^- , которые образуются при диссоциации слабого основания – гидроксида аммония:



После каждого испытания выключать прибор из электрической сети и промывать электроды дистиллированной водой.

А. В прибор для испытания электрической проводимости растворов (рис. 1.) налить дистиллированной воды, опустить предварительно промытые дистиллированной водой угольные электроды, включить вилку прибора в электрическую сеть. Отметить визуально степень накала лампы.

Б. Исследовать электрическую проводимость (см. оп.

1.А) каждого из шести 0,1 М растворов: CH_3COOH , NH_4OH , HNO_3 , HCl , NaOH , KOH .

При добавлений к раствору NH_4Cl концентрация ионов NH_4^+ возрастает, равновесие диссоциации смещается в сторону обратной реакции, концентрация ионов OH^- уменьшается и окраска фенолфталеина исчезает.

ОПЫТ 5. Смещение ионного равновесия в насыщенном растворе амфотерного электролита

К раствору соли алюминия приливать по каплям разбавленный раствор NaOH до появления осадка гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$. Разделить осадок на две части. К одной части прилить избыток соляной кислоты, к другой – избыток концентрированного раствора щелочи. Что наблюдается в том и другом случае? Объяснить происходящие явления с точки зрения смещения ионного равновесия в насыщенном растворе гидроксида алюминия. Составить ионные уравнения реакций, учитывая, что амфотерный гидроксид плохо растворим в воде.

ОПЫТ 6. Реакции с образованием осадка

А. С помощью таблицы растворимости решить, какие реактивы можно использовать для осаждения ионов Ca^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} . Провести эти реакции. Указать цвет осадков. Написать уравнения в ионном виде.

Б. Поддействовать раствором сульфида натрия Na_2S или аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ на растворы, содержащие следующие катионы: Zn^{2+} , Cd^{2+} , Mn^{2+} , Cu^{2+} , Sb^{3+} . Указать цвет осадков. Написать уравнения реакций в ионном виде. Перечисленные катионы могут быть обнаружены в растворе по характерному цвету их сульфидов, что используется в аналитической химии в качественном анализе веществ.

В. По реакции обмена получить осадок хлорида свинца PbCl_2 , действуя раствором хлорида натрия на раствор соли свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Дать осадку осесть. Слить маточный раствор (надосадочную жидкость). В жидкости допускается небольшая масса взвеси. Затем в этот раствор добавить раствор иодида калия KI . Дать осадку осесть. Снова слить маточный раствор и добавить к нему раствор сульфида натрия Na_2S или сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Указать цвет получающихся осадков. Объяснить возможность протекания этих реакций на основании произведения растворимости (ПР) образующихся солей свинца. Написать уравнения реакций в ионном виде.

Г. Налить 1/3 объема пробирки раствора силиката натрия (жидкого стекла) Na_2SiO_3 и пропустить через него диоксид углерода. Что наблюдается? Какие выводы можно сделать относительно степени диссоциации кремниевой и угольной кислот? Какая из них слабее? Написать уравнение реакции в ионном виде.

Д. В две пробирки налить раствор сульфата меди CuSO_4 . В одну добавить раствор гидроксида натрия NaOH , а в другую раствор гидроксида бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Чем объяснить, что осадка во второй пробирке больше? Написать уравнения реакций в ионном виде.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8

«Гидролиз солей. Образование осадков. Произведение растворимости»

Контрольные вопросы по теме: «Гидролиз солей»

1. Гидролиз солей. Различные типы гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей.
2. Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза.
3. Факторы, смещающие равновесие гидролиза.
4. Объяснение гидролиза солей с точки зрения электролитической диссоциации аквакомплексов и протолитической теории кислотно-основных равновесий.
5. Роль гидролиза в биологических и химических процессах.

Лабораторная работа: «Гидролиз солей»

Изменение характера среды раствора происходит не только в результате добавления к воде кислоты или щелочи, но и при растворении некоторых солей. Процесс обменного взаимодействия ионов соли с водой, который приводит к изменению среды раствора, называется *гидролизом соли*. Вследствие связывания ионов соли с ионами воды в малодиссоциированные соединения (молекулы или ионы) нарушается равновесие диссоциации воды в

сторону ее усиления и накопления в растворе ионов водорода или гидроксид-ионов. При этом меняется рН раствора.

Причиной гидролиза соли является наличие в ней ионов электролита: основания или кислоты. Различают гидролиз соли по: 1) катиону (катион от слабого основания); аниону (анион от слабой кислоты); 3) катиону и аниону (оба от слабых электролитов). В последнем случае гидролиз соли происходит наиболее сильно.

Соли, образованные многозарядным катионом или многозарядным анионом, гидролизуются ступенчато с образованием малодиссоциированных гидроксокатионов или гидроанионов. При комнатной температуре, как правило, гидролиз идет по первой ступени.

Гидролиз по катиону приводит к связыванию гидроксид-ионов воды и накоплению ионов водорода, среда кислая, $\text{pH} < 7$. Гидролиз по аниону приводит к связыванию ионов водорода от воды и накоплению ионов OH^- , среда щелочная, $\text{pH} > 7$. Соли, гидролизующиеся и по катиону, и по аниону, в растворе, как правило, не существуют, так как они полностью разлагаются водой, образуя соответствующие слабое основание и слабую кислоту.

Полнота гидролиза характеризуется степенью гидролиза h , которая показывает отношение числа гидролизированных молекул к общему числу растворенных молекул.

Цель работы:

Изучение реакций гидролиза солей различных типов, смещения гидролитического равновесия и определение степени гидролиза солей.

Оборудование и реактивы:

Штатив с набором реактивов. Растворы (1 М): хлорида цинка, карбоната натрия. Универсальная индикаторная бумага.

ОПЫТ 1. Определение характера среды в растворах солей

В четырех пробирках растворить в 8 – 10 каплях дистиллированной воды по 2 – 3 кристаллика следующих солей: в первой – ацетат натрия CH_3COONa , во второй – карбонат натрия Na_2CO_3 , в третьей – хлорид аммония NH_4Cl , в четвертой – сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. (В случае отсутствия твердых солей взять готовые растворы.)

Определить рН растворов: в первой и третьей пробирках с помощью универсальной индикаторной бумаги, во второй – с помощью фенолфталеина, в четвертой – с помощью лакмуса. Затем в первую пробирку добавить 1 – 2 капли фенолфталеина, а в третью – 1 – 2 капли лакмуса. Изменится ли окраска растворов в первой и третьей пробирках? Записать и объяснить наблюдения. Написать уравнения реакций гидролиза взятых солей в молекулярной и ионной формах.

ОПЫТ 2. Необратимый гидролиз

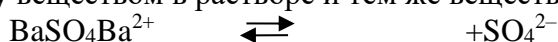
По таблице растворимости определить соли, не существующие в растворе, т.е. подвергающиеся полному (необратимому) гидролизу. К 4 – 5 каплям раствора соли алюминия прибавить столько же раствора соли сульфида натрия Na_2S или аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Как доказать, что выпавший осадок не является солью сероводородной кислоты? Написать уравнение реакции с учетом полного гидролиза Al_2S_3 .

ОПЫТ 3. Влияние разбавления на гидролиз

В пробирку поместить несколько капель раствора хлорида сурьмы SbCl_3 или висмута(III) BiCl_3 и постепенно разбавлять дистиллированной водой. Что наблюдается? Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах, учитывая, что при разбавлении гидролиз идет по второй ступени, при этом образуется малорастворимый хлорид оксосурьмы(III) SbOCl или хлорид оксовисмута(III) BiOCl за счет отщепления от дигидроксополимолекулы воды: $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl} - \text{H}_2\text{O} = \text{SbOCl}$. С помощью индикатора отметить характер среды раствора. Затем прибавить несколько капель HCl до растворения осадка. Снова прилить воду. Объяснить смещение ионного равновесия гидролиза взятой соли.

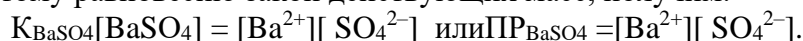
Лабораторная работа: «Образование осадков. Произведение растворимости»

При образовании малорастворимых электролитов в насыщенном растворе устанавливается равновесие между веществом в растворе и тем же веществом в осадке.



в осадке**в растворе**

Применяя к этому равновесию закон действующих масс, получим:



Произведение растворимости ПР – постоянная величина при данной температуре – представляет собой произведение концентрации ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита.

Числовое значение ПР позволяет судить о растворимости соединения. По данным растворимости можно вычислить ПР и наоборот.

Если при получении малорастворимого электролита его ионное произведение $[\text{A}^{n+}]^m[\text{B}^{m-}]^n < \text{ПР}_{\text{AmBn}}$, то осадок не выпадает, если $[\text{A}^{n+}]^m[\text{B}^{m-}]^n > \text{ПР}_{\text{AmBn}}$, то осадок выпадает. При $[\text{A}^{n+}]^m[\text{B}^{m-}]^n = \text{ПР}_{\text{AmBn}}$ раствор становится насыщенным.

Цель работы:

Получение осадков малорастворимых электролитов и количественное определение ПР малорастворимого гидроксида.

Оборудование и реактивы:

Стакан (50 мл). Буферные растворы с pH 1,68; 6,86; 9,18. Хлорид аммония. Растворы: соляной кислоты (0,1 М), серной кислоты (0,1 М и 98%-ный), гидроксида натрия (1 М), аммиака (10%-ный), сульфида аммония (0,1 М), дихромата калия (0,1 М), хлорида магния (0,1 М), сульфата меди(III) (0,1 М), сульфата железа(II) (0,1 М), хлорида бария (0,1 М), хлорида кальция (0,1 М), сульфата марганца(II) (0,1 М), хлорида кобальта(II) (0,1 М), сульфата никеля(II) (0,1 М).

ОПЫТ 1. Сравнительная растворимость сульфатов кальция и бария

В одну пробирку внести 5 капель раствора хлорида кальция CaCl_2 , в другую – 5 капель раствора хлорида бария BaCl_2 . Затем в каждую пробирку добавить по 2 – 3 капли раствора серной кислоты. В обеих ли пробирках выпал осадок? Объяснить наблюдения, пользуясь значениями ПР.

Добавить к пробирке с раствором хлорида кальция 2 – 3 капли концентрированной серной кислоты. Наблюдать образование осадка и объяснить причину его выпадения.

ОПЫТ 2. Образование сульфидов железа и меди и их растворимость в соляной кислоте

В пробирку внести 2 – 3 капли раствора соли железа(II), в другую – 2 – 3 капли раствора соли меди(II). В каждую пробирку добавить несколько капель раствора сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ до появления осадков FeS и CuS . Затем прилить к осадкам немного соляной кислоты. Какой из осадков растворяется? Составить уравнения реакций. Объяснить различие в растворимости осадков, используя значения произведения растворимости.

ОПЫТ 3. Получение хромата бария

Внести в пробирку 2 – 3 капли раствора хлорида бария BaCl_2 и 5 – 6 капель раствора ацетата натрия CH_3COONa . Затем прибавить 4 – 6 капель раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. При этом выпадает желтый осадок хромата бария BaCrO_4 , нерастворимый в уксусной кислоте. Составить уравнение реакции ($\text{ПР}_{\text{BaCrO}_4} = 2,4 \cdot 10^{-10}$).

ОПЫТ 4. Взаимодействие гидроксида магния с хлоридом аммония

В две пробирки внести по 2 – 3 капли раствора MgCl_2 . В одну пробирку добавить 5 – 6 кристаллов NH_4Cl и, встряхивая, добиться их растворения. Затем в каждую из пробирок добавить по 8 – 10 капель раствора NH_4OH . Объяснить, почему осадок выпадает в пробирке, в которой отсутствует NH_4Cl .

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9

«Окислительно-восстановительные реакции»

Контрольные вопросы по теме:

«Окислительно-восстановительные реакции»

1. Химические реакции и их классификация по характеру взаимодействия реагирующих веществ (обменные, окислительно-восстановительные, комплексообразования).
2. Реакции, идущие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Электронная теория окисления.
3. Окислители и восстановители.
4. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронно-ионный. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.
5. Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс.
6. Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.
7. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах.
8. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение.

ОКИСЛИТЕЛЬНО - ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называются реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Состояние атомов в молекуле характеризует его степень окисления (окислительное число). Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значение. Атомы одного и того же элемента в различных соединениях проявляют различные значения степени окисления. Так, степени окисления углерода в молекулах CH_4 , CH_3OH , CH_2O , HCOOH , CO_2 соответственно равны -4, -2, 0, +2, +4, тогда как валентность углерода во всех этих соединениях равна четырем. Изменение степени окисления связано с переходом электронов или смещением электронных пар к наиболее электроотрицательному атому.

С электронной точки зрения *окислением* называется процесс потери электронов, а *восстановлением* – процесс, связанный с присоединением электронов. Вещества, которые при окислительно-восстановительных реакциях теряют электроны, называются *восстановителями*, а вещества, присоединяющие электроны, – *окислителями*. Итак, окислитель в процессе реакции всегда восстанавливается (степень окисления понижается), а восстановитель окисляется (степень окисления возрастает).

Лабораторная работа: «Окислительно-восстановительные реакции»

Цель работы:

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

Оборудование и реактивы:

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

ОПЫТ 1. Окислительные свойства перманганата калия в разных средах

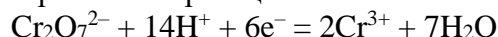
В три пробирки внести по 3 – 4 капли раствора перманганата калия KMnO_4 . Затем в первую добавить 3 – 4 капли разбавленного раствора H_2SO_4 , во вторую – 3 – 4 капли воды, в третью – 3 – 4 капли концентрированного раствора KOH .

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

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

ОПЫТ 2. Окислительные свойства дихромата калия

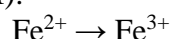
Определить возможность протекания реакции



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

ОПЫТ 3. Окислительные свойства галогенов

Пользуясь таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определить, с помощью каких галогенов, взятых в качестве окислителя, можно провести процесс окисления железа(II) в железо(III):



Подтвердить правильность ответа экспериментально. Для этого в три пробирки налить по 4 – 5 капель свежеприготовленного раствора соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (раствор содержит ионы Fe^{2+}); в первую – добавить 4 – 5 капель хлорной воды, во вторую – бромной воды, в третью – йодной воды. В каждую пробирку добавить по 2 – 3 капли тиоцианата аммония NH_4SCN , являющегося реактивом на ионы Fe^{3+} . Отметить, в каких пробирках появилось красное окрашивание раствора. Написать уравнения наблюдаемых реакций.

ОПЫТ 4. Восстановительные свойства галогенидов

(Опыт проводить под тягой.)

Сравнить восстановительную способность ионов Br^- и I^- по значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

Убедиться в различной восстановительной способности галогенид-ионов по взаимодействию их с концентрированным раствором H_2SO_4 . Для этого в две пробирки поместить по 1 микрошпателью кристаллов бромид калия KBr и иодида калия KI и добавить несколько капель концентрированного раствора H_2SO_4 .

О ходе реакции судить по изменению окраски растворов и по запаху выделяющихся газов (сернистого газа и сероводорода). Написать уравнения реакций.

ОПЫТ 5. Влияние комплексообразования

на окислительно-восстановительные свойства веществ

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

По значениям E^0 определить:

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

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

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

В две другие пробирки внести 3 – 4 капли раствора иодида калия KI, подкислить разбавленным раствором H_2SO_4 . Затем в одну пробирку добавить 3 – 4 капли раствора хлорида железа(III) $FeCl_3$, в другую – 3 – 4 капли раствора гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$.

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

ОПЫТ 6. Окислительно-восстановительные свойства соединений элементов, находящихся в промежуточной степени окисления

Убедиться в окислительно-восстановительной двойственности нитрита натрия $NaNO_2$.

Для этого в одну пробирку поместить 3 – 4 капли раствора перманганата калия $KMnO_4$, подкислить разбавленным раствором H_2SO_4 и добавить раствор $NaNO_2$ до обесцвечивания раствора.

В другую пробирку внести 3 – 4 капли раствора иодида калия KI, подкислить разбавленным раствором H_2SO_4 и добавить раствор $NaNO_2$ до изменения окраски.

Как объяснить наблюдаемые явления? Написать уравнения реакций. В каком случае нитрит-ионы проявляют восстановительные и в каком – окислительные свойства? При восстановлении нитрит-ионов выделяется азот, а при их окислении образуются нитрат-ионы.

ОПЫТ 7. Реакция диспропорционирования

В пробирку поместить 2 – 3 кристалла сульфата натрия Na_2SO_3 . Закрепить пробирку в штативе и нагревать в течение 5 – 6 мин. В остывшую пробирку добавить 8 – 10 капель дистиллированной воды и растворить продукты реакции.

С помощью раствора сульфата меди $CuSO_4$ обнаружить образовавшиеся сульфид-ионы S^{2-} . Сравнить действие раствора $CuSO_4$ на раствор исходной соли. Какое еще вещество, кроме сульфида натрия, образовалось при термическом разложении сульфита натрия? Как его обнаружить? Написать уравнение реакции диспропорционирования Na_2SO_3 при прокаливании.

ОПЫТ 8. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные процессы

В пробирку внести несколько кристаллов нитрата меди $Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$. Закрепить пробирку в штативе и осторожно нагревать, наблюдая изменение цвета кристаллов и цвета выделяющегося газа. Написать уравнение реакции разложения нитрата меди(II), учитывая окраску возможных продуктов реакции: безводный $Cu(NO_3)_2$ – белый; $Cu(NO_2)_2$ – не существует; CuO – черный; Cu – красный; N_2 , NO и O_2 – бесцветные газы; NO_2 – бурый. Указать окислитель и восстановитель в молекуле нитрата меди(II).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №10

«Окислительно-восстановительные реакции. Энергетика и направление химических процессов. Химико-термодинамические расчеты. Коррозия. Электролиз»

Вопросы к занятию:

1. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах.
2. Условия протекания химических реакций. Термодинамические и кинетические характеристики реакций.
3. Элементы химической термодинамики. Предмет и задачи термодинамики. Основные характеристики термодинамической системы.
4. Тепловой эффект химической реакции и термохимические расчеты. Теплота образования вещества. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса.
5. Направленность химических реакций. Энтропия и свободная энергия системы.
6. Изобарно-изотермический потенциал. Химическая термодинамика в приложении к биологическим системам.
7. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс.
8. Электролиз расплавов.
9. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей.

10. Практическое значение электролиза.
11. Понятие коррозии. Виды коррозии.
12. Биокоррозия.
13. Экологические аспекты биоразрушения.
14. Защита от коррозии.

Цель: Изучить вопросы термодинамики окислительно-восстановительных процессов.
ОПЫТ 1.

Сравнительная активность металлов.

Налить в отдельные пробирки по 1 мл растворов солей цинка, железа (II), олова, кадмия, меди(II) и серебра. Опустить в растворы (кроме раствора с одноименными ионами) пластики металлического цинка. Отметить наблюдения. Повторить опыты с пластинками железа, свинца и меди. Из каких растворов вытесняются металлы? Написать уравнения соответствующих реакций. Записать металлы по убыванию их восстановительной способности, определенной экспериментально. Выписать значения их стандартных потенциалов из приложения.

Соответствует ли экспериментальный ряд металлов их положению в электрохимическом ряду напряжений?

Опыт 2.

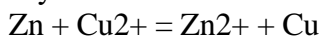
Измерение ЭДС гальванического элемента и определение ΔG в окислительно-восстановительной реакции.

Собрать гальванический элемент по схеме:



при заданных концентрациях солей ZnSO_4 и CuSO_4 .

В указанном гальваническом элементе протекает процесс:



Для этого в стаканы с растворами солей металлов опустить пластины соответствующих металлов, замкнуть полуэлементы солевым мостиком и соединить электроды с помощью проводников с милливольтметром. Измерить ЭДС после установления стационарного значения напряжения на шкале прибора.

Сравнить опытные данные с теоретически вычисленными. Определить процент ошибки.

По найденному значению ЭДС гальванического элемента рассчитать изменение энергии Гиббса в окислительно-восстановительной реакции.

Результаты измерений и рассчитанные данные представить в форме протокола:

Концентрация раствора ZnSO_4 , моль/л ...

Концентрация раствора CuSO_4 , моль/л ...

ЭДС_{эксп} медно-цинкового элемента, В ...

$\Delta G_{\text{эксп}}$, Дж ...

ЭДС_{теор}, медно-цинкового элемента, В ...

Погрешность П, % ...

$\Delta G_{\text{теор}}$, Дж ...

Погрешность П, % ...

ОПЫТ 3.

Исследование зависимости ЭДС гальванического элемента от концентрации соли.

Работу проводят с гальваническим элементом.



В стакан налить 10-20 мл 1М раствора CuSO_4 , концентрация которого в ходе измерений не изменяется. В остальные стаканы налить растворы ZnSO_4 в порядке возрастания концентрации (0,01, 0,1 и 1М). В раствор CuSO_4 опустить медный электрод; цинковый электрод опустить в раствор ZnSO_4 наименьшей концентрации. Полуэлементы соединить солевым мостиком и измерить ЭДС гальванического элемента с помощью милливольтметра.

Не отключая милливольтметр, перенести цинковый электрод и соответствующий конец солевого мостика в более концентрированный раствор $ZnSO_4$ и снова измерить ЭДС, затем тоже проделать с 1M $ZnSO_4$.

Результаты измерений и рассчитанные данные записать в таблицу по форме:

$C(Cu^{2+})$, моль/л	$C(Zn^{2+})$, моль/л	$\Delta E_{\text{эксп}}$, В	$\Delta G_{\text{эксп}}$, В	$\Delta E_{\text{теор}}$, В	$\Delta G_{\text{теор}}$, В	П, %
1,0						
0,1						
0,01						

Какой из факторов – природа металла или концентрация его ионов в растворе в большей мере определяет значение электродного потенциала металла и, следовательно, ЭДС гальванического элемента?

Цель: Изучить электролиз, как окислительно-восстановительный процесс.

ОПЫТ 1.

Опыт проводится в электролизере, представляющем собой U – образный сосуд с раствором электролита, в который погружено два электрода, один из которых подключен к положительному, другой – к отрицательному полюсам источника постоянного тока.

Электролиз раствора $CuSO_4$. В электролизер налить 0,5 М раствор сульфата меди (II). Опустить в оба колена электролизера угольные электроды, присоединить их к источнику постоянного тока и пропускать ток в течение 5-10 мин. К раствору на анодном участке добавить раствор лакмуса. Составить уравнения реакций, протекающих на электродах. Промыть электроды и электролизер.

ОПЫТ 2.

Электролиз раствора Na_2SO_4

В электролизер налить 0,5 М раствор сульфата натрия, прибавить в оба колена сосуда по 3-4 капли раствора лакмуса и пропускать ток в течение 5-1 мин. Как изменится окраска раствора на катодном и анодном участках? Какие газы выделяются на электродах? Написать уравнения электродных процессов.

В. Электролиз раствора KI. В электролизер налить 0,5 М раствор иодида калия, прибавить в оба колена сосуда по 3-4 капли раствора фенолфталеина. Пропускать ток в течение 5-10 мин. Наблюдать выделение пузырьков газа и окрашивание раствора у катода. К раствору в анодной части прибавить 2 капли раствора крахмала. Отметить наблюдения. Составить уравнения реакций, протекающих на электродах.

Цель работы: Изучить коррозию, как окислительно-восстановительный процесс.

ОПЫТ 1.

Коррозия оцинкованного и луженого железа

В скрепку для бумаги вставить тонкий кусочек металлического цинка, в другую – такой же кусочек олова. В две пробирки налить воды и добавить 2-3 капли разбавленной серной кислоты и раствора красной кровяной соли – $K_3[Fe(CN)_6]$ – вещества, которое является реактивом на ионы Fe^{2+} , образуя с ним соединение синего цвета.

Обе скрепки опустить в приготовленные растворы. Какую окраску приобретает жидкость, в которое опущено перо с оловом, через несколько минут?

Какие ионы появились в растворе, и на что это указывает?

В другой пробирке окрашивание можно наблюдать только после растворения всего цинка. Разобрать все протекающие реакции, принимая во внимание величины стандартных электродных потенциалов Fe, Zn, Sn.

Составить уравнения реакций анодных и катодных процессов при действии гальванопар - Fe-Zn и Fe-Sn с водородной деполаризацией.

Для сравнения составить схему действия гальванопары Fe–Sn с кислородной деполяризацией.

ОПЫТ 2.

Влияние гальванопары, возникающей в результате химической реакции, на процесс растворения металла.

Внести в пробирку 5–6 капель разбавленного раствора H_2SO_4 и гранулу цинка. Отметить выделение водорода и объяснить возможность протекания реакции с помощью значения стандартного электродного потенциала. Коснуться медной проволокой гранулы цинка. На каком металле будет наблюдаться выделение водорода? Записать схему коррозионного медно-цинкового гальванического элемента с водородной деполяризацией на катоде.

ОПЫТ 3.

Протекторная защита

В стакан с разбавленным раствором уксусной кислоты прибавить несколько капель раствора KI и поместить в него пластины цинка и свинца в контакте друг с другом. Ионы I⁻ играют роль индикатора на ионы Pb^{2+} , образуя с ними малорастворимое соединение PbI_2 желтого цвета. Для сравнения в пробирку с таким же раствором поместить только свинец. В каком случае скорее образуется иодид свинца? Составить схему действия гальванопары $Pb - Zn$. Какой металл играет роль протектора?

ОПЫТ 4.

Пассивирование металлов и роль защитных пленок в процессе коррозии.

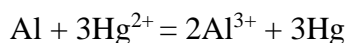
А. Очистить наждаком два стальных гвоздя. Один гвоздь пассивировать, опустив его в пробирку с концентрированным раствором азотной кислоты HNO_3 . Записать свои наблюдения. Ополоснуть гвоздь водой и вновь опустить в азотную кислоту.

Промыть пассивированный гвоздь и опустить в пробирку с разбавленным раствором серной кислоты H_2SO_4 . Отметить скорость выделения водорода.

Для сравнения опустить в раствор серной кислоты необработанный гвоздь. На каком образце скорее выделяется водород? Отметить роль оксидной пленки, образованной на металле при обработке концентрированной азотной кислотой, по отношению к коррозии.

Б. алюминий способен проявлять высокую химическую активность, если с его поверхности снять защитную оксидную пленку. Чтобы удалить оксидную пленку, опустить алюминиевую пластинку в раствор щелочи, промыть водой и осушить фильтровальной бумагой.

Затем поместить на 1 мин в раствор соли ртути(II) и вновь промыть пластинку водой. При этом идет реакция



и на поверхности алюминия образуется амальгама - его раствор в металлической ртути. На амальгамированном алюминии оксидная пленка не удерживается и поверхность металла на воздухе быстро покрывается хлопьями. Снять хлопья фильтровальной бумагой и поместить пластинку в пробирку с водой. Написать уравнения соответствующих реакций. Ускоряющее влияние на коррозию алюминия оказывает также возникающая гальванопара $Al-Hg$. Написать схему ее действия.

ОПЫТ 5.

Термическое оксидирование стали

Нанесение оксидных пленок на металлы называется оксидированием, а в случае стали – воронением. Очистить наждаком две стальные пластинки. Провести термическое оксидирование одной из них, для чего нагреть пластинку в пламени горелки до появления цветов побежалости, т.е. до появления оксидных пленок, которые ввиду своей различной толщины вызывают интерференцию света и потому окрашиваются в разные цвета. Нанести по 1 капле раствора сульфата меди $CuSO_4$ на оксидированный и неоксидированный образцы. По скорости появления темного пятна меди на образцах оценить защитные свойства образованной пленки.

Задачи:

1. Составить схемы коррозионного гальванического элемента, образованного железом в контакте с медью: а) в кислой среде; б) во влажной атмосфере; а) в растворе соли меди. Написать уравнения реакций, протекающих на анодном и катодном участках элемента.
2. Объяснить сущность процессов коррозии железа, покрытого цинком, и железа, покрытого оловом. Написать соответствующие уравнения реакций.
3. Составить схемы двух коррозионных гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, в другом - анодом. Привести примеры и объяснить сущность анодной и катодной защиты металлов от коррозии.
4. В контакте с цинком или с железом коррозия магния будет происходить сильнее? Привести схему процесса коррозии.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА
Для студентов заочного отделения
«Типы химических реакций»

Вопросы к занятию:

1. Классификация химических реакций: ионного обмена, окислительно-восстановительных реакций, образования комплексных соединений. Приведите примеры.
2. Понятие комплексного соединения, строение, номенклатура. Приведите примеры
3. Окислительно-восстановительные реакции:
- понятие окислитель, восстановитель;
- классификация ОВР (приведите примеры)
- влияние среды на протекание химической реакции.

ОПЫТ 1. Реакции соединения

К небольшому количеству оксида кальция прилить воды и добавить фенолфталеин. Отметить цвет раствора, написать уравнение реакции.

ОПЫТ2. Реакции разложения

Небольшое количество порошка малахита $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ нагреть в пробирке. Отметить изменение цвета. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ3. Реакции замещения

В пробирку поместить несколько гранул цинка и прилить разбавленный раствор соляной кислоты. Собрать выделяющийся газ. Какой газ выделился? Написать уравнение реакции.

ОПЫТ4. Реакции обмена

К раствору нитрата серебра прилить раствор хлорида натрия. Отметить цвет и характер осадка. Написать уравнение в молекулярной и ионной форме.

ОПЫТ5. Реакции без изменения степени окисления.

В пробирку прилить раствор щелочи, прибавить несколько капель фенолфталеина и приливать по каплям раствор кислоты до исчезновения окраски. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ6. Реакции с изменением степени окисления

В пробирку налить раствор перманганата калия, подкислить разбавленным раствором кислоты и прилить нитрит натрия NaNO_2 до обесцвечивания раствора.

В другую пробирку внести раствор иодида калия, подкислить разбавленным раствором кислоты и прилить нитрит натрия до изменения окраски. Написать уравнения реакций.

ОПЫТ7. Реакции с выделением тепла

В стакан насыпать немного гидроксида натрия NaOH , прилить воды, содержимое перемешать, измерить температуру раствора.

ОПЫТ8. Реакции с поглощением тепла

В стакан поместить небольшое количество нитрата аммония NH_4NO_3 и прилить воды. Содержимое перемешать и измерить температуру раствора.

ОПЫТ9. Обратимые реакции

В стаканчике смешать по 5 мл растворов хлорида железа(III) и роданида калия KSCN. Написать уравнение реакции.

Разбавить полученный раствор. Разлить поровну в 4 пробирки:

в I – прибавить FeCl₃;

в II – прибавить KSCN;

в III – прибавить немного крист. KCl;

в IV – для сравнения. По изменению интенсивности окраски судят об изменении концентрации Fe(SCN)₃, т.е. о смещении равновесия.

ОПЫТ 10. Необратимые реакции

К раствору сульфата меди прилить раствор щелочи. Отметить цвет осадка, написать уравнение реакции.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №11

«Водород, кислород, хлор и их соединения»

Контрольные вопросы по теме: «Водород и его соединения»

1. Каковы электронные формулы атомов протия, дейтерия и трития? Какие изотопы водорода стабильны?
2. Почему водород в периодической системе относится к IA- и VIIA- группам? В чем сходство и различие атома водорода с атомами щелочных металлов и галогенов? Укажите валентные состояния и степени окисления атома водорода.
3. Физические свойства водорода.
4. Смесь водорода с кислородом (2 объема водорода и 1 объем кислорода) – гремучий газ – взрывоопасна. **Рассчитайте** плотность гремучего газа по отношению: а) к водороду; б) к воздуху; в) к водяному пару.
5. Химические свойства водорода. Взаимодействие с простыми и сложными веществами. Восстановительные и окислительные свойства водорода.
6. Гидриды металлов и неметаллов. Влияние характера связи в указанных соединениях на кислотно-основные свойства гидридов. Приведите уравнения реакций, характеризующих кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидридов. Гидрогенаты.
7. Металлоподобные соединения водорода.
8. Лабораторные и промышленные способы получения водорода.
9. Можно ли получить водород электролизом водных растворов H₂SO₄, Na₂SO₄, KCl, CuCl₂, KOH? **Напишите** уравнения реакций электролиза данных растворов.
10. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$$\text{Na} + \text{H}_2 = \quad \quad \quad \text{BaH}_2 + \text{H}_2\text{O} =$$

$$\text{CaH}_2 + \text{O}_2 = \quad \quad \quad \text{BaH}_2 + \text{HCl} =$$

$$\text{Na}[\text{AlH}_4] + \text{H}_2\text{O} = \quad \quad \quad \text{LiH} + \text{Cl}_2 =$$

Как отличить водород от кислорода, диоксида углерода, азота?

12. Нахождение в природе и биологическая роль водорода.
13. Применение водорода. Водород – топливо будущего.

Контрольные вопросы по теме: «Кислород и его соединения»

11. Электронные формулы изотопов кислорода. Укажите валентные состояния и степени окисления атома кислорода.
12. Опишите строение молекулы кислорода и молекулярных ионов кислорода: O₂⁺, O₂⁻, O₂²⁻ с позиции метода молекулярных орбиталей?
13. Физические и химические свойства кислорода.
14. Получение кислорода в лаборатории и промышленности.
15. Оксиды металлов и неметаллов. Влияние характера связи в указанных соединениях на кислотно-основные свойства оксидов. **Приведите** уравнения реакций, характеризующих кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов.
16. Получение оксидов.

17. Пероксид водорода. Строение молекулы. Кислотные свойства пероксида водорода. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода в кислой и щелочной средах.
18. Получение пероксида водорода. Комплексные соединения пероксида водорода, пероксосолевататы.
19. Получение, строение, свойства, применение неорганических и органических пероксидов.
20. Получение и свойства супероксидов.
21. Озон. Строение молекулы. Физические свойства. Сравнение окислительной активности кислорода и озона. Взаимодействие озона с органическими соединениями. Применение.
22. Неорганические озониды. Получение, физические и химические свойства.
23. Вода. Аномалии воды. Химические свойства воды: каталитические, кислотно-основные, окислительно-восстановительные; вода как лигантообразователь.
24. Тяжелая вода.

Контрольные вопросы по теме: «Галогены»

1. Опираясь на электронное строение атомов галогенов, укажите валентные возможности и степени окисления галогенов в соединениях. Приведите примеры соединений, в которых галогены находятся в положительных степенях окисления.
2. Каков характер изменения энергии ионизации и сродства к электрону атомов галогенов? Почему с увеличением атомного номера указанные характеристики изменяются немонотонно?
3. Опишите строение молекул галогенов с позиции метода МО. Объясните, почему энергия диссоциации молекул галогенов относительно невелика.
4. Энергия связи в ряду $F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2$ максимальна для молекулы хлора. Объясните этот факт.
5. Каково агрегатное состояние галогенов при нормальных условиях? Каков характер изменения температур плавления и кипения галогенов? Почему с увеличением атомного номера указанные характеристики изменяются немонотонно? Почему растворимость галогенов в органических растворителях лучше, чем в воде? Почему иод хорошо растворим в иодиде калия?
6. Охарактеризуйте химические свойства фтора. Каковы особенности протекания химических реакций с участием фтора?
7. Опишите химические свойства хлора, брома и иода. **Напишите** уравнения реакций галогенов с простыми веществами, а также с водой и щелочами (холодными и горячими). Интергалогениды.
8. Хлор взаимодействует с водородом с образованием хлороводорода по радикальному механизму. Составьте схему цепной реакции.
9. В виде каких соединений галогены находятся в природе?
10. На чем основан общий принцип получения галогенов в технике и лаборатории. Какова направленность реакций между галогенами и веществами, содержащими галогенид-ионы. Какова особенность получения фтора?
11. Комплексные соединения галогенов.
12. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

$$F_2 + NaOH = \quad \quad Cl_2 + Br_2 =$$

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 = \quad \quad Cl_2 + Br_2 + H_2O =$$

$$I_2 + HNO_3 \text{ (конц.)} = \quad \quad NaBr + Cl_2 =$$

$$F_2 + O_2 = F_2 + H_2O =$$
9. Применение галогенов.
10. **Напишите** уравнения реакций получения фтороводорода и травления стекла.
11. Получение галогеноводородов и галогеноводородных кислот. Все ли галогеноводороды можно получить взаимодействием соответствующих галогенидов натрия (калия)

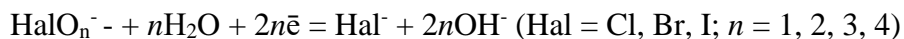
с концентрированной серной кислотой? Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот.

12. Окислительные свойства галогеноводородных кислот. Сравнение восстановительных свойств их анионов.
13. Кислородные соединения галогенов. Оксиды хлора, брома, иода. Строение, получение, физические и химические свойства.
14. Кислородсодержащие кислоты хлора. Стереохимия анионов кислородсодержащих кислот. Сравнение силы и устойчивости оксокислот хлора.
15. Как изменяется окислительная активность в ряду $\text{ClO}^- - \text{ClO}_2^- - \text{ClO}_3^- - \text{ClO}_4^-$? **Ответ мотивируйте**, опираясь на стандартные окислительные потенциалы систем:



(см. приложение практикума по общей и неорганической химии / под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002; таблица № 6, стр. 285).

16. Получение, строение и окислительные свойства белильной извести и бертолетовой соли. Применение белильной извести и бертолетовой соли.
17. Получение оксокислот брома, иода и их солей. Сравнение силы и окислительных свойств кислот, содержащих галогены в одинаковой степени окисления. **Ответ мотивируйте**, опираясь на константы диссоциации кислот и стандартные окислительные потенциалы систем:



(см. приложение практикума по общей и неорганической химии / под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002; таблица № 6, стр. 285).

Лабораторная работа: «Водород, кислород, хлор и их соединения»

Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб.пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с.
с. 135 (1, 2, 5); с. 147 (16, 2); с. 150 (1-6), с. 137 – 146 (1, 3, 4, 5, 11, 12, 14 б, в)

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №12

«Сера, азот, фосфор и их соединения»

Контрольные вопросы по теме: «Халькогены и их соединения»

1. Опираясь на электронное строение атомов халькогенов, укажите валентные возможности и степени окисления халькогенов в соединениях.
2. Каковы аллотропные модификации серы? Из каких структурных единиц построены кристаллы серы? Какая модификация серы устойчива при обычных условиях? Каковы аллотропные модификации селена?
3. Химические свойства серы, селена, теллура, полония. Приведите уравнения реакций с простыми и сложными веществами (кислотами и щелочами). Какая среда способствует реакции диспропорционирования?
4. Водородные соединения халькогенов. Получение халькогеноводородов. Каков характер изменения кислотных и восстановительных свойств халькогеноводородов в группе? Ответ мотивируйте.
5. Окислительно-восстановительные свойства сероводорода. Взаимодействие сероводорода с неорганическими и органическими веществами. Получение сульфидов.
6. Влияние природы химической связи на кислотно-основные свойства сульфидов. Приведите уравнения реакций, доказывающие кислотно-основные свойства сульфидов. Какие соединения называются тиосолями? Восстановительные свойства сульфидов.
7. При сливании растворов сульфида натрия и хлорида алюминия выпадает осадок и выделяется газ, имеющий резкий запах. Объясните происходящие явления. **Приведите** уравнения реакций с учетом гидролиза солей.

8. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:
- $$\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \quad (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} =$$
- $$\text{S} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \quad \text{S} + \text{Ba}(\text{OH})_2 =$$
- $$\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 = \quad \text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$$
- $$\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \quad \text{Na}_2\text{S} + \text{S} =$$
- $$\text{SCl}_4 + \text{H}_2\text{O} = \quad \text{H}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) =$$
9. Получение диоксида серы в лаборатории и в промышленности. Получение оксидов селена (IV), теллура (IV).
10. Опишите строение молекул оксидов халькогенов (IV). Приведите уравнения реакций, подтверждающие их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
11. Получение сернистой кислоты. Кислотные, окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты.
12. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:
- $$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \quad \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$$
- $$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \quad \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$$
- t*
- $$\text{Na}_2\text{SO}_3 = \quad \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$$
- $$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HI} =$$
13. Утилизация оксида серы (IV).
14. Опишите строение молекул оксидов халькогенов (VI). Охарактеризуйте льдовидную и асбестовидную модификации оксидов. Приведите уравнения реакций, подтверждающие кислотные и окислительные свойства триоксидов. Сульфоновые кислоты.
15. Свойства серной кислоты. Чем определяется характер продукта в реакциях с участием серной кислоты? Взаимодействие серной кислоты с металлами различной активности, неметаллами, сложными веществами (органическими и неорганическими).
16. Что такое олеум? Строение и получение пиросерной кислоты. В каком порядке следует смешивать воду с концентрированной серной кислотой и почему? Водоотнимающее действие концентрированной серной кислоты.
17. Биологическая роль серы.

Лабораторная работа: «Сера и ее соединения»

Цель работы: ознакомление со свойствами серы и ее соединений.

Оборудование и реактивы: держатель для пробирок, стаканы, прибор для получения сероводорода, колба Вюрца, стеклянные пластинки, стеклянные палочки, пробирки, сульфит натрия, сульфид железа, медь, цинк и железо металлические, сера, растворы: азотная кислота (конц.), соляная кислота (1:1), соли меди, свинца, серебра, олова, сурьмы, висмута, перманганат калия, дихромат калия, хлорид железа (III), серная кислота (1:5), нитрит натрия, хлорид бария.

ОПЫТ 1. Химические свойства серы

Восстановительные свойства серы. В пробирке нагреть до кипения 2 - 3 мл концентрированного раствора азотной кислоты с небольшой массой серы. При этом азотная кислота восстанавливается до оксида азота(II) NO, а сера окисляется до сульфат-иона SO_4^{2-} , который можно обнаружить, добавляя раствор хлорида бария BaCl_2 . Составить уравнения реакций окисления серы и обнаружения сульфат-ионов.

ОПЫТ 2. Получение сероводорода (опыт проводить под тягой)

В пробирку положить 3 - 4 мелких кусочка сульфида железа(II) FeS и, прилив 3 - 5 мл разбавленной соляной кислоты, закрыть пробирку пробкой, снабженной трубкой. Когда начнется энергичное выделение газа, зажечь его у входного отверстия трубки. Составить уравнения реакций получения сероводорода и его полного горения.

При полном сгорании сероводород образует SO_2 и H_2O . Если его пламя (отметьте его цвет) прикрыть фарфоровой крышечкой, затруднив доступ воздуху, то образуется свободная сера (и вода).

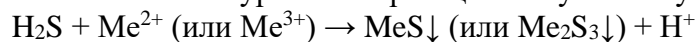
Внести в пламя сероводорода холодную фарфоровую чашку и наблюдать через некоторое время образование на ее поверхности желтого налета серы. Составить уравнение реакции неполного сгорания сероводорода

ОПЫТ 3. Кислотные свойства раствора сероводорода

В пробирку с раствором сероводорода H_2S добавить нейтральный раствор лакмуса. Как изменяется окраска индикатора? Составить уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты.

ОПЫТ 4. Соли сероводородной кислоты

В пробирки с растворами солей меди(II), свинца(II), серебра, олова(II), сурьмы(III), висмута(III) прибавить сероводородную кислоту. Отметить цвет сульфидов, выпавших в виде осадков. Составить ионные уравнения реакций получения сульфидов:



ОПЫТ 5. Восстановительные свойства сероводорода

А. Окисление сероводорода растворами KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и FeCl_3 .

В двух пробирках отдельно приготовить смеси разбавленных растворов: перманганата калия KMnO_4 и серной кислоты; дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и серной кислоты. Прилить в обе пробирки сероводородной воды. Что наблюдается? Как изменяется окраска исходных растворов?

В пробирку с раствором хлорида железа(III) FeCl_3 прилить сероводородной кислоты. Что наблюдается? Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

ОПЫТ 6. Получение SO_2 действием H_2SO_4 на сульфиты

В колбу Вюрца внести безводный сульфит натрия, а в капельную воронку - концентрированный раствор H_2SO_4 (H_2SO_4 в колбу добавлять малыми порциями). Записать наблюдения. Составить уравнение реакции получения диоксида серы.

ОПЫТ 7. Растворимость диоксида серы в воде

Наполненный диоксидом серы SO_2 цилиндр перевернуть в большой кристаллизатор с водой, в которую предварительно добавить несколько капель раствора лакмуса. После удаления стеклянной пластинки вода постепенно поднимается в цилиндр и изменяет свой цвет.

Составить уравнение химической реакции, сопровождающей растворение в воде диоксида серы, и уравнения реакций ступенчатой диссоциации сернистой кислоты. Почему водный раствор сернистой кислоты обладает резким запахом диоксида серы?

ОПЫТ 8. Химические свойства сульфитов

А. В пробирку со смесью раствора дихромата калия и разбавленной H_2SO_4 добавить раствор сульфита натрия Na_2SO_3 . Отметить изменение цвета раствора. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, отметить свойства сульфита в реакции.

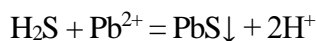
Повторить опыт, взяв смесь раствора перманганата калия и разбавленного раствора серной кислоты. Как изменилась окраска смеси после реакции? Какую роль - восстановителя или окислителя играет сульфит в этой реакции? Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Б. В пробирку с раствором сульфита натрия Na_2SO_3 добавить раствор нитрита натрия NaNO_2 . Записать наблюдения. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции. С помощью раствора хлорида бария BaCl_2 установить присутствие в продуктах реакции сульфат-иона SO_4^{2-} , составить ионное уравнение реакции.

ОПЫТ 9. Окислительные свойства концентрированной серной кислоты

В три пробирки взять по 5 - 10 капель концентрированного раствора серной кислоты. В одну из них поместить гранулу цинка, в другую - медь, в третью - железо. Пробирки нагреть. К газу, выделяющемуся из пробирки с медью, поднести влажную индикаторную бумагу, из пробирки с цинком - фильтровальную бумажку, пропитанную раствором нитрата свинца(II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. По запаху газов и изменению окраски бумажек определить, какой газ выделяется. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

При выделении H_2S бумага, смоченная раствором нитрата свинца, чернеет:

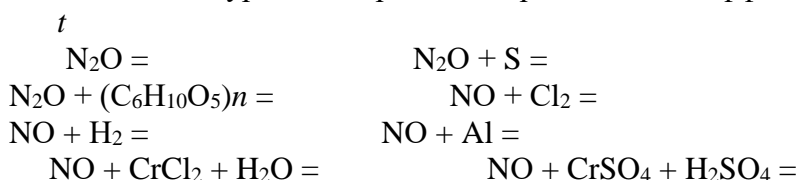


Испытать действие разбавленной серной кислоты на металлы. В какой пробирке реакция не протекает? Почему?



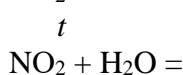
Контрольные вопросы по теме: «Азот и его соединения»

1. Опираясь на электронное строение атома азота, укажите валентные возможности и степени окисления азота в соединениях.
2. Опишите строение молекулы азота с позиции метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей. Чем объясняется высокая энергия активации реакций с участием азота.
3. Физические свойства и получение азота в лаборатории и промышленности.
4. Химические свойства азота. Приведите формулы бинарных соединений азота с кислородом, фтором, хлором, серой, металлами. Какие из них можно получить прямым синтезом?
5. Лабораторные способы получения аммиака. Обоснуйте выбор условий, при которых осуществляется синтез аммиака в промышленности. Строение, физические и химические свойства аммиака (основные свойства; реакции замещения, окисления, комплексобразования).
6. Соли аммония. Получение, строение. Гидролиз, термическое разложение.
7. Получение, строение, свойства оксидов азота.
8. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

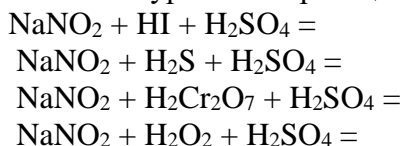


9. Получение оксида азота N_2O_3 и азотистой кислоты HNO_2 . Таутомерия. Кислотные свойства этих соединений. Приведите примеры реакций, иллюстрирующие окислительные, восстановительные свойства, а также примеры диспропорционирования иона NO_2^- . Получение нитритов.
10. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

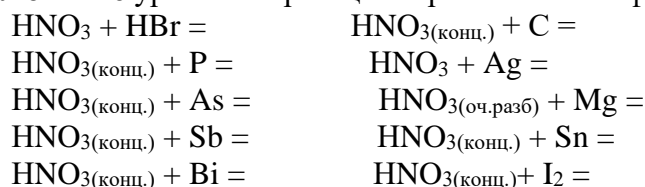
$$\begin{array}{l} \text{NO}_2 + \text{C} = \qquad \qquad \qquad \text{NO}_2 + \text{Mg} = \\ \text{NO}_2 + \text{KOH} = \qquad \qquad \qquad \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \end{array}$$



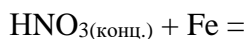
11. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



12. Строение и получение азотной кислоты. Свойства азотной кислоты. Чем обусловлен характер продуктов восстановления азотной кислоты. Почему концентрированные растворы азотной кислоты окрашены в бурый цвет?
13. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



t



14. Что такое «царская водка»? Почему она является сильным окислителем? Напишите уравнения реакций золота, платины с «царской водкой». Назовите продукты реакции.
15. Получение нитратов. Разложение и окислительная активность нитратов. Какие соединения называются селитрами?
16. Закончите уравнения реакций, протекающих при нагревании, и расставьте коэффициенты:

$\text{KNO}_3 + \text{S} =$	$\text{KNO}_3 =$
$\text{LiNO}_3 =$	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 =$
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 =$	$\text{AgNO}_3 =$
$\text{KNO}_3 + \text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{KOH} =$	$\text{NaNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{NaOH} =$
17. Какова биологическая роль азота?

Контрольные вопросы по теме: «Фосфор и его соединения»

1. Опираясь на электронное строение атома фосфора, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа фосфора в соединениях. Приведите примеры.
2. Физические свойства и получение фосфора в промышленности.
3. Опишите строение основных полиморфных модификации фосфора. Каковы условия превращения белого фосфора в красный и черный, красного фосфора в белый?
4. Химические свойства фосфора. Приведите уравнения реакций с простыми (кислородом, галогенами, серой, металлами) и сложными веществами (водой, кислотами и щелочами).
5. Фосфин. Получение, строение, основные и окислительно-восстановительные свойства.
6. И в молекуле аммиака, и в молекуле фосфина на центральном атоме имеется неподеленная электронная пара. Однако донорные свойства этих молекул существенно различны. Почему?
7. Оксиды фосфора. Получение, строение, свойства оксида фосфора (III). Почему правильнее писать P_4O_6 , а не P_2O_3 ?
8. Фосфористая кислота. Получение, строение, основность. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Фосфиты.
9. Получение, строение, свойства оксида фосфора (IV) и фосфорноватой кислоты. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства фосфорноватой кислоты. Гипофосфаты.
10. Получение, строение, свойства оксида фосфора (V). Почему правильнее писать P_4O_{10} , а не P_2O_5 ?
11. Ортофосфорная кислота. Получение, строение, свойства. Гидролиз фосфатов.
12. Анионная конденсация ортофосфорной кислоты. Поли-, мета, ультрафосфорные кислоты.
13. Приведите константы диссоциации фосфорноватистой, фосфористой, ортофосфорной кислот. Как согласуются эти данные с о строением указанных кислот? Какая из кислот – H_3PO_3 или H_3PO_2 проявляет большую восстановительную активность? **Ответ мотивируйте**, опираясь на значения φ_{298} соответствующих полуреакций (см. приложение практикума по общей и неорганической химии / под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова.- М.: Дрофа, 2002; таблица № 6, стр. 285).
14. Применение фосфора и его соединений.
15. Биологическая роль фосфора.

Лабораторная работа: «Азот, фосфор и их соединения»

Цель работы: ознакомление с получением и свойствами азота и его соединений.

Оборудование и реактивы:

Штатив. Кристаллизатор. Газоотводная трубка. Пробирка. Фарфоровая ступка. Дихромат аммония. Медные стружки. Цинковая пыль. Железо. Растворы: хлорида аммония (насыщ.), аммиака (конц.), нитрита натрия (1 М), перманганата калия (0,5 М), сульфат алюминия, фосфат натрия, ди- и гидрофосфат натрия, молибдат аммония, хлорид кальция, соляной кислоты (конц.), серной кислоты (0,1 М), азотной кислоты (0,1 М, конц.), фенолфталеина, лакмуса, метилового оранжевого. Бромная вода.

Опыт 1. Получение азота

В сухую пробирку насыпать немного измельченного дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. При нагревании начинается бурная реакция. Пробирку держать вертикально. Имеют ли запах продукты реакции? Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 2. Получение аммиака

В ступке приготовить смесь из хлорида аммония NH_4Cl и гашёной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Перенести смесь в пробирку и закрыть пробкой с изогнутой газоотводной трубкой. Пробирку со смесью слегка подогреть. Поднести к концу газоотводной трубки индикаторную бумажку, смоченную водой. Что наблюдается? К концу газоотводной трубки поднести стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций.

ОПЫТ 3. Свойства аммиака

В пробирку внести 2 - 3 капли бромной воды и 1 – 2 капли раствора аммиака. Как изменится окраска бромной воды? Написать уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота.

ОПЫТ 4. Свойства азотистой кислоты и ее солей

А. В пробирку налить немного концентрированного раствора нитрита натрия NaNO_2 и прилить разбавленную серную кислоту, затем охладить. Отметить изменение окраски. Написать уравнение реакции, имея в виду, что HNO_2 выделяет N_2O_3 , разлагающийся на NO и NO_2 .

Б. В пробирку налить немного раствора перманганата калия и разбавленной серной кислоты. Добавить раствор нитрита натрия NaNO_2 . Наблюдать изменение окраски. Составить уравнение реакции.

Опыт 5. Окислительные свойства азотной кислоты

В три пробирки взять по 5 - 10 капель концентрированного раствора азотной кислоты. В одну из них поместить гранулу цинка, в другую – медь, в третью – железо. Пробирки нагреть. Отметить наблюдения. Написать уравнения реакций.

Повторить опыт с разбавленной азотной кислотой.

Опыт 6. Реакции на ионы фосфорных кислот

А. К раствору гидрофосфата натрия прилить раствор AgNO_3 . Что представляет собой выпавший осадок? Каков его цвет? Испытать отношение осадка к раствору азотной кислоты. Написать соответствующие уравнения реакций.

Б. К небольшому объему раствора молибдата аммония, подкисленного раствором HNO_3 , прибавить несколько капель раствора Na_3PO_4 . Смесь нагреть. Что наблюдается? Каков вид и цвет осадка?



Опыт 7. Соли фосфорной кислоты

А. По величине константы диссоциации ортофосфорной кислоты предположить, подвергаются ли гидролизу фосфаты щелочных металлов. На какой ступени должен практически остановиться гидролиз фосфата натрия?

Проверить свои предположения, испытав растворы гидро-, дигидрофосфата и фосфата натрия индикаторной бумажкой. Написать уравнение реакции гидролиза фосфата натрия по первой ступени. Накопление каких ионов препятствует дальнейшему гидролизу этой соли? Определить pH растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Б. Используя имеющиеся в лаборатории реактивы, получить гидро-, дигидрофосфат и фосфат кальция. Написать уравнения реакций. Сделать вывод о растворимости в воде полученных солей. Что происходит? Дать объяснение. Написать уравнение реакции.

В. В одну пробирку налить немного раствора хлорида железа (III), в другую - сульфата алюминия. В каждую из пробирок добавить немного раствора ацетата натрия и гидрофосфата натрия. Отметить цвет выпавших осадков. Что они собой представляют? Какую роль играют ацетат-ионы? Написать уравнения реакций получения фосфатов железа и алюминия. Испытать отношение осадков к раствору HCl.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №13 «Углерод, кремний и их соединения»

Контрольные вопросы по теме: «Углерод и его соединения»

1. Опираясь на электронное строение атома, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа углерода в соединениях.
2. Нахождение углерода в природе. Изотопы углерода.
3. Охарактеризуйте аллотропные модификации углерода: алмаз, карбин, графит, фуллерит. Стеклоуглерод. Укажите причину различия их свойств. Какие типы гибридизации атомных орбиталей характерны для углерода?
4. Химические свойства углерода. **Приведите уравнения и условия** проведения реакций углерода с кислородом, галогенами, серой, азотом, кислотами.
5. Соединения углерода в отрицательной степени окисления. Ковалентные, ионно-ковалентные и металлические карбиды. Метаниды, ацетилены: получение, свойства, применение.
6. Соединения углерода (IV). Приведите примеры соединений, в которых атом углерода находится в sp -, sp^2 -, sp^3 – гибридизации. Физические, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства CO_2 , CS_2 , $COHal_2$, $CHal_4$. Получение CO_2 , CS_2 , $COHal_2$, $CHal_4$.
7. Строение, получение, свойства цианамиды, циановой, изоциановой, гремучей, родановодородной кислот.
8. Соединения углерода (II). Строение молекулы оксида углерода (II) с позиций методов ВС и МО. Сравните порядок, длину и энергию связей, энергию ионизации, температуры плавления и кипения CO и N_2 и объясните особую близость их физических свойств.
9. Приведите реакции, характеризующие окислительно-восстановительные свойства CO. Получение CO.
10. Цианид водорода. Строение, получение, свойства.
11. Дициан. Строение, получение. Почему дициан называют псевдогалогеном? Приведите уравнения реакций.
12. Угольная кислота. Строение, свойства. Карбонаты и гидрокарбонаты: гидролиз, термическое разложение, получение. Какие соли угольной кислоты не получить по реакции обмена в водном растворе?
13. **Закончите** уравнения реакций разложения карбонатов металлов и расставьте коэффициенты:
 $Na_2CO_3 \rightarrow MnCO_3 \rightarrow$
 $BaCO_3 \rightarrow PbCO_3 \rightarrow$
 $CaCO_3$ или $BaCO_3$ термически более устойчив? Почему?
14. Получение соды по аммиачному способу.
15. **Вычислите** pH 0.01M раствора карбоната калия.
16. Тиоугольная кислота. Строение, получение.
17. **Закончите** уравнения реакций, расставьте коэффициенты, **назовите** реагенты и продукты:
 $AlCl_3 + Na_2CO_3 + H_2O =$



Комплексные соединения с углеродсодержащими лигандами.

18. **Решите задачу:** при нагревании смеси кристаллической соды и гидрокарбоната натрия ее масса уменьшилась до 15.9 г, и при этом выделилось 1.12 л углекислого газа. Рассчитайте массу исходной смеси солей.
19. **Решите задачу:** в 1300 г воды растворено 180 г кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$. Плотность полученного раствора 1.16 г/см³. Определите массовую долю (%) вещества в растворе в расчете на безводную соль; молярную и нормальную концентрации определить исходя из кристаллогидрата.

Контрольные вопросы по теме: «Кремний и его соединения»

1. Каков характер изменения размера атома, энергии ионизации, сродства к электрону в IVA группе?
2. Опираясь на электронное строение атома, укажите валентные возможности, степени окисления и координационные числа кремния в соединениях.
3. Нахождение кремния в природе. Изотопы кремния. Получение кремния. Каким способом получают кремний для полупроводниковой техники?
4. Химические свойства кремния. **Приведите уравнения и условия** проведения реакций кремния с металлами, кислородом, галогенами, серой, азотом, углеродом, водой, кислотами и щелочами. Чем объясняется, что кремний в «царской водке» не растворяется, но растворяется в смеси $\text{HF} + \text{HNO}_3$?
5. Соединения кремния в отрицательной степени окисления. Получение, свойства, применение.
6. Соединения кремния (IV): SiO_2 , SiHal_4 , SiS_2 , SiC . Какие из них являются мономерами, какие – полимерами? Какую структуру: островную, цепную или координационную имеют эти соединения? Их физические свойства. Приведите температуры плавления SiO_2 и CO_2 и объясните их резкое различие.
7. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства SiO_2 , SiHal_4 , SiS_2 , SiC . Получение SiO_2 , SiHal_4 , SiS_2 , SiC .
8. Приведите формулы и названия кремневодородов. В чем сходство и различие химических свойств водородных соединений углерода и кремния? Дайте объяснение. Приведите примеры соответствующих реакций. Получение силанов. Почему для кремния аналоги этилена, ацетилена, бензола неустойчивы?
9. **Закончите** уравнения и расставьте коэффициенты:
 $\text{CaO} + \text{SiO}_2 =$ $\text{SiH}_4 + \text{KOH} =$
 $\text{CaS} + \text{SiS}_2 =$ $\text{SiCl}_4 + \text{H}_2\text{O} =$
 $\text{NaF} + \text{SiF}_4 =$ $\text{SiS}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
10. В каком направлении и почему смещается равновесие:
 а) при насыщении диоксидом углерода водного раствора силиката натрия;
 б) при прокаливании смеси Na_2CO_3 и SiO_2 ?
- Приведите** уравнения реакций. Какая кислота: угольная или кремниевая является более сильным электролитом?
11. **Составьте** структурные формулы SiO_4^{4-} , $\text{Si}_2\text{O}_7^{6-}$, $(\text{SiO}_3^{2-})_3$, $(\text{Si}_2\text{O}_5^{2-})_{2\infty}$. В чем принципиальное различие структур силикат- и карбонат-ионов: SiO_3^{2-} и CO_3^{2-} , SiS_3^{2-} и CS_3^{2-} ?
12. В чем различие кристаллического и стеклообразного (аморфного) состояний?

13. Чем объясняется склонность кремниевых кислот к образованию коллоидных растворов? Что образуется при обезвоживании кремниевых кислот? Какое значение имеет продукт обезвоживания в технике?
14. Какова реакция среды раствора Na_2SiO_3 . Как изменится степень гидролиза Na_2SiO_3 при добавлении к раствору двойного объема раствора хлорида аммония? Какой газ выделяется? **Написать уравнения реакций.**
15. Применение кремния и его соединений. Кварцевое стекло. Керамика. Цемент.
16. **Составьте** уравнения реакций получения «оконного» стекла.
17. **Решите задачу:** сколько килограммов кремния и какой объем 32%-ного раствора NaOH ($\rho = 1.35 \text{ г/см}^3$) потребуется для получения 15 м^3 водорода, измеренного при $t = 17 \text{ }^\circ\text{C}$ и $p = 98.64 \text{ кПа}$?
18. **Решите задачу:** Определите количественный состав смеси кремния, алюминия и карбоната кальция, если известно, что при обработке этой смеси раствором щелочи выделяется 8.96 л газа, а при обработке такой же навески исходной смеси раствором HCl также выделяется 8.96 л газа, пропускание которого через раствор Ca(OH)_2 , приводит к образованию $8.1 \text{ гCa(НСO}_3)_2$.

Лабораторная работа: «Углерод, кремний и их соединения»

Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с.
с. 248-254, оп. 2а, б, 7б, в, г, 9, 10, 11, с. 256-258, оп. 3, 5.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №14

«Металлы главных подгрупп I-IIIА-групп»

Контрольные вопросы по теме:

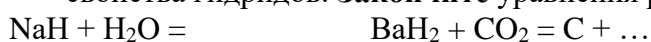
«Общая характеристика металлов»

1. Положение металлов в периодической системе. Электронные конфигурации атомов металлов. Общая характеристика атомов элементов.
2. Физические свойства простых веществ.
3. Металлическая связь:
 - теория электронного газа;
 - зонная теория кристаллов.
4. Кристаллические решетки металлов. Причины аллотропии.
5. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с простыми и сложными веществами. Электрохимический ряд напряжений металлов.
6. Нахождение металлов в природе.
7. Общие способы получения металлов.

Контрольные вопросы по теме: «Металлы I, II, IIIА – групп»

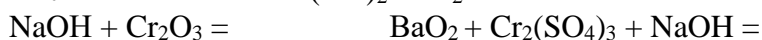
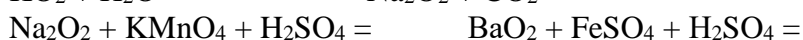
1. Каковы электронные формулы атомов элементов I, II, IIIА - групп? Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов? Объясните особую устойчивость степени окисления +1, +2 у s-элементов I, II групп. Выделите среди атомов элементов полные и неполные электронные аналоги. Какие степени окисления устойчивы для галлия, индия, таллия? Как объяснить понижение характерной степени окисления в ряду Ga – In – Tl? Почему металлический галлий проявляет более слабые восстановительные свойства, чем алюминий?
2. Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов s, p – элементов? Сравните энергию ионизации (E_1) атомов s-элементов II группы и соседних по периоду элементов. Объясните причину большего значения E_1 для элементов IIА – группы.
3. Каковы координационные числа металлов I, II, IIIА – групп? Приведите примеры. **Опишите** строение комплексного иона $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ с позиций метода валентных связей.
4. Как изменяются температуры плавления и кипения в ряду металлов I, II, IIIА – групп? Чем это объясняется? Физические свойства металлов.

5. Химическая активность лития по сравнению с калием и натрием наименьшая, хотя значение его нормального электродного потенциала является наиболее отрицательным (-3.01 В). Чем это объясняется?
6. Диагональное сходство элементов в периодической системе. Какова причина диагональной аналогии? В чем проявляется диагональное сходство между бериллием и алюминием, магнием и литием? **Приведите** соответствующие уравнения реакций (отношение к воде, щелочам, разбавленным и концентрированным растворам HCl, H₂SO₄ и HNO₃). Почему Be, Mg и Al при стандартных условиях не растворяются в воде? Пассивирование.
7. Какие кислородные соединения образуются при сгорании и окислении металлов I, II, IIIА – групп? В чем причина образования различных продуктов горения? Как взаимодействуют металлы с галогенами, серой, азотом, водой, кислотами и щелочами? Какие оксиды и хлориды таллия образуются при взаимодействии простых веществ?
8. Взаимодействие металлов с водородом. Каков характер химической связи в гидридах металлов I, II, IIIА - групп? Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидридов. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



9. Какова природа химической связи в соединениях металлов I, II, IIIА – групп с водородом, кислородом, галогенами? Чем объясняется способность молекул хлорида алюминия образовывать димеры гексахлорида диалюминия?

10. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



11. Получение гидроксида алюминия. Каков характер изменения кислотно - основных свойств в ряду гидроксидов элементов I, II, IIIА - групп? Как на основании ионных радиусов Al³⁺, Ga³⁺, In³⁺ объяснить некоторое уменьшение основных свойств и усиление кислотных свойств гидроксидов при переходе от Al(OH)₃ к Ga(OH)₃? **Подтвердите** уравнениями реакций амфотерный характер Be(OH)₂, Al(OH)₃.
12. Получение оксида алюминия. **Подтвердите** уравнениями реакций амфотерный характер BeO, Al₂O₃. **Вычислите** и проанализируйте значения ΔG⁰₂₉₈ процессов взаимодействия Al₂O₃(к) с SO₃(к) и Na₂O(к). Какие свойства – кислотные или основные преобладают у оксида алюминия в указанных реакциях?
13. **Напишите** уравнения возможных реакций, протекающих при насыщении водного раствора гидроксида калия аммиаком, бурый газом, хлором, водородом, углекислым газом, хлороводородом и азотом. Определите тип реакций.
14. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: Na₂S, Na₂SO₄, K₂CO₃, K₂SO₃, KNO₃, KI, CaS, BaSO₄, MgCl₂, SrCO₃, BeCl₂? Какая соль - Be(NO₃)₂ или Mg(NO₃)₂, AlCl₃ или GaCl₃ - при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу? **Написать** уравнение гидролиза данных солей. Как сместится равновесие гидролиза при добавлении кислоты; при добавлении соды?
15. Как влияет на степень гидролиза природа аниона? Возможно ли образование BeS, Al₂S₃ и Al₂(CO₃)₃ в водной среде по обменной реакции?
16. Что происходит при насыщении оксидом углерода (IV) взвешенных в воде малорастворимых карбонатов магния, кальция, стронция и бария? При каких условиях эти процессы протекают в обратном направлении? **Напишите** уравнения реакций. Биологическая роль данных процессов. Биологическая роль ионов Li⁺, Na⁺, K⁺, Ca²⁺.

17. Нахождение щелочных и щелочноземельных металлов в природе. **Напишите** схему электрохимических процессов, протекающих при электролизе расплава и раствора хлорида натрия. Можно ли в водном растворе при помощи химических реакции получить металлический натрий? Дайте объяснение, основываясь на его положении в электрохимическом ряду напряжения металлов. Каковы промышленные способы получения щелочей?
18. **Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:
- $$\text{AlP} + \text{H}_2\text{O} = \text{AlP} + \text{NaOH} =$$
- $$\text{AlP} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} =$$
- $$\text{Al} + \text{FeO} = \text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 =$$
- $$\text{Al} + \text{HNO}_3 = \text{Pb}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} + \text{Br}_2 =$$
- $$\text{Al} + \text{HNO}_3 = \text{Pb}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{S} =$$
19. Жесткость воды. Способы устранения временной и постоянной жесткости воды.
20. Какова окраска пламени солей лития, натрия, калия, кальция, бария, стронция?
21. **Решите задачу.** Каким объемом 40% - ного раствора NaOH ($\rho = 1.437$) можно заменить 10 л 2Н. раствора NaOH?
22. **Решите задачу.** Сколько тонн негашеной извести можно получить из 2 т природного известняка, содержащего 90% карбоната кальция?
23. **Решите задачу.** Какой объем водорода (21 °С и 100 кПа) получится при разложении водой 63 г гидроксида кальция? Какой объем 2М раствора соляной кислоты необходим для нейтрализации полученного продукта?
24. Какие вещества называют в технике: кальцинированной содой, кристаллической содой, пищевой содой, каустической содой? Практическое использование гидроксида кальция.
25. Алюминий имеет высокое сродство к кислороду. Какое практическое применение имеет данный факт? **Приведите** примеры реакций алюмотермии. Дуралюмин, силумин, алюмогель, квасцы, молекулярные сита.

Лабораторная работа: «Металлы I, II, III – групп»

Опыт 1. Взаимодействие щелочных металлов с водой.

Взять три фарфоровые чашки с водой. Отрезать по маленькому кусочку (0,1-0,2 г) лития, натрия и калия и, обсушив их фильтровальной бумагой, бросить каждый в отдельную чашку с водой. Наблюдать за ходом и интенсивностью каждой реакции. Отметить, какой из металлов наиболее активно взаимодействует с водой. Какой газ выделяется? Испытать индикатором полученные растворы. Написать уравнения реакций.

Опыт 2. Восстановительные свойства металлического магния. Взаимодействие магния с водой.

Кусочек ленты или порошок магния опустить в пробирку с дистиллированной водой. Протекает ли реакция в обычных условиях? Нагреть пробирку в пламени горелки. Что наблюдается? Испытать полученный раствор индикатором.

Написать уравнение реакции и отметить, при каких условиях она протекает.

Опыт 3. Взаимодействие алюминия с водой.

Поместить в пробирку небольшое количество (на кончике ложечки) опилок алюминия, добавить 2-3 мл воды, взболтать. Идет ли реакция? Смесь прокипятить, прилить к смеси н1 мл раствора гидроксида натрия. Затем водный раствор слить, оставшийся осадок промыть несколько раз дистиллированной водой. Оставить в 1 мл воды. Наблюдать за ходом реакции. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции алюминия с водой. Объяснить, почему указанная реакция не шла без участия щелочи?

Опыт 4. Взаимодействие магния с кислотами.

Привести данные величины стандартного электродного потенциала магния, используя таблицу Стандартных электродных потенциалов и положения магния в электрохимическом

ряду напряжений металлов. Сделать вывод о возможности его взаимодействия с разбавленными растворами HCl и H_2SO_4 . Проверить выводы опытным путем. Написать уравнения реакций.

Опыт 5. Взаимодействие алюминия с кислотами.

Привести данные величины стандартного электродного потенциала алюминия, используя таблицу Стандартных электродных потенциалов и положения алюминия в электрохимическом ряду напряжений металлов. Сделать вывод о возможности его взаимодействия с разбавленными растворами HCl и H_2SO_4 . Проверить выводы опытным путем.

В две пробирки поместить небольшие количества алюминиевых опилок в одну пробирку прилить 2 н раствор HCl , в другую - 2 н раствор H_2SO_4 . Как протекают реакции при комнатной температуре? Подогреть пробирки с растворами. Что наблюдается? Какой газ образуется в обоих случаях на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Указать окислитель и восстановитель в реакциях.

Опыт 6. Взаимодействие алюминия с концентрированной серной кислотой.

В пробирку поместить немного стружек алюминия и прилить 1 мл концентрированной серной кислоты. Наблюдать за изменениями. Осторожно нагреть пробирку на пламени горелки. Наблюдать помутнение раствора и объяснить его. Написать уравнение реакции.

Опыт 7. Взаимодействие алюминия со щелочами.

В пробирку поместить немного алюминиевой стружки и прилить 1-2 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия. Наблюдать выделение газа. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции с участием воды. Каков механизм растворения алюминия в щелочах? Назвать образующееся комплексное соединение алюминия.

Опыт 8. Окрашивание пламени солями щелочных металлов.

Промытую в растворе HCl и прокаленную нихромовую проволочку внести в раствор соли калия, а затем в пламя горелки. Наблюдать окрашивание пламени. Тот же опыт проделать с растворами солей лития и натрия.

Опыт 9. Получение и изучение свойств гидроксида магния.

В пробирку с солью магния прилить небольшое количество раствора аммиака, не содержащего примеси карбоната. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

В пробирку со свежеприготовленным осадком гидроксида магния прилить раствор хлорида аммония. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах и объяснить причину растворения осадка. Можно ли растворить осадок добавлением раствора хлорида натрия?

Полученный осадок гидроксида магния разделить на две части. К одной части добавить раствор HCl , к другой – избыток раствора NaOH . Сделать вывод о химическом характере гидроксида магния. Написать уравнение реакции.

Опыт 10. Получение и изучение свойств гидроксида алюминия.

а) К раствору соли алюминия в пробирке прилить по каплям раствор гидроксида натрия до появления осадка. Отметить цвет и характер осадка. Написать уравнение реакции в ионной и молекулярной форме.

б) Разделить осадок на две части и исследовать его отношение к раствору HCl и NaOH . Сделать вывод о химическом характере гидроксида алюминия. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Изобразить схему равновесия, устанавливающегося в насыщенном растворе гидроксида алюминия, согласно протолитической теории. Как смещается это равновесие при добавлении избытка щелочи, избытка кислоты?

Опыт 11. Гидролиз солей алюминия.

Испытать растворы хлорида натрия, хлорида калия, хлорида магния, хлорида алюминия индикаторной бумагой. Объяснить изменение цвета и сделать вывод о силе гидроксидов магния и алюминия как оснований. Написать уравнения реакций ступенчатого гидролиза солей в молекулярной и ионной формах. Объяснить, почему гидролиз данных солей не идет до конца.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №15

«Металлы побочных подгрупп. Хром, марганец, железо и их соединения»

Контрольные вопросы по теме: «Металлы *d*-семейства»

1. Переходные элементы. Положение в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов элементов *d*- и *f*- семейств.
2. Орбитальные радиусы. Вторичная и внутренняя периодичности. Их обусловленность электронным строением атомов элементов.
3. Контракционная аналогия. Эффект проникновения электронов к ядру.
4. Физические свойства атомов элементов *d*- семейства: заряд ядра, атомная масса, орбитальный радиус, потенциал ионизации, сродство к электрону. Характер их изменения в Периодической системе.
5. Физические свойства простых веществ элементов *d*- семейства: молярный объем, энтальпия атомизации, температура плавления, магнитная восприимчивость. Характер их изменения в Периодической системе.
6. Соединения постоянного и переменного состава. Дальтонида и бертоллиды.
7. Оксиды элементов *d*- семейства. Кислотно-основные свойства оксидов. Их зависимость от степени окисления элемента. Химические свойства подтвердите уравнениями реакций на примере оксидов элементов VIВ- группы.
8. Гидроксиды элементов *d*- семейства. Кислотно-основные свойства. Окислительно-восстановительные свойства. Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств гидроксидов от степени окисления элемента. Химические свойства подтвердите уравнениями реакций на примере гидроксидов элементов VIВ- группы.
9. Водородные соединения элементов *d*- семейства.
10. Галогениды элементов *d*-семейства.
11. Металлоподобные соединения.
12. Химические свойства элементов 1-го переходного ряда.
13. Химические свойства элементов 2-го и 3-го переходных рядов.
14. Распространение в природе. Получение металлов.
15. Практическое применение.

Контрольные вопросы по теме:

«Металлы VIВ – группы. Хром»

1. Каковы электронные формулы атомов элементов VIВ - группы?
Зная общие закономерности химии *d*- элементов, проанализируйте как изменяются:
 - радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы хрома? Какие степени окисления наиболее характерны для хрома, молибдена, вольфрама?
 - величины теплот атомизации, температур плавления и кипения металлов подгруппы хрома от возрастания порядкового номера элемента.
2. Как изменяется химическая активность в ряду Cr - Mo - W? Приведите примеры реакций.
3. Пользуясь таблицей “Стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно-восстановительных систем [табл. № 12 (1)] приведите значение φ^0_{298} соответствующих полуреакций, протекающих в кислой среде, для систем: Cr^{3+}/Cr , $\text{MoO}_4^{2-}/\text{Mo}$, $\text{WO}_4^{2-}/\text{W}$.
 - а) Взаимодействие хрома с разбавленной соляной и серной кислотами. Напишите уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов хрома.
 - б) Взаимодействие молибдена и вольфрама с кислотами.
В виде каких ионов существуют Cr(II), Cr(III), Cr(VI), Mo(VI), W(VI) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?
 - в) В чем заключается пассивирование металлов?

4. Восстановительные свойства соединений Cr(II). Приведите уравнения реакций. Почему изменяется окраска растворов соединений Cr(II) как в присутствии, так и в отсутствии кислорода?
5. Получение и кислотно–основные свойства оксида Cr(III).
6. В какой форме ионы Cr^{3+} существуют в кислом и щелочном растворах? Приведите уравнения реакций, подтверждающие кислотно–основные свойства гидроксида хрома (III). Почему прокаленный Cr_2O_3 химически менее активен, чем свежеполученный $\text{Cr}(\text{OH})_3$?
7. Приведите примеры реакций окисления соединений Cr(III). Какая среда способствует протеканию данного процесса?
8. Приведите уравнение гидролиза CrCl_3 .
9. Известны три изомера $\text{CrCl}_3 \times \text{H}_2\text{O}$. Напишите их формулы. Каков тип изомерии? Предложите способ идентификации данных изомеров.
10. Оксохроматы (VI) изоструктурны оксосульфатам (VI). Приведите примеры малорастворимых оксохроматов (VI). Каковы значения произведения растворимости этих солей?
11. Напишите уравнения, иллюстрирующие смещение равновесия между хромат (VI) - и дихромат (VI) – ионами? Как изменяется окраска при димеризации ионов CrO_4^{2-} ?
12. Приведите значения температур плавления и объясните характер изменения данных величин в ряду $\text{CrO}_3 - \text{MoO}_3 - \text{WO}_3$. Как изменяются термическая устойчивость и окислительная активность в ряду оксидов подгруппы хрома?
13. Окислительные свойства соединений хрома (VI). В какой среде данные свойства выражены сильнее? Приведите примеры реакций восстановления соединений хрома (VI) в кислой, нейтральной и щелочной средах.
14. Нахождение металлов VIB - группы в природе.
15. Способы получения Cr, Mo и W в промышленности. Практическое применение феррохрома, ферромolibдена и ферровольфрама.

Контрольные вопросы по теме:

«Металлы VIIIB – группы. Марганец»

1. Каковы электронные формулы атомов элементов VIIIB - группы? Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы марганца? Какие степени окисления наиболее характерны для марганца, технеция и рения?
2. В виде каких ионов существуют Mn(II), Mn(VI), Mn(VII), Tc(VII), Re(VII) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?
3. Приведите величины теплот атомизации, температур плавления и кипения металлов подгруппы марганца. Объясните характер их изменения в зависимости от возрастания порядкового номера элемента.
4. Пользуясь таблицей «Стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно–восстановительных систем» [табл. № 12 (1)] приведите значения стандартных окислительных потенциалов соответствующих полуреакций, протекающих в кислой среде, для систем: Mn^{2+}/Mn , TcO_4^-/Tc , ReO_4^-/Re .
 - Как изменяется химическая активность в ряду Mn - Tc – Re? Приведите примеры реакций.
 - Взаимодействие марганца с разбавленной и концентрированной соляной, серной и азотной кислотами. Напишите уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов марганца.
 - Взаимодействие технеция и рения с кислотами. В виде каких ионов существуют Tc(VII), Re(VII) в водных растворах?
5. Приведите примеры реакций гидролиза соединений марганца.
6. Как изменяются кислотно–основные свойства оксидов марганца в ряду: $\text{MnO} - \text{Mn}_2\text{O}_3 - \text{MnO}_2 - \text{MnO}_3 - \text{Mn}_2\text{O}_7$.
7. Восстановительные свойства соединений Mn(II).

8. Охарактеризуйте окислительно–восстановительные свойства MnO_2 . Какие условия необходимы для перевода соединений Mn(IV) в производные Mn(II) и Mn(VI) ? Приведите примеры реакций.
9. Приведите значения φ_{298}^0 полуреакций типа

$$\text{ЭO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e} = \text{ЭO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$
 для марганца, технеция и рения. Для какого из указанных элементов наиболее характерно, а для какого наименее характерно превращение ЭO_2 в ЭO_4^- , т.е. переход Э(IV) в Э(VII) .
10. Как изменяются кислотно–основные свойства гидроксидов марганца в ряду: $\text{Mn(OH)}_2 - \text{Mn(OH)}_4 - \text{H}_2\text{MnO}_4 - \text{HMnO}_4$.
11. Приведите примеры бинарных соединений Tc(VI) и Re(VI) и анионных комплексов Mn(VI) , Tc(VI) и Re(VI) .
12. Можно ожидать, что ион MnO_4^{2-} проявляет окислительные и восстановительные свойства, соответствующие понижению и повышению степени окисления марганца. Каковы условия перевода иона MnO_4^{2-} в Mn^{2+} , в MnO_2 и в MnO_4^- ? Приведите примеры реакций.
13. Приведите примеры соединений и соответствующих им анионных комплексов Mn(VII) , Tc(VII) и Re(VII) . Каковы кислотно–основные свойства бинарных соединений Э(VII) ? Приведите уравнения реакций $\text{Э}_2\text{O}_7$ и ЭOF_3 с водой.
14. Какая среда благоприятствует реакциям перехода MnO_4^- в $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, MnO_4^- в MnO_2 , MnO_4^- в MnO_4^{2-} ? Приведите примеры реакций. В какой среде – кислой или щелочной – окислительные свойства MnO_4^- проявляются в большей степени?
15. Нахождение металлов VIIIB - группы в природе. Получение ферромарганца. Методы получения Mn , Tc и Re в промышленности. Применение металлов.

Контрольные вопросы по теме:

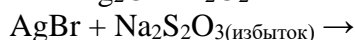
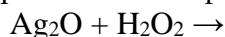
«Металлы VIIIB – группы. Элементы семейства железа»

1. Каковы электронные формулы атомов элементов триады железа?
2. Зная общие закономерности химии d -элементов, проанализируйте как изменяются:
 - радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов триады железа?
 - величины теплот атомизации, температур плавления и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента.
3. Какие степени окисления наиболее характерны для железа, кобальта, никеля?
4. Реакционная способность металлов. Взаимодействие железа, кобальта, никеля с разбавленной соляной и серной кислотами. Напишите уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов.
5. В чем заключается пассивирование металлов?
6. В виде каких комплексных ионов существуют Fe(II) , Fe(III) , Fe(VI) , Co(II) , Co(III) , Co(IV) , Ni(II) , Ni(IV) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?
7. Кислотно–основные и окислительно–восстановительные свойства оксидов и гидроксидов железа, кобальта, никеля. Подтвердите уравнениями реакций.
8. Качественные реакции на ионы Fe^{2+} , Fe^{3+} .
9. Приведите уравнения гидролиза солей железа, кобальта, никеля.
10. Получение и свойства соединений Fe(VI) . Пользуясь таблицей “Стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно–восстановительных систем [табл. № 12 (1)]” приведите значение φ_{298}^0 соответствующих полуреакций, протекающих в кислой среде, для систем: $\text{FeO}_4^{2-}/\text{Fe}^{3+}$, $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$. Сделайте вывод об окислительной способности оксоферратов (VI), оксоманганатов (VII) и оксохроматов (VI).
11. Нахождение металлов триады железа в природе. Способы получения Fe , Co , Ni в промышленности.
12. Практическое применение металлов и их сплавов.

13. Биологическая роль железа.

Контрольные вопросы по теме:**«Металлы ПБ – группы. Медь, серебро и их соединения»**

- Каковы электронные формулы атомов элементов подгруппы меди?
- Зная общие закономерности химии d -элементов, проанализируйте как изменяются:
 - радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы меди?
 - величины теплот атомизации, температур плавления и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента.
- Какие степени окисления наиболее характерны для меди, серебра, золота и чем это объясняется?
- Реакционная способность металлов. Взаимодействие меди, серебра, золота с простыми веществами, щелочами, кислотами и смесями кислот. **Напишите** уравнения реакций с учетом образования комплексных ионов.
- Получение гидроксидов меди, серебра, золота. Каков кислотно-основный характер этих гидроксидов? Какова их устойчивость?
- Если действием щелочи на CuSO_4 осадить гидроксид меди, а затем прокипятить полученную систему, то осадок чернеет. Почему? **Приведите** уравнения реакций.
- Напишите уравнения реакций растворения гидроксида меди в кислоте и в растворе аммиака.
- Получение гидроксидов серебра, золота. Каков кислотно-основный характер этих гидроксидов? Какова их устойчивость?
- Получение, строение, свойства комплексных соединений меди, серебра, золота. **Приведите** уравнения реакций.
- Почему аммиакат серебра неустойчив в кислых средах?
- В растворе ион Cu^+ неустойчив – он либо диспропорционирует, либо окисляется кислородом, но в нерастворимых солях он может существовать. Одной из таких солей является CuI ($\text{PP} = 1 \cdot 10^{-12}$). **Напишите** уравнения окислительно-восстановительной реакции, протекающей при добавлении раствора KI к раствору сульфата меди.
- Назовите важнейшие сплавы меди и укажите их примерный состав.
- Какие процессы происходят при электролизе растворов сульфата меди: а) с медным; б) с платиновыми электродами?
- В чем заключается рафинирование меди? Что происходит при этом с содержащимися в черновой меди примесями более активных (Zn , Ni) и менее активных (Ag , Hg) металлов?
- Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



- Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



Решите задачи:

- При взаимодействии 10 г амальгамы натрия с водой получен раствор щелочи. Для нейтрализации этого раствора потребовалось 50 мл 0.5 Н раствора кислоты. Определить процентное содержание натрия (по массе) в амальгаме.
- 25 мл раствора CuCl_2 выделили из раствора KI 0.3173 г иода. Какова молярность раствора CuCl_2 ?
- Сплав алюминия и меди обработали избытком раствора щелочи. При этом выделилось 5.6 л газа. Нерастворившийся осадок отфильтровали, промыли и растворили в азотной кислоте. Раствор выпарили досуха, осадок прокалили. Масса полученного продукта составила 1.875 г. Какова массовая доля меди в сплаве?

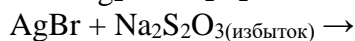
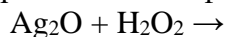
4. Какой объем 8 %- ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1.04$ г/мл) потребуется для растворения 24 г меди? Какой объем газа при этом выделится?
«Цинк, кадмий, ртуть и их соединения. Лантаноиды, актиноиды и их соединения»

Контрольные вопросы по теме:

«Металлы IV – группы. Цинк, кадмий, ртуть и их соединения»

Каковы электронные формулы атомов цинка, кадмия, ртути?

- Проанализируйте как изменяются:
 - радиусы и потенциалы ионизации атомов элементов подгруппы цинка?
 - величины теплот атомизации, температур плавления и кипения металлов с возрастанием порядкового номера элемента.
- Какие степени окисления наиболее характерны для цинка, кадмия, ртути и чем это объясняется?
- В чем заключается сходство и отличие химических свойств металлов главной и побочной подгрупп II группы периодической системы Д.И. Менделеева? **Приведите примеры.**
- Реакционная способность металлов. Взаимодействие цинка, кадмия, ртути с простыми веществами, щелочами, кислотами-окислителями.
- Получение гидроксидов цинка, кадмия, ртути. Каков кислотно-основный характер этих гидроксидов? Какова их устойчивость?
- Охарактеризуйте ионы Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} как комплексообразователи.
- Назовите важнейшие сплавы меди и укажите их примерный состав.
- Какие процессы происходят при электролизе растворов сульфата меди: а) с медным; б) с платиновым электродами?
- В чем заключается рафинирование меди? Что происходит при этом с содержащимися в черновой меди примесями более активных (Zn, Ni) и менее активных (Ag, Hg) металлов?
- Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



- Закончите** уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



Решите задачи:

- Какую массу цинкового купороса $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ можно получить при взаимодействии цинка с 500 мл 20%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1.14$ г/см³)? Ответ: 332.9 г.
- 0.1405 г металла вытесняют из кислоты 28 мл водорода (н.у.). Определите эквивалентную массу металла. Ответ: 56.2 г.
- Какой объем 0.1M раствора $SnCl_2$ нужно прилить к 200 мл 0.15M раствора сулемы, чтобы восстановить ионы ртути до металлической ртути? Ответ: 300 мл.
- Сколько граммов сульфида ртути содержится в 1 л его насыщенного раствора? (произведение растворимости см. в таблице). Ответ: $2.94 \cdot 10^{-24}$ г.

Контрольные вопросы по теме:

«Лантаноиды и актиноиды»

- Переходные элементы. Положение в Периодической системе. Особенности электронного строения атомов элементов f -семейств. **Приведите** электронные формулы атомов европия и урана.
- Каков характер изменения орбитальных радиусов и энергий ионизации атомов элементов f -семейства?
- Чем обусловлено весьма значительное сходство химических свойств лантаноидов? Какие из них могут проявлять дополнительные степени окисления и какие? Каковы координационные числа лантаноидов.

3. В отличие от рядов *p*- и *d*-элементов, увеличение числа электронов в атомах лантаноидов не приводит к увеличению степени окисления в ряду Ce – Lu. Объясните причину этого.
4. Вторичная и внутренняя периодичности. Их обусловленность электронным строением атомов элементов. Контракционная аналогия. Эффект проникновения электронов к ядру.
5. Химические свойства лантаноидов. Реакции с неметаллами, водой, разбавленными и концентрированными кислотами. **Приведите** уравнения реакций.
6. Как и почему меняется основной характер гидроксидов при переходе от скандия к лантану и от лантана к лютецию?
7. Как будет меняться, при прочих одинаковых условиях (каких?), степень гидролиза солей в ряду лантаноидов?
8. Окислительно-восстановительные свойства соединений лантаноидов.
9. Сульфат церия (III) окисляется в щелочной среде кислородом воздуха в гидроксид церия (IV). Как ведет себя полученный гидроксид по отношению к концентрированной соляной кислоте? **Напишите** уравнения реакций.
10. **Закончите** уравнения реакций и подберите коэффициенты:

$$\text{KMnO}_4 + \text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$$

$$\text{Ce}(\text{SO}_4)_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$$
11. **Закончите** уравнения реакций и подберите коэффициенты:

$$\text{UO}_2 + \text{HCl} + \text{HNO}_3 (\text{конц}) \rightarrow \dots$$

$$\text{U}(\text{SO}_4)_2 + \text{KMnO}_4 + \dots \rightarrow \dots$$
12. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства UO_3 , образующего при взаимодействии с минеральными кислотами соли диоксоурана, а при сплавлении со щелочами – уранаты. **Напишите** уравнения соответствующих реакций.
13. Подобно *d*-элементам VI группы уран образует диуранат аммония. **Напишите** реакцию его термического разложения и сравните ее с соответствующими реакциями дихромата и вольфрамата аммония.
14. **Напишите** уравнения реакций AmO_2 с соляной и серной кислотами.

Лабораторная работа №15

«Металлы побочных подгрупп. Хром, марганец, железо и их соединения»

Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб.пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с.
с. 292-295, оп. 1, 2, 4а, 7, 9а,б. с. 296-299, оп. 1а-г, 2а, 3, 6б.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №16

«Предельные углеводороды (алканы)»

Контрольные вопросы по теме:

1. Гомологический ряд алканов. Общая формула гомологического ряда. Номенклатура алканов. Структурная изомерия.
2. Гибридизованное состояние атома углерода sp^3 . Способы получения алканов. Физические и химические свойства. Реакции замещения: галогенирование, сульфохлорирование и сульфо-окисление, нитрование. Окисление алканов.
3. Нефть и продукты ее переработки. Крекинг нефтепродуктов.
4. Напишите структурные формулы изомеров гептана и назовите их по систематической номенклатуре.
5. Из каких галогенопроизводных можно получить 2,4-диметилпентан по реакции Вюрца?
6. Какой объем оксида углерода (IV) образуется при сжигании 2 моль этана?

7. При сжигании 4,4 г углеводорода образовалось 13,2 г оксида углерода(IV) и 7,2 г воды. Плотность вещества по водороду равна 22. Найдите молекулярную формулу этого углеводорода.

8. Как изменяется агрегатное состояние алканов в гомологическом ряду?

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, закрытую пробкой с газоотводной изогнутой трубкой. Пробирку укрепляют в штативе. Свободный конец газоотводной трубки погружают в кристаллизатор с водой, а пробирку медленно, равномерно нагревают. Сначала выде-

ляются пузырьки воздуха, а затем метан, который собирают в пробирку. Для этого ее наполняют до краев водой, закрывают пальцем отверстие,

переворачивают вверх дном и вносят в кристаллизатор с водой. Подведя под пробирку в воде газоотводную трубку, собирают метан. Закончив наполнение пробирки метаном, сначала вынимают газоотводную трубку из кристаллизатора, а затем отставляют горелку (электроплиту); в противном случае вода войдет в горячую 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 (коптящее, некоптящее). По окончании горения в пробирку быстро приливают немного известковой воды. Что происходит?

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?

Опыт 4. Отношение алканов к окислителям. К гептану (или гексану) приливают небольшое количество раствора перманганата калия и взбалтывают. Происходит ли обесцвечивание раствора?

Опыт 5. Действие концентрированной серной кислоты на алканы. К 0,5—1 мл гептана (или гексана) добавляют 0,5 мл концентрированной серной кислоты. Содержимое пробирки энергично встряхивают. Не происходит никаких изменений. Почему?

Опыт 6. Действие концентрированной азотной кислоты на алканы. Опыт проводят аналогично предыдущему, но с концентрированной азотной кислотой. Как в опыте 5, изменений нет. Какой вывод можно сделать на основании опытов 5 и 6?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №17

«Непредельные углеводороды (алкены и алкины)»

Контрольные вопросы по теме:

1. Гомологические ряды алкенов и алкинов. Общие формулы этих рядов. Номенклатура алкенов и алкинов. Структурная изомерия. Геометрическая изомерия для алкенов.
2. Гибридизованные состояния атома углерода sp^3 и sp^2 . Строение и особенности двойной и тройной связи.
3. Способы получения алкенов и алкинов. Физические и химические свойства.
4. Реакции присоединения. Правило В. В. Марковникова. Полимеризация алкенов.
5. Классификация алкадиенов. Способы получения. Отдельные представители алкадиенов. Эффект сопряжения. 1,2- и 1,4-присоединение. Полимеризация диеновых углеводородов. Каучуки.
6. Напишите структурные формулы изомеров гексена и пентина и назовите их по систематической номенклатуре.
7. Какие непредельные углеводороды образуются при действии цинковой пыли на следующие соединения галогенопроизводные предельных углеводородов?
8. Напишите уравнения реакций взаимодействия изопрена с бромом, бромоводородом.
9. Напишите уравнение реакции взаимодействия ацетилена с хлороводородом. Какими свойствами обладает полученное вещество?

Опыт 1. Получение этилена. В пробирку, 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, 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 — в водный раствор перманганата калия (см. опыты 2 и 3).

Опыт 2. Отношение этилена к бромной воде. В пробирку наливают 2—3 мл бромной воды и пропускают в нее этилен до обесцвечивания. Почему произошло обесцвечивание?

Опыт 3. Отношение этилена к окислителям. Этилен пропускают в 0,01%-ный раствор перманганата калия, подкисленный серной кислотой, до обесцвечивания раствора.

Опыт 4. Получение ацетилен. Ацетилен можно получать в приборе для получения этилена. В пробирку наливают 3—5 мл воды и бросают несколько кусочков карбида кальция. Выделяющийся ацетилен используют для изучения его химических свойств.

Опыт 5. Отношение ацетилен к окислителям. Ацетилен пропускают в пробирку, наполненную 0,01%-ным раствором перманганата калия (подкисленного серной кислотой), до обесцвечивания раствора.

Опыт 6. Отношение ацетилен к бромной воде. В пробирку с бромной водой пропускают ацетилен до полного обесцвечивания. Почему происходит обесцвечивание?

Опыт 7. Получение ацетиленида серебра. Ацетилен пропускают в пробирку с аммиачным раствором оксида серебра. Образуются бурые хлопья ацетиленида серебра.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №18 «Галогеналкилы, спирты, простые эфиры»

Контрольные вопросы по теме:

1. Галогеналкилы. Изомерия и номенклатура галогенопроизводных. Способы получения.
2. Физические и химические свойства. Реакции нуклеофильного замещения. Непредельные галогеналкилы.
3. Спирты. Классификация спиртов. Изомерия и номенклатура спиртов. Способы получения.
4. Физические и химические свойства. Высшие жирные спирты (ВЖС). Двух- и трехатомные спирты. Непредельные спирты. Правило А. П. Эльтекова.
5. Простые эфиры. Получение и свойства. Пероксиды.
6. Напишите структурные формулы всех изомеров гексилового спирта.
7. Напишите уравнения реакций гидролиза водным раствором гидроксида натрия.
8. Напишите уравнение реакции окисления пропилен водным раствором
9. перманганата калия. Назовите образовавшийся продукт.
10. Напишите уравнение реакции взаимодействия глицерина с гидроксидом
11. меди (II).

Опыт 1. Получение бромистого изопропила. В пробирку с газоотводной трубкой наливают 1,5—2 мл изопропилового спирта и 2 мл концентрированной серной кислоты. Смесь охлаждают и добавляют 1—2 мл воды. Продолжая охлаждение, всыпают в пробирку 1,5 г бромид калия. Присоединив отводную трубку, укрепляют пробирку наклонно в лапке штатива. Конец отводной трубки погружают в другую пробирку-приемник, содержащую 1 мл воды и помещенную в стаканчик с водой. Реакционную смесь осторожно нагревают до кипения. Перегонку ведут до прекращения выделения тяжелых капель бромистого изопропила. Полученный продукт используют для следующего опыта.

Опыт 2. Отщепление галогена от галогеналкилов при действии щелочей. Бромистый изопропил, полученный в опыте 1, промывают в делительной воронке дистиллированной

водой. Воду сливают, а бромистый изопропил переливают в пробирку, в которую затем добавляют 1—2 мл раствора гидроксида натрия. Смесь нагревают до начала кипения, охлаждают, подкисляют азотной кислотой и добавляют несколько капель 1 %-ного раствора нитрата серебра. Что происходит?

Опыт 3. Образование алкоголята натрия. В пробирку наливают 0,5 мл изопропилового спирта и помещают небольшой кусочек металлического натрия. К образовавшемуся алкогольату натрия приливают воду, а затем добавляют несколько капель фенолфталеина. Объясните изменение окраски.

Опыт 4. Окисление изопропилового спирта. В пробирку наливают 1 мл изопропилового спирта и 2 мл хромовой смеси. Осторожно нагревают до изменения цвета раствора. Что происходит?

Опыт 5. Образование сложного эфира. В пробирку наливают 1 мл концентрированной уксусной кислоты и 1 мл изоамилового спирта, затем добавляют 2 капли концентрированной серной кислоты. Смесь осторожно нагревают и выливают в стакан с водой. Образовавшийся сложный эфир всплывает на поверхность воды.

Опыт 6. Образование глицерата меди. В пробирку наливают 1 мл 2 н. раствора сульфата меди и 1 мл 2 н. раствора гидроксида натрия. К выпавшему осадку гидроксида меди (II) добавляют несколько капель глицерина. Почему происходит растворение осадка образовавшегося гидроксида меди (II)?

Опыт 7. Получение диизопропилового эфира. Смешивают в пробирке 1 мл концентрированного раствора серной кислоты и 1 мл изоизопропилового спирта. Смесь осторожно нагревают до кипения. Что происходит?

Опыт 8. Изучение взаимной растворимости эфира и воды. Смесь 5 мл диэтилового эфира и такого же количества воды помещают в делительную воронку. После расслоения жидкостей эфирный слой тщательно отделяют от водного. Добавляют к эфиру немного безводного сульфата меди. Что наблюдается?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №19

«Альдегиды и кетоны»

Контрольные вопросы по теме:

1. Альдегиды и кетоны. Строение карбонильной группы. Изомерия и номенклатура альдегидов и кетонов. Способы получения.
2. Химические свойства. Реакции нуклеофильного присоединения. Реакции замещения и окисления.
3. Функциональные производные оксосоединений: ацетали, оксимы, гидразоны, азины. Альдольная и кротоновая конденсации. Непредельные альдегиды и кетоны.
4. Напишите все возможные изомеры альдегидов и кетонов, соответствующие молекулярной формуле C_3H_7O .
5. Напишите уравнения реакций гидролиза следующих галогенпроизводных: а) 1,1-дихлорпропана; б) 1,1-Дихлор-2-метилбутана; в) 2,2-дибромбутана.
6. Какие спирты образуются при восстановлении водородом следующих соединений: а) пропаналя; б) бутанала; в) пропанона; г) 3-метилпентанона-2?
7. Напишите уравнения реакций взаимодействия с водой (в присутствии катализатора) следующих соединений: а) пропина; б) бутина-2.
8. Напишите уравнения реакций окисления: а) бутанала; б) 2-метилбутанала; в) пропанона.
9. Объясните, почему реакцию с солянокислым гидроксилламиноном можно использовать для количественного определения альдегидов.

Опыт 1. Окисление ацетальдегида аммиачным раствором оксида серебра (реакция «серебряного зеркала»). В тщательно вымытую пробирку наливают аммиачный раствор оксида серебра и добавляют несколько капель ацетальдегида. Пробирку помещают в баню с горя-

чей водой. Через некоторое время на стенках образуется слой серебра («серебряное зеркало»). Эта реакция является качественной на альдегиды. Попробуйте провести подобную реакцию с ацетоном. Объясните, почему ацетон не восстанавливает серебро.

Опыт 2. Восстановление гидроксида меди ацетальдегидом. К 0,5—1 мл 1%-ного раствора медного купороса прибавляют равный объем 10%-ного раствора гидроксида натрия. К образовавшемуся голубому осадку гидроксида меди приливают ацетальдегид и нагревают. Отмечают изменение окраски раствора в процессе нагрева.

Опыт 3. Получение 2,4-динитрофенилгидразона ацетальдегида. Несколько кристаллов солянокислого 2,4-динитрофенилгидразина растворяют в 2 мл воды. Добавляют 1—2 капли 10%-ного раствора гидроксида натрия и несколько капель ацетальдегида. Смесь встряхивают и слегка нагревают. Что происходит?

Опыт 4. Осмоление ацетальдегида. К 2 мл ацетальдегида добавляют 1 мл концентрированного раствора гидроксида калия и нагревают смесь на водяной бане. Появляется желтая, а затем бурая окраска. При этом выделяется полужидкий смолообразный продукт. Запах ацетальдегида исчезает, но появляется резкий запах кротонового альдегида.

Опыт 5. Реакция с солянокислым гидросульфитом. К 5 мл 5%-ного раствора солянокислого гидросульфита прибавляют 0,5 мл ацетальдегида или ацетона. Смесь нагревают на водяной бане и добавляют 1 каплю метилового оранжевого. Отмечают изменение цвета индикатора.

Опыт 6. Получение гидросульфитного соединения ацетона. 1 мл ацетона энергично взбалтывают с равным количеством свежеприготовленного концентрированного раствора гидросульфита натрия. Выпадает кристаллический осадок гидросульфитного соединения ацетона. Эта реакция является качественной на карбонильную группу.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №20 «Карбоновые кислоты и их производные»

Контрольные вопросы по теме:

1. Карбоновые кислоты. Одноосновные предельные кислоты. Изомерия и номенклатура.
2. Строение карбоксильной группы. Физические и химические свойства. Индуктивный эффект. Функциональные производные карбоновых кислот: галогенангидриды, ангидриды, сложные эфиры, амиды, гидропероксиды и пероксиды.
3. Высшие жирные кислоты (ВЖК). Мыла. Одноосновные непредельные кислоты и их свойства.
4. Двухосновные предельные и непредельные карбоновые кислоты.
5. Сложные эфиры. Получение и свойства. Реакция этерификации. Жиры. Олифа. Воски.
6. Напишите уравнения реакций получения масляной кислоты из бутана.
7. Какое вещество получится, если на йодистый этил подействовать цианидом калия, а полученный нитрил омылить водой? Напишите уравнения реакций.
8. Как обнаружить акриловую кислоту в смеси с уксусной кислотой?
9. Какой необходимо взять кетон, чтобы при его окислении получить первые четыре члена гомологического ряда одноосновных насыщенных карбоновых кислот?
10. Получите стеариновую кислоту гидролизом соответствующего жира.
11. Как изменяется pK_a карбоновых кислот с введением в радикал электроно-донорных и электроноакцепторных заместителей? Приведите примеры.

Опыт 1. Образование солей. К 0,5 мл 5%-ного раствора карбоната натрия приливают равное количество разбавленной уксусной кислоты. Раствор начинает пениться. Объясните это явление.

Опыт 2. Образование и гидролиз ацетата железа. В пробирку помещают несколько капель 20%-ного раствора ацетата натрия и добавляют столько же раствора хлорида железа

(III). Появляется желтовато-красное окрашивание. После нагревания раствора до кипения выпадают хлопья красно-бурого цвета. Что происходит?

Опыт 3. Образование нерастворимых солей высших жирных кислот. В пробирку с раствором мыла добавляют несколько капель 10%-ного раствора хлорида кальция. Выпадает белый осадок нерастворимой соли.

Опыт 4. Гидролиз мыла. В пробирку с раствором мыла добавляют несколько капель спиртового раствора фенолфталеина. Объясните появление розовой окраски.

Опыт 5. Окисление муравьиной кислоты перманганатом калия. В пробирку наливают 1 мл муравьиной кислоты и 5 мл 25%-ной серной кислоты. К смеси добавляют 0,5 мл 1%-ного раствора перманганата калия. Пробирку закрывают пробкой с газоотводной трубкой, свободный конец которой погружают в известковую воду. Содержимое пробирки нагревают. Через несколько секунд розовая окраска раствора исчезает. Известковая вода во второй пробирке мутнеет. Проведите такой же опыт с уксусной кислотой.

Опыт 6. Окисление олеиновой кислоты перманганатом калия. В пробирку помещают 2 капли олеиновой кислоты, 2 капли 1%-ного раствора перманганата калия и 1 каплю 5%-ного раствора карбоната натрия. При встряхивании розовая окраска исчезает, что указывает на окисление олеиновой кислоты по месту двойной связи.

Опыт 7. Присоединение брома к олеиновой кислоте. В пробирку вносят 0,5 мл бромной воды, добавляют 3—4 капли олеиновой кислоты и энергично взбалтывают. Объясните причину обесцвечивания бромной воды.

Опыт 8. Омыление жира. К 0,5 мл подсолнечного или другого растительного масла приливают 0,5 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия и смесь осторожно кипятят 5—6 мин. Омыление считают законченным, если взятая стеклянной палочкой капля жидкости полностью растворится в дистиллированной воде с образованием обильной пены при встряхивании.

Опыт 9. Изомеризация малеиновой кислоты. К 10%-ному раствору малеиновой кислоты добавляют 0,5 г тиомочевины и нагревают на водяной бане. Вскоре начинается обильное осаждение кристаллов фумаровой кислоты.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №21

«Азотсодержащие соединения алифатического ряда»

Контрольные вопросы по теме:

1. Азотсодержащие соединения алифатического ряда. Амины и амиды кислот. Химические свойства.
2. Нитрилы и изоцианиды.
3. Диазосоединения алифатического ряда. Органические порофоры и их использование в производстве газонаполненных пластмасс.
4. Органические производные угольной кислоты. Карбамид и меламина. Полимеры на их основе.

Опыт 1. Действие азотистой кислоты на амины. В две пробирки наливают по 0,5 мл 5%-ного раствора этиламина и диэтиламина. Добавляют равные объемы насыщенного раствора нитрита натрия и по 1 мл 10%-ной соляной кислоты. В первой пробирке наблюдается выделение азота, во второй — образуется желтая маслообразная жидкость. Объясните.

Опыт 2. Растворимость карбамида (мочевины) и его азотнокислой соли в воде. В пробирку помещают несколько кристаллов карбамида и 1 мл воды. Пробирку встряхивают, а затем проверяют реакцию среды по лакмусовой бумажке или с помощью бумаги, смоченной универсальным индикатором. К раствору осторожно приливают 1 мл концентрированной азотной кислоты, смесь нагревают на водяной бане 5 мин, а затем охлаждают. Наблюдается выделение кристаллов труднорастворимой соли — азотнокислого карбамида. Отметьте, что в отличие от карбамида его соли плохо растворимы в воде.

Опыт 3. Взаимодействие карбамида с азотистой кислотой. В пробирку наливают 1 мл водного раствора карбамида, добавляют 2 капли концентрированного раствора соляной

кислоты и 2 капли раствора нитрита натрия. При встряхивании начинается бурное выделение пузырьков газа — азота и диоксида углерода.

Опыт 4. Гидролиз карбамида. К 1 мл раствора карбамида добавляют 1 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия и нагревают до кипения. Красная лакмусовая бумажка, поднесенная к отверстию пробирки, синееет. Почему?

Опыт 5. Образование биурета и его комплексной соли. 0,3—0,5 г карбамида плавят в сухой пробирке, нагревая в пламени спиртовки или на электроплите. Как только карбамид расплавится, подносят к пробирке красную лакмусовую бумажку и отмечают изменение окраски. Нагревание пробирки продолжают до тех пор, пока расплав не затвердеет. Образовавшийся биурет растворяют в воде и добавляют несколько капель сульфата меди и 2 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия. Отмечают окраску образовавшейся комплексной медной соли биурета.

Опыт 6. Конденсация карбамида с формальдегидом. В сухую пробирку помещают 0,5 г карбамида и добавляют 20%-ный раствор формальдегида до получения прозрачного раствора. При осторожном нагревании пробирки содержимое мутнеет вследствие образования карбамид-формальдегидного полимера.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №22

«Соединения со смешанными функциями»

Контрольные вопросы по теме:

1. Соединения со смешанными функциями. Гидроксикислоты. Способы получения и химические свойства. Оптическая изомерия. Асимметрический атом углерода.
2. Двухосновные четырехатомные гидроксикислоты. Трехосновные четырехатомные гидроксикислоты.
3. Аминокислоты. Получение и химические свойства. Капролактамы. Капрон. Общее понятие о белках.
4. Альдегидо- и кетокислоты. Ацетоуксусный эфир. Кето-енольная таутомерия.
5. Напишите структурные формулы α -, β -, γ -гидроксикислот, содержащих
6. пять атомов углерода. Назовите эти кислоты.
7. Какие продукты образуются при отщеплении воды от α -, β -, γ -гидроксикислот?
8. Напишите реакции взаимодействия ацетоуксусного эфира с синильной
9. кислотой, хлоридом фосфора (V), аммиаком.
10. Докажите с помощью соответствующих реакций наличие в пировиноградной кислоте двух функциональных групп.
11. Какие продукты образуются при нагревании α -, β -, γ -аминокислот?

Опыт 1. Разложение молочной кислоты концентрированной серной кислотой. В пробирку наливают 1 мл молочной кислоты и 1 мл концентрированной серной кислоты. Закрыв пробирку пробкой с газоотводной трубкой, нагревают смесь до кипения. При разложении образовавшейся муравьиной кислоты выделяется оксид углерода, который поджигают.

Опыт 2. Качественная реакция α -гидроксикислот с хлоридом железа (III). В пробирку помещают 0,5 мл 5%-ного раствора фенола и добавляют 1—2 капли 1%-ного раствора хлорида железа. Раствор приобретает фиолетовую окраску. При добавлении к нему 1—2 капель молочной кислоты происходит изменение окраски раствора до зеленовато-желтой. Это связано с тем, что α -гидроксикислоты вытесняют фенол из комплексного фенолята с образованием лактата железа.

Опыт 3. Образование фелинговой жидкости. В пробирку помещают 0,5 мл 2 н. раствора медного купороса и 0,5 мл 2 н. раствора гидроксида натрия. К выпавшему осадку гидроксида меди (II) добавляют 3%-ный раствор сегнетовой соли (калий-натриевой соли винной кислоты). Образовавшийся синий раствор нагревают до кипения.

Опыт 4. Получение цитрата кальция. В пробирку вносят несколько кристаллов лимонной кислоты и растворяют в дистиллированной воде. Раствор нейтрализуют 10%-ным раствором аммиака и к полученному нейтральному раствору добавляют 0,5 мл 5%-ного

раствора хлорида кальция. При кипячении раствора выпадает осадок, растворимый в холодной воде.

Опыт 5. Реакция аминокислот с хлоридом железа (III). К 1 мл 5%-ного раствора α -аминокислоты в воде добавляют каплю 5%-ного раствора хлорида железа (III). Объясните причину появления красного окрашивания.

Опыт 6. Реакция аминокислот с солями меди (II) (образование хелатов). К 1 мл 1%-ного раствора α -аминокислоты добавляют кристаллик медного купороса и кристаллик ацетата натрия (для создания буферного раствора). Раствор приобретает темно-синий цвет. Объясните причину этого. Напишите уравнение реакции.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №23

«Углеводы (сахара)»

Контрольные вопросы по теме:

1. Классификация углеводов. Моносахариды. Строение. Глюкоза и фруктоза. Stereoизомерия моносахаридов.
2. Химические свойства моносахаридов. Дисахариды: сахароза, лактоза, мальтоза и целлобиоза. Строение.
3. Восстанавливающие и невосстанавливающие сахара. Несахароподобные полисахариды: крахмал и целлюлоза. Строение, отличие в строении. Гидролиз крахмала и целлюлозы.
4. Простые и сложные эфиры целлюлозы. Бумага. Сульфитно-дрожжевая бражка (СДБ). Использование простых эфиров и СДБ в строительстве.
5. Какими свойствами отличаются моносахариды от полисахаридов?
6. Приведите примеры восстанавливающих и невосстанавливающих сахаров. Какие реакции позволяют различить их?
7. Напишите уравнения реакций взаимодействия глюкозы с уксусным ангидридом, синильной кислотой, гидразином.
8. Напишите уравнения реакций гидролиза сахарозы, лактозы и мальтозы.
9. Изобразите схему кольчато-цепной таутомерии для глюкозы и фруктозы.
10. Как получают простые и сложные эфиры целлюлозы? Каково их промышленное применение?
11. Напишите структурные формулы всех возможных изомеров ароматических соединений общей формулы C_8H_{10} , C_8H_9Cl .
12. Напишите уравнения реакций получения метилбензола, *o*-ксилола, *изо*-пропилбензола.
13. Приведите механизм галогенирования бензола.
14. Чем различаются способы получения хлористого бензила и хлорбензола?
15. Напишите уравнения реакций следующих превращений:

$$CH_4 \rightarrow C_2H_6 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow C_6H_6$$
16. Приведите механизм алкилирования бензола этиленом.

Опыт 1. Окисление глюкозы аммиачным раствором оксида серебра (реакция «серебряного зеркала»). К 2 мл аммиачного раствора оксида серебра в тщательно вымытой пробирке приливают 1 мл 5%-ного раствора глюкозы. Пробирку со смесью нагревают на водяной бане до осаждения на стенках металлического серебра.

Опыт 2. Образование сахаратов. а) *Получение сахарата кальция.* К 1 мл 10%-ного раствора хлорида кальция добавляют 0,5 мл 2 н. раствора гидроксида натрия. К образовавшемуся гидроксиду кальция приливают 5%-ный раствор глюкозы до растворения осадка.

б) *Получение сахарата меди.* К 1 мл 10%-ного раствора медного купороса добавляют 0,5 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия. К образовавшемуся осадку приливают 5%-ный раствор глюкозы до растворения осадка.

Опыт 3. Реакция дисахаридов с фелинговой жидкостью. В две пробирки с растворами (по 0,5 мл) сахарозы и лактозы приливают по 0,5 мл фелинговой жидкости и нагревают до кипения. Объясните причину разного отношения этих Сахаров к жидкости Фелинга.

Опыт 4. Гидролиз крахмала. 2 мл крахмального клейстера нагревают до кипения с равным количеством 30 %-ной серной кислоты в течение 10 мин. Затем смесь нейтрализуют щелочью и проводят реакцию с фелинговой жидкостью. Для сравнения подействуйте фелинговой жидкостью на негидролизованый крахмал. Объясните разницу в поведении.

Опыт 5. Гидролиз целлюлозы. В пробирку помещают небольшой кусочек фильтровальной бумаги и приливают 0,5 мл концентрированной серной кислоты. Содержимое пробирки осторожно перемешивают и нагревают на водяной бане. К раствору добавляют фелингову жидкость и пробирку нагревают до появления желтого окрашивания.

Опыт 6. Растворение целлюлозы в реактиве Швейцера. К 5 мл медно-аммиачного раствора добавляют кусочек ваты и перемешивают стеклянной палочкой. Полученную вязкую жидкость разбавляют равным количеством воды и выливают в стакан с 15 мл 2 н. соляной кислоты. Смесь сразу же обесцвечивается и выпадает белый студенистый осадок.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №24

«Ароматические углеводороды и их производные. Галогенопроизводные»

Контрольные вопросы по теме:

1. Ароматические углеводороды и их галогенопроизводные. Бензол — ароматическая система. Электронное строение молекулы бензола. Понятие «ароматичности». Гомология и изомерия ароматических углеводородов. Номенклатура. Способы получения бензола и его гомологов.

2. Химические свойства бензола. Реакции электрофильного замещения. Механизм этих реакций; π - и σ -комплексы. Ориентанты I и II рода. Механизм ориентирующего влияния заместителей.

3. Ароматические галогенопроизводные. Роль катализатора в реакции галогенирования при замещении в ядро.

4. Замещение в боковой цепи. Различие условий проведения этих реакций. Химические свойства ароматических галогенопроизводных. Сравнение подвижности галогена в галогенопроизводных ароматического и алифатического рядов.

Опыт 1. Действие на бензол бромной воды и перманганата калия. В две пробирки наливают по 0,5 мл бензола; в первую приливают 1 мл бромной воды, во вторую — 1 мл 1 %-ного раствора перманганата калия с водой. Содержимое пробирок энергично взбалтывают. Происходит ли изменение цвета в пробирках?

Опыт 2. Окисление толуола. В пробирку помещают смесь 0,5 мл толуола и 0,5 мл 0,1 %-ного раствора перманганата калия с содой. Смесь при взбалтывании нагревают на водяной бане. Розовая окраска раствора постепенно исчезает, превращаясь в бурую. Какие продукты образуются в результате этой реакции?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №25

«Ароматические нитросоединения и сульфокислоты. Ароматические амины, diaзосоединения, азокрасители»

Контрольные вопросы по теме:

1. Ароматические нитросоединения. Нитрующий агент. Химические свойства ароматических нитросоединений. Нитросоединения с нитрогруппой в боковой цепи. Аци-нитро-таутомерия.

2. Ароматические сульфокислоты. Сульфлирующие агенты. Химические свойства ароматических сульфокислот. Бензол-сульфохлорид.

1. Приведите механизм реакции нитрования бензола, толуола.

2. Какие продукты получают при нитровании толуола, изопропилбензола, бензолсульфокислоты, фенола и хлорбензола?

3. Какие промежуточные продукты получают при восстановлении нитробензола в кислой, нейтральной и щелочной средах?

4. Приведите механизм реакции сульфирования бензола.

5. Какое из соединений будет легче сульфироваться и нитроваться: бензол, толуол, нитробензол, бензолсульфоукислота?
6. Классификация. Анилин. Получение и химические свойства. Ароматические амины с аминогруппой в боковой цепи.
7. Реакция диазотирования. Свойства ароматических диазосоединений. Реакции, идущие с выделением и без выделения азота.
8. Реакция азосочетания. Азокрасители. Связь между строением и окраской органических соединений.
9. Перечислите основные свойства карбамида (мочевины). Приведите уравнения реакций.
10. Напишите уравнения реакций взаимодействия соляной кислоты с пропиламином, диэтиламином, триизопропиламином.
11. С помощью какой реакции можно различить первичные, вторичные и третичные амины?
12. Напишите структурные формулы всех изомеров соединения с общей формулой $C_5H_{13}N$.
13. Как меняется основность в ряду: аммиак—метиламин—ацетамид?
14. Какой диамин используется для получения полиамидного волокна «найлон»?
15. Напишите структурные формулы N, N-диметиланилина, о-толуидина, п-фенилендиамина.
16. Как меняются основные свойства в ряду: анилин, дифениламин, трифениламин? Почему?
17. Дайте обоснованный ответ, почему химические свойства ароматических аминов отличаются от свойств алифатических аминов.
18. Приведите механизм реакции азосочетания.
19. Какие функциональные группы могут служить в качестве ауксохромов и хромофоров?
20. Составьте схему синтеза азокрасителя на основе хлористого фенилдиазония и N, N-диметиланилина.

Опыт 1. Получение нитробензола. В пробирку наливают 5 мл нитрующей смеси и добавляют по каплям при постоянном взбалтывании 2 мл бензола. Смесь встряхивают 3 мин, а затем содержимое пробирки выливают в стакан с холодной водой. На дне стакана собираются капли нитробензола, которые отделяют с помощью делительной воронки.

Опыт 2. Получение динитробензола. В пробирку помещают 5 мл нитрующей смеси и 2 мл нитробензола, полученного в опыте 1. Смесь нагревают на кипящей бане 5 мин при постоянном взбалтывании. Затем реакционную смесь охлаждают и выливают в пробирку с водой. Динитробензол выделяется в виде тяжелой маслянистой жидкости желтого цвета.

Опыт 3. Восстановление нитробензола. В пробирку помещают 0,5 мл концентрированной соляной кислоты, 1 каплю нитробензола и кусочек олова. Бурно протекающая реакция ослабевает через 2—3 мин. Смесь нагревают на водяной бане до исчезновения запаха нитробензола (запах горького миндаля). Одну каплю полученного раствора переносят в другую пробирку, добавляют несколько капель бромной воды. Появление белой мути свидетельствует об образовании анилина.

Опыт 4. Получение бензолсульфоукислоты. В пробирку помещают 0,5 мл бензола и 0,5 мл концентрированной серной кислоты. Содержимое пробирки нагревают на водяной бане до получения однородного раствора, а затем выливают в пробирку с водой. Если сульфирование закончено, образуется прозрачный раствор.

Опыт 5. Основные свойства анилина. В пробирку наливают 1 мл водной эмульсии анилина и опускают в нее красную лакмусовую бумажку. Лакмусовая бумажка не меняет своей окраски. Почему?

Опыт 6. Получение солей анилина и разложение их щелочью. К 0,5 мл анилина прибавляют 1 каплю 50%-ной серной кислоты. Выпадает белый кристаллический осадок сернокислой соли анилина, трудно растворимой в воде. Аналогично получают солянокислую соль анилина (с концентрированной соляной кислотой), которая легко растворяется в воде.

В пробирку с солью анилина приливают 1 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия. Происходит выделение анилина.

Опыт 7. Получение ацетанилида (опыт проводят в вытяжном шкафу). В пробирку помещают 0,5 мл анилина и по каплям прибавляют равное количество уксусного ангидрида. Смесь встряхивают и охлаждают. Через несколько минут выпадает белый кристаллический осадок ацетанилида.

Опыт 8. Окисление анилина. В пробирку с 1 мл водного раствора анилина прибавляют 1 мл хромовой смеси. Содержимое пробирки быстро темнеет. Образование «черного анилина» является результатом глубокого окисления анилина.

Опыт 9. Образование биурета и его комплексной соли. 0,3—0,5 г карбамида плавят в сухой пробирке, нагревая в пламени спиртовки или на электроплите. Как только карбамид расплавится, подносят к пробирке красную лакмусовую бумажку и отмечают изменение окраски. Нагревание пробирки продолжают до тех пор, пока расплав не затвердеет. Образовавшийся биурет растворяют в воде и добавляют несколько капель сульфата меди и 2 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия. Отмечают окраску образовавшейся комплексной медной соли биурета.

Опыт 10. Конденсация карбамида с формальдегидом. В сухую пробирку помещают 0,5 г карбамида и добавляют 20%-ный раствор формальдегида до получения прозрачного раствора. При осторожном нагревании пробирки содержимое мутнеет вследствие образования карбамид-формальдегидного полимера.

Опыт 11. Получение хлористого фенилдиазония. В пробирку наливают 5 мл раствора солянокислого анилина и охлаждают, помещая пробирку в стакан со льдом. Затем по каплям добавляют 20%-ный раствор нитрита натрия до появления на иодкрахмальной бумажке синего пятна, которое свидетельствует об избытке нитрита натрия и, следовательно, о конце диазотирования. Образовавшийся водный раствор хлористого фенилдиазония используют для получения азокрасителей.

Опыт 12. Получение кислотного азокрасителя. К 2 мл водного раствора хлористого фенилдиазония, полученного в опыте 5, прибавляют равное количество раствора фенола в щелочи. Появляется интенсивное красное окрашивание (раствор должен быть все время щелочным).

Опыт 13. Разложение солей диазония. Водный раствор хлористого фенилдиазония нагревают 10 мин на водяной бане при 50—60 °С. Образовавшийся фенол обнаруживают по реакции с FeCl_3 .

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №26

«Кислородсодержащие соединения ароматического ряда. Феноль»

Контрольные вопросы по теме:

1. Ароматические альдегиды и кетоны. Получение. Номенклатура. Химические свойства.
2. Причина кислотности фенолов. Двух- и трехатомные фенолы. Хинойдная структура.
3. Ароматические спирты. Получение и свойства.
4. Ароматические карбоновые кислоты. Классификация. Изомерия и номенклатура. Бензойная кислота и ее производные.
5. Хлористый бензоил. Антралиловая, *m*-аминобензойная, сульфобензойная и салициловая кислота.
6. Непредельные ароматические карбоновые кислоты. Многоосновные ароматические кислоты. Лавсан.
7. Напишите уравнения реакций окисления толуола, ксилола, *изопропил*бензола. Что общего в этих реакциях?
8. Какие соединения образуются из бензойной кислоты при действии на нее гидроксидом магния, хлористым тионилем, этиловым спиртом в присутствии концентрированной серной кислоты?
9. Каковы условия реакции получения фенола из хлорбензола?
10. Из салициловой кислоты получите ацетилсалициловую кислоту и фенило-вый эфир салициловой кислоты.

11. Напишите уравнение реакции кротоновой конденсации бензальдегида с ацетоном.

12. Какая реакция является качественной для фенола и салициловой кислоты?

Опыт 1. Растворимость фенола в воде. В пробирку с 10 мл дистиллированной воды помещают около 1 г фенола. Пробирку энергично встряхивают, а затем смеси дают отстояться. Смесь расслаивается: верхний слой — раствор фенола в воде, а нижний — раствор воды в феноле. Пробирку снова встряхивают, и эмульсию фенола разливают поровну в три пробирки.

Опыт 2. Цветная реакция на фенол. В пробирку с раствором фенола добавляют 2-3 капли 1%-ного раствора хлорида железа (III). Появляется фиолетовое окрашивание.

Опыт 3. Получение фенолята натрия. К 1 мл водной эмульсии фенола прибавляют 2 н. раствор гидроксида натрия до полного исчезновения эмульсии. Если к полученному прозрачному раствору прибавить по каплям раствор серной кислоты (до кислой реакции), то образуется эмульсия. Почему?

Опыт 4. Получение трибромфенола. В пробирку с водной эмульсией фенола добавляют при постоянном взбалтывании бромную воду. Образуется осадок трибромфенола.

Опыт 5. Получение бензоата натрия. В пробирку помещают 0,5 г бензойной кислоты и прибавляют 2 н. раствор гидроксида натрия до растворения кристаллов бензойной кислоты. Если к прозрачному раствору прилить 2 н. раствор соляной кислоты, то снова выпадает осадок бензойной кислоты.

Опыт 6. Окисление бензальдегида кислородом воздуха. На часовое стекло наносят 2 капли бензальдегида. Через некоторое время появляются кристаллы бензойной кислоты.

Опыт 7. Реакция салициловой кислоты с хлоридом железа (III). В пробирку наливают 2 мл воды и добавляют несколько кристаллов салициловой кислоты. К полученному раствору приливают 2—3 капли 1 %-ного раствора хлорида железа (III). Объясните изменение окраски.

Опыт 8. Гидролиз ацетилсалициловой кислоты (аспирина). В пробирку помещают 0,5 г ацетилсалициловой кислоты и приливают 1 мл воды. Содержимое пробирки кипятят 2-3 мин., а затем добавляют несколько капель раствора хлорида железа (III). Объясните изменение окраски.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №27

«Гетероциклические соединения»

Контрольные вопросы по теме:

1. Классификация гетероциклов. Пятичленные гетероциклы с одним гетероатомом. Ароматические свойства фурана, тиофена и пиррола. Фурфурол.
2. Продукты конденсации фурфуrolа с ацетоном. Мономер ФА. Взаимные переходы между пятичленными гетероциклами (реакция Ю. К. Юрьева).
3. Индол и индиго. Индигоидные красители, Азолы.
4. Шестичленные гетероциклы с одним гетероатомом. Пиридин и его свойства. Пиридиновые основания. Азины.
5. Напишите схему взаимных превращений фурана, тиофена и пиррола по Ю. К. Юрьеву.
6. Напишите структурные формулы следующих соединений: 2,5-диметилфурана, 2-хлорфурана, 2,5-диметилпиррола, 2-аминопиридина.
7. Напишите уравнения следующих реакций: а) полного и неполного гвдрирования фурана и пиррола; б) сульфирования и нитрования фурана, тиофена и пиррола.
8. Объясните причину ароматического характера фурана, тиофена и пиррола. Какой из этих гетероциклов наиболее склонен к реакциям электрофильного замещения?
9. Перечислите области применения фурфуrolа. Что такое «мономер ФА»? Какой полимерный продукт используется на основе этого мономера в строительстве?

Опыт 1. Качественная реакция на фурфурол. На часовом стекле смешивают 1 каплю анилина с одной каплей уксусной кислоты. Полученным раствором смачивают полоску фильтровальной бумаги и наносят на нее каплю фурфуrolа. Появляется розовое окрашивание.

Опыт 2. Окисление фурфурола. На часовом стекле смешивают 1 каплю свежеперегнанного фурфурола с 1 каплей аммиачного раствора оксида серебра. Появляется черное пятно выделившегося свободного серебра. О чем это говорит?

Опыт 3. Получение 2,4-динитрофенилгидразона фурфурола. 3-4 капли свежеперегнанного* фурфурола помещают в пробирку и приливают равное количество раствора солянокислого 2,4-динитрофенил-гидразина. Смесь нагревают до кипения. При охлаждении выпадают красно-оранжевые кристаллы 2,4-динитрофенилгидразона фурфурола.

Опыт 4. Конденсация фурфурола с ацетоном. В пробирку наливают смесь 2 мл фурфурола, 1 мл ацетона и 5 капель 10%-ного раствора гидроксида натрия. Появляется черное окрашивание.

Опыт 5. Основной характер пиридина. В пробирку помещают 1 каплю пиридина и 5 капель воды. Образуется прозрачный раствор, в который опускают полоску красной лакмусовой бумаги. Смоченный конец бумаги синее. Помещают по 1 капле раствора пиридина, 1%-ного раствора перманганата калия и 1%-ного раствора соды. Содержимое пробирки встряхивают и нагревают 1—2 мин. Цвет раствора не изменяется.

Опыт 7. Качественная реакция на тиофен. Одну каплю тиофена помещают в пробирку, приливают 2 капли концентрированной серной кислоты и 1 каплю изатина. Появляется интенсивное синее окрашивание.

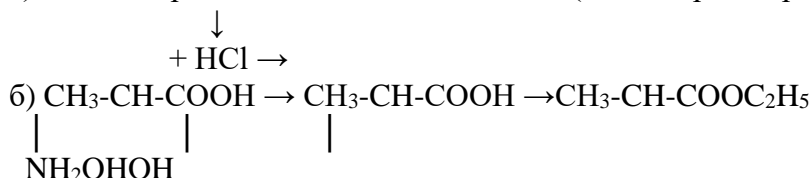
Опыт 8. Основные свойства хинолина. В пробирку помещают 2 капли хинолина, 3-4 капли воды и по каплям, до полного растворения хинолина, приливают 3-4 капли концентрированной соляной кислоты. К солянокислому хинолину добавляют 3-4 капли 10%-ного раствора гидроксида натрия. Выделяется тяжелая капля свободного хинолина.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №28

«Аминокислоты. Белки»

Контрольные вопросы по теме:

1. Аминокислоты. Изомерия, номенклатура. Получение и химические свойства аминокислот. Амфотерность и образование биполярных ионов.
2. Соли аминокислот. Комплексные соли с ионами меди (II). Реакции по карбоксильной группе: образование сложных эфиров, галогеноангидридов.
3. Схема получения аминокислот гидролизом белка. Биологическое значение α -аминокислот. Полиамидные полимеры.
4. Понятие о полипептидах. Капролактамы. Общее понятие о белках.
5. Почему аминокислоты обладают амфотерными свойствами?
6. Чем объясняются основные свойства лизина и кислые свойства аспарагиновой кислоты?
7. К какому классу соединений относится продукт реакции аланина с гидроксидом меди? Напишите химическую реакцию.
8. Какие продукты образуются при нагревании α -, β -, γ - аминокислот?
9. Осуществите превращения с использованием структурных формул:
а) α -аминопропионовая кислота + NaOH (водный раствор, t° комн.) \rightarrow



Опыт 1. Реакция аминокислот с хлоридом железа (III). К 1 мл 5%-ного раствора α -аминокислоты в воде добавляют каплю 5%-ного раствора хлорида железа (III). Объясните причину появления красного окрашивания.

Опыт 2. Реакция аминокислот с солями меди (II) (образование хелатов). К 1 мл 1%-ного раствора α -аминокислоты в воде добавляют кристаллик медного купороса и кристаллик

ацетата натрия (для создания буферного раствора). Раствор приобретает темно-синий цвет. Объясните причину этого. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Цветные реакции на белки. Нингидриновая реакция характерна для аминогруппы в α -положении. а) В пробирку вносят 1 мл раствора глицина, добавляют 5-6 капель раствора нингидрина и нагревают. Появляется сине-фиолетовое окрашивание. б) К 1-2 мл раствора белка приливают 0,3-0,5 мл нингидрина. Получается фиолетовое (иногда фиолетово-розовое окрашивание); с течением времени раствор синееет.

Опыт 4. Ксантопротеиновая реакция (на циклические аминокислоты). Многие белки при нагревании с крепкой азотной кислотой дают желтое окрашивание, переходящее в оранжевое при добавлении щелочи или аммиака. По гречески «ксантос» - желтый, отсюда название ксантопротеиновой. Такое желтое окрашивание можно наблюдать при попадании крепкой азотной кислоты на кожу, ногти, шерсть и т.д. Реакция характерна для бензольного ядра циклических аминокислот (тирозина и триптофана), которые содержатся почти во всех белках. При добавлении концентрированной азотной кислоты происходит нитрование бензольного кольца с образованием нитросоединений желтого цвета.

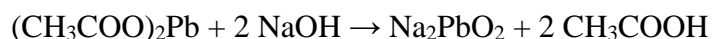
В пробирку помещают 1 мл раствора белка, приливают 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Появляется осадок свернувшегося белка, который при осторожном нагревании окрашивается в желтый цвет. Пробирке дают остыть и приливают избыток концентрированного раствора аммиака или 20%-ного гидроксид натрия. Желтая окраска при подщелачивании переходит в оранжевую.

Опыт 5. Обнаружение углеводных компонентов в сложных белках. Многие белки содержат в своем составе углеводные компоненты. В присутствии концентрированной серной кислоты последние дают характерное окрашивание с α -нафтолом. Из углеводов под действием серной кислоты образуются фурфурол и его производные.

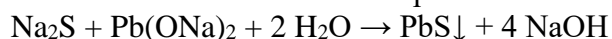
В пробирку вносят 1 мл слюны, содержащий гликопротеин-муцин, добавляют 0,5 мл α -нафтола. Осторожно (по стенке) приливают 2 мл концентрированной серной кислоты, наблюдают фиолетовое окрашивание на границе раздела серной кислоты и белка.

Опыт 6. Реакция Фоля (на серусодержащие аминокислоты: цистин и цистеин). В состав молекулы большинства белков входят содержащие серу аминокислоты – цистин и цистеин.

При кипячении белка с раствором гидроксида натрия и ацетатом свинца раствор начинает темнеть. Крепкая щелочь разрушает цистин и цистеин и отщепляет серу в виде сульфида натрия.



плюмбат натрия



В одну пробирку добавляют 5 капель 1%-ного раствора яичного белка. Другую – 5 капель 1%-ного раствора желатина. В каждую пробирку добавляют по 6 капель реактива Фоля. При интенсивном кипячении жидкость темнеет.

Опыт 7. Биуретовая реакция (на белок). В щелочной среде в присутствии солей меди белки дают фиолетовое окрашивание в результате образования комплексного соединения меди с пептидными группами: $-\text{CO}-\text{NH}-$. Биуретовая реакция идет и с продуктами неполного гидролиза белка – пептонами и полипептидами.

Название биуретовая реакция получила от производного мочевины – биурета, который дает эту реакцию. Биурет образуется при нагревании мочевины с отщеплением от нее аммиака. Биуретовую реакцию дают: аминокислота гистидин и амид аспарагиновой кислоты – аспарагин.

В пробирку помещают 1 мл раствора белка, 1-2 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия и 1-2 капли 5%-ного раствора сульфата меди. При взбалтывании образуется фиолетовое окрашивание.

6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ (САМОКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА

6.1 Оценочные средства, показатели и критерии оценивания компетенций

Индекс компетенции	Оценочное средство	Показатели оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций
УК-1 ОПК-8 ПК-2	Собеседование	Низкий –неудовлетворительно	- незнание программного материала; - при ответе возникают ошибки; - затруднения при выполнении практических работ.
		Пороговый – удовлетворительно	- усвоение основного материала; - при ответе допускаются неточности; - при ответе недостаточно правильные формулировки; - нарушение последовательности в изложении программного материала; - затруднения в выполнении практических заданий.
		Базовый – хорошо	- знание программного материала; - грамотное изложение, без существенных неточностей в ответе на вопрос; - правильное применение теоретических знаний; - владение необходимыми навыками при выполнении и практических задач.
		Высокий – отлично	- глубокое и прочное усвоение программного материала; - полные, последовательные, грамотные и логически излагаемые ответы при видоизменении задания; - свободно справляющиеся с поставленными задачами, знания материала; - правильно обоснованные принятые решения; - владение разносторонними навыками и приемами выполнения практических работ.
ОПК-8 ПК-2	Контрольная работа	Низкий – неудовлетворительно	студент допустил число ошибок и недочетов, превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов

		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
ОПК-8 ПК-2	Учебные задачи	Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов, превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
ОПК-8 ПК-2	Тест	Низкий – до 60 баллов (неудовлетворительно)	за верно выполненное задание тестируемый получает максимальное количество баллов, предусмотренное для этого задания, за неверно выполненное – ноль баллов. После прохождения теста суммируются результаты выполнения всех заданий. Подсчитывается процент правильно выполненных заданий теста, после чего этот процент переводится в оценку, руководствуясь указанными критериями оценивания.
		Пороговый – 61-75 баллов (удовлетворительно)	
		Базовый – 76-84 баллов (хорошо)	
		Высокий – 85-100 баллов (отлично)	
УК-1 ОПК-8 ПК-2	Отчет по лабораторной работе	Низкий – неудовлетворительно	ставится, если допущены существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые не исправляются даже по указанию преподавателя.
		Пороговый – удовлетворительно	ставится, если допущены одна-две существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые исправляются с помощью преподавателя.

		Базовый – хорошо	а) работа выполнена правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) допустимы: неполнота проведения или оформления эксперимента, одна-две несущественные ошибки в проведении или оформлении эксперимента, в правилах работы с веществами и приборами
		Высокий – отлично	а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами; в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).
УК-1, ОПК-8, ПК-2	Реферат	Низкий – неудовлетворительно	тема реферата не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы.
		Пороговый – удовлетворительно	имеются существенные отступления от требований к реферированию. В частности: тема освещена лишь частично; допущены фактические ошибки в содержании реферата или при ответе на дополнительные вопросы; во время защиты отсутствует вывод.
		Базовый – хорошо	основные требования к реферату и его защите выполнены, но при этом допущены недочеты. В частности, имеются неточности в изложении материала; отсутствует логическая последовательность в суждениях; не выдержан объем реферата; имеются упущения в оформлении; на дополнительные вопросы при защите даны неполные ответы.
		Высокий – отлично	выполнены все требования к написанию и защите реферата: обозначена проблема и обоснована ее актуальность, сделан краткий анализ различных точек зрения на рассматриваемую проблему и логично изложена собственная позиция, сформулированы выводы, тема раскрыта полностью, выдержан объем, соблюдены требования к внешнему оформлению, даны правильные ответы на дополнительные вопросы.

ОПК-8 ПК-2	Самостоя- тельная ра- бота	Низкий – неудовле- творительно	допустил число ошибок и недочетов пре- восходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не бо- лее двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недоче- тов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной не- грубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, ука- заны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены ма- тематические расчеты

6.2 Промежуточная аттестация студентов по дисциплине

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

Для оценивания результатов освоения дисциплины применяется следующие критерии оценивания.

Критерии оценивания устного ответа на экзамене

Оценка «5» (отлично) ставится, если студентом:

1. полно раскрыто содержание материала билета;
2. материал изложен грамотно, в определенной логической последовательности, точно используется терминология;
3. показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами, применять их в новой ситуации;
4. продемонстрировано усвоение ранее изученных сопутствующих вопросов, сформированность и устойчивость компетенций, умений и навыков;
5. ответ прозвучал самостоятельно, без наводящих вопросов;
6. допущены одна – две неточности при освещении второстепенных вопросов, которые исправляются по замечанию.
7. правильно решена расчетная задача.

Оценка «4» (хорошо) ставится, если:

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

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

Оценка «3» (удовлетворительно) ставится, если:

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

Оценка «2» (неудовлетворительно) ставится, если:

1. не раскрыто основное содержание учебного материала;
2. обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала;
3. допущены ошибки в определении понятий, при использовании терминологии, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов.
4. не сформированы компетенции, умения и навыки.
5. расчетная задача не решена.

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

КОМПЛЕКТ ЗАДАНИЙ ДЛЯ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Контрольная работа № 1

Вариант 1

1. Сколько молекул содержится в 10^{-3} м³ метана, находящегося при 4 °С и при давлении $1,0133 \cdot 10^6$ Па?
2. Вычислить молекулярную массу эквивалента H₃PO₄ при реакциях обмена в результате которых образуются кислые и нормальные соли.
3. Найдите простейшую формулу соединения, имеющего следующий состав (%) меди 25,48, серы 12,82, кислорода 25,64, воды 36,06.
4. Атому, какого элемента отвечает электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?

Контрольная работа № 2

Вариант 1

1. К 950 г воды прибавили 50 мл 48%-ного раствора H₂SO₄ ($p=1,38$). Вычислите процентное содержание H₂SO₄ в полученном растворе.
2. Каким объемом 28%-ного раствора KOH ($p=1,26$) можно заменить 600 мл 7,5 н. NaOH?
3. Закончить уравнение окислительно-восстановительного процесса
KMnO₄ + Zn + H₂SO₄ →
4. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: NaCN, KOCl, NaNO₂, NH₄CH₃COO, CaCl₂, NaClO₄, KBr? Для каждой из гидролизующихся солей написать уравнение гидролиза в ионно-молекулярной форме и указать реакцию ее водного раствора.

Контрольная работа № 3

Вариант 1

1. К 950 г воды прибавили 50 мл 48%-ного раствора H₂SO₄ ($p=1,38$). Вычислите процентное содержание H₂SO₄ в полученном растворе.
2. Каким объемом 28%-ного раствора KOH ($p=1,26$) можно заменить 600 мл 7,5 н. NaOH?
3. Закончить уравнение окислительно-восстановительного процесса
KMnO₄ + Zn + H₂SO₄ →
4. Написать уравнение гидролиза в ионно-молекулярной форме, вычислить константу гидролиза фторида калия, определить степень гидролиза этой соли в 0,01 М растворе и pH раствора.
5. Назовите комплексное соединение Na₃[AlF₆] и укажите:

- а) центральный ион,
- б) лиганды,
- в) внутреннюю и внешнюю координационные сферы,
- г) заряд комплексного иона,
- д) координационное число центрального иона.

Контрольная работа №4

Тема: «НЕМЕТАЛЛЫ»

ВАРИАНТ №1

Задание №1.

Опишите строение молекулы кислорода и молекулярных ионов кислорода: O_2^+ , O_2^- , O_2^{2-} с позиции метода молекулярных орбиталей. Физические и химические свойства кислорода. Получение кислорода в лаборатории и промышленности.

Задание №2.

Получение галогеноводородов и галогеноводородных кислот. Все ли галогеноводороды можно получить взаимодействием соответствующих галогенидов натрия (калия) с концентрированной серной кислотой? Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот. Какова направленность реакций между галогенами и веществами, содержащими галогенид-ионы.

Комплексные соединения галогенов. Применение галогенов.

Задание №3.

Тиосерная кислота и ее соли. Строение, получение. Окисление тиосульфат-иона галогенами, соединениями серы (II, IV). Разложение тиосульфат-иона. Реакции комплексобразования с участием тиосульфат-иона.

Задание №4.

Опишите строение полиморфных модификаций фосфора. Каковы условия превращения белого фосфора в красный и черный, красного фосфора в белый?

Химические свойства фосфора. Приведите уравнения реакций с простыми (кислородом, галогенами, серой, металлами) и сложными веществами (водой, кислотами и щелочами).

Задание №5.

Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты ионно-электронным методом:



Задание №6.

Решите задачу. Сколько миллилитров 23%-ного раствора NH_3 ($\rho = 0.916$ г/мл) требуется для взаимодействия с 750 мл 6.0 Н раствора HCl ? Сколько граммов хлорида аммония образуется при этом?

Контрольная работа №5

Тема: «МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП»

ВАРИАНТ № 1

Задача 1

Гидроксиды элементов d - семейства. Кислотно-основные свойства. Окислительно-восстановительные свойства. Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств гидроксидов от степени окисления элемента. Химические свойства подтвердите уравнениями реакций на примере гидроксидов элементов подгруппы марганца.

Задача 2

а) Реакционная способность металлов. Взаимодействие железа, кобальта, никеля с разбавленной соляной и серной кислотами. Напишите уравнения реакций с учетом образования аквакомплексов.

б) В чем заключается пассивирование металлов?

в) В виде каких комплексных ионов существуют Fe(II), Fe(III), Fe(VI), Co(II), Co(III), Co(IV), Ni(II), Ni(IV) в водных растворах? Каковы координационные числа элементов?

Задача 3

Какой объем диоксида серы (н.у.) потребуется для полного обесцвечивания 250 мл 0.1 N раствора перманганата калия.

ВАРИАНТ № 2

Задача 1

Распространение металлов *d*-семейства в природе. Получение металлов. Практическое применение. Биологическая роль.

Задача 2

а) Приведите примеры реакций окисления соединений Cr(III). Какая среда способствует протеканию данного процесса?

б) Окислительные свойства соединений Cr(VI). В какой среде данные свойства выражены сильнее? Приведите примеры реакций восстановления соединений Cr(VI) в кислой, нейтральной и щелочной средах.

Задача 3

Какая масса перманганата калия потребуется для окисления 7.60 г FeSO₄ в нейтральном и кислом растворах.

Контрольная работа № 6

Тема: Теоретические основы органической химии

Вариант 1

1. Охарактеризуйте понятие «π-связь». Нарисуйте схемы образования π-связей в молекуле этилена и ацетилена.

2. Дайте определение понятий «кислота по Льюису», «основание по Льюису». Приведите примеры.

3. Напишите формулы предельных структур и мезоформулы для следующих частиц: CH₂=CH-CH₂⁺, CH₂=CH-COOH.

Контрольная работа № 7

Тема: Алифатические углеводороды и их производные

Вариант 1

1. Сравните отношение циклопропана и пропена к разбавленному водному раствору перманганата калия.

2. Какие продукты образуются при хлорировании 2-метилпропана? Ответ поясните с учётом устойчивости образующихся радикалов.

3. Получите бромистый изопропил из следующих соединений: пропана, пропена, пропина, пропилового спирта, изопропилового спирта.

Контрольная работа № 8

Тема: Альдегиды, кетоны и карбоновые кислоты

Вариант 1

1. Приведите примеры проявления таутомерных превращений для альдегидов, кетонов, сложных эфиров β-кетокислот, фенолов. Дайте объяснения. Отметьте устойчивость таутомеров.

2. На 2-хлорбутан действовали: а) магнием в абсолютном эфире; б) сухим оксидом углерода (IV); в) раствором соляной кислоты. Назовите полученное соединение, определите для него абсолютную и относительную конфигурацию.

3. Расположите следующие кислоты в ряд по возрастанию констант диссоциации: хлоруксусная кислота, уксусная кислота, трихлоруксусная кислота, трихлоруксусная кислота. Объясните влияние галогена на кислотные свойства этих соединений.

Контрольная работа № 9

Тема: Азотсодержащие органические соединения

Вариант 1

1. Для этиламина и диэтиламина напишите схемы реакций с уксусным ангидридом и пропилахлоридом. Пойдут ли эти реакции с триэтиламином?

2. Из метана и неорганических веществ получите глицин.

Приведите уравнения реакций пара-хлорбензолдиазонийхлорида со следующими веществами: этанолом, йодидом калия, фосфорноватистой кислотой.

ТРЕБОВАНИЯ К ФОРМЕ ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

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

РАСЧЕТНЫЕ ЗАДАЧИ

1. К 1 л раствора азотной кислоты (плотность 1,310 г/мл) содержащего 50% азотной кислоты добавлено 690 мл воды. Какова массовая доля кислоты в полученном растворе?
2. Сколько мл воды необходимо добавить к 100 мл 60% раствора ортофосфорной кислоты (плотность 1,43 г/мл), чтобы получить 40% раствор?
3. Смешали 300 г 20% и 500 г 40% раствора гидроксида калия. Вычислить массовую долю гидроксида калия в полученном растворе; молярную и нормальную концентрацию полученного раствора.
4. Сколько мл 96% (плотность 1,84 г/мл) серной кислоты необходимо взять для приготовления 2 л 0,5 н раствора?
5. Определить молярную концентрацию раствора серной кислоты, который получится, если к 100 мл 96% раствора серной кислоты прибавили 400 мл воды.
6. Сколько г медного купороса нужно добавить к 270 г воды, чтобы получить 10% раствор сульфата меди?
7. Какой объем 10% раствора серной кислоты (плотность 1,07 г/мл) нужно добавить к 300 мл 50% раствора этой же кислоты (плотность 1,4 г/мл), чтобы получить 30% раствор?
8. При упаривании 76,336 л 28% раствора гидроксида натрия (плотность 1,31 г/мл) получено 70 кг раствора. Какова его процентная концентрация?
9. Какой объем 15% раствора гидроксида натрия (плотность 1,16 г/мл) можно приготовить из 2 л его 33% раствора (плотность 1,36 г/мл)?
10. Каким объемом воды нужно разбавить 500 мл 0,5 М раствора глюкозы, чтобы получить физиологический 0,1 М раствор?
11. Определить объем воды (в мл), который нужно добавить к 400 мл 18% раствора соли плотностью 1,132 г/мл, чтобы получить 11% раствор.
12. Растворимость дихромата калия в воде при 80°C составляет 73 г в 100 г воды. Рассчитайте массовую долю насыщенного при данной температуре раствора дихромата калия.
13. Медный стержень массой 140,8 г выдержали в растворе нитрата серебра, после чего его масса составила 171,2 г. Рассчитайте объем израсходованного 32% раствора азотной кислоты (плотность 1,2 г/мл) на растворение медного стержня после выдерживания его в растворе нитрата серебра.

14. К раствору нитрата ртути массой 264 г с массовой долей соли 20% добавили цинковые опилки. Через некоторое время массовая доля нитрата ртути в растворе составила 6%. Рассчитайте массу выделившейся ртути.
15. В 50 мл 15% раствора сульфата меди (плотность 1,12 г/мл) опустили железную пластинку массой 5 г. Через некоторое время масса пластинки стала 5,154 г. Вычислить массовую долю сульфата меди в растворе после реакции.
16. Смесь, приготовленную из 700 мл 60% серной кислоты (плотность 1,503 г/мл) и 500 мл серной кислоты, имеющей плотность 1,143 г/мл, добавили к некоторому количеству дистиллированной воды. Из полученного раствора отобрали пробу объемом 200 мл и обработали избытком цинка. Выделившийся в результате этой реакции водород занял при н.у. объем 2000 мл. Вычислите объем и молярную концентрацию полученного раствора серной кислоты.
17. Путем смешения 3 л 10% раствора гидроксида натрия (плотность 1,115 г/мл), 1 л 4М раствора гидроксида натрия и 1 л гидроксида натрия, полученного растворением некоторого определенного количества твердой щелочи, приготовили 5 л раствора. Для нейтрализации пробы этого раствора объемом 10 мл израсходовано 26 мл 1 н соляной кислоты. Вычислите нормальную концентрацию полученного раствора и установите, какое количество твердой щелочи было разбавлено в процессе его приготовления.
18. Определите молярную концентрацию раствора, полученную при растворении сульфата натрия массой 21,3 г в воде массой 150 г, если плотность полученного раствора 1,12 г/мл.
19. В лаборатории имеется раствор с массовой долей серной кислоты 5,5 % (плотность 1,035 г/мл). Определите объем этого раствора, который потребуется для приготовления раствора 0,25 М серной кислоты объемом 300 мл.
20. Определите массовую долю соли, полученной при смешении раствора объемом 40 мл с массовой долей азотной кислоты 0,2 и плотностью 1,12 г/мл с раствором объемом 36 мл с массовой долей гидроксида натрия 0,15 и плотностью 1,17 г/мл.
21. В лаборатории потребовалось нейтрализовать раствор, содержащий 196 г серной кислоты. Для нейтрализации был прибавлен раствор, содержащий 60 г гидроксида натрия, а дальнейшую нейтрализацию производили гидроксидом калия. Сколько г гидроксида калия было израсходовано на полную нейтрализацию?
22. К раствору, содержащему 26,1 г нитрата бария, добавили раствор, содержащий 0,25 моль сульфата натрия, полученный осадок отфильтровали. Какие вещества содержатся в фильтрате? Определите количества веществ, содержащихся в фильтрате.
23. Какая масса раствора с массовой долей гидроксида натрия 4% потребуется для полной нейтрализации соляной кислоты массой 30 г с массовой долей соляной кислоты 5%?
24. Определите массу осадка, который образуется при смешивании раствора с массовой долей хлорида бария 5% и раствора с массовой долей сульфата натрия 8%. Масса раствора хлорида бария равна 15 г, сульфата натрия 10 г.
25. Перечислите основные свойства карбамида (мочевины). Приведите уравнения реакций.
26. Напишите уравнения реакций взаимодействия соляной кислоты с пропиламинем, диэтиламинем, трипропиламинем.
27. С помощью какой реакции можно различить первичные, вторичные и третичные амины?
28. Напишите структурные формулы всех изомеров соединения с общей формулой $C_5H_{13}N$.
29. Как меняется основность в ряду: аммиак — метиламин — ацетамид?
30. Какой диамин используется для получения полиамидного волокна «найлон»?

Задачи для самостоятельного решения по теме «Жидкое состояние. Вода. Растворы»

1. Коэффициент растворимости хлорида аммония при 100 °С составляет 77 г, а при 0 °С – 37 г в 100 г воды. Сколько соли выделится при охлаждении 60 г насыщенного при 100 °С раствора хлорида аммония до 0 °С? Ответ: 13,6 г.

2. При осторожном упаривании 120 г 16%-ного раствора хлорида кальция было получено 37,9 г кристаллогидрата. Определите его формулу.
Ответ: $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
3. Требуется приготовить 1 кг 15%-ного раствора аммиака. Сколько нужно взять для этого воды и концентрированного 25%-ного раствора аммиака?
Ответ: 600 г 25%-ного раствора аммиака и 400 г воды.
4. 120 г 10%-ного раствора поваренной соли упарили до 80 г. Какова массовая доля соли в растворе после упаривания? Ответ: 15%.
5. Плотность 20%-ного водного раствора хлорида бария при 20 °С равна 1,2 г/мл. Вычислите молярную концентрацию этого раствора. Ответ: 1,15 М.
6. Сколько граммов 5 %-ного раствора нитрата серебра требуется для обменной реакции со 120 мл 0.6 Н раствора хлорида алюминия?
7. Вычислите S_m , S_n и S_{ml} 98 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1.84$ г/мл).
8. Сколько литров 0.1 Н раствора серной кислоты можно приготовить из 70 мл ее 50%-ного раствора?
9. Температура замерзания раствора, содержащего 48 г метанола в 500 г воды ($K_{\text{воды}} = 1.86$ град·кг/моль), равна °С. Варианты ответов: -5,58; -2,29; +5,58; 0.
10. Раствор ацетона в 200 г воды ($E_{\text{воды}} = 0.52$ град·кг/моль) кипит при температуре 100,26 °С. Масса ацетона в растворе равна грамма.
Варианты ответов: 1,5; 8,7; 2,9; 5,8.

ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ

ТЕСТ №1

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенному заданию. Верно выполненные задания части А оцениваются в 2 балла, части В – 2 балла, части С – 5 баллов.

Часть А

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер или букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

- A1. При сгорании 5.00 г металла образуется 9.44 г оксида металла. Определите эквивалентную массу металла:
а) 4.50 г/моль; б) 9.01 г/моль; в) 18.02 г/моль?
- A2. При 7 °С давление газа в закрытом сосуде равно 96.0 кПа. Каким станет давление, если охладить сосуд до -30 °С:
а) 41,2 кПа; б) 82,3 кПа; в) 112.4 кПа?
- A3. Выразите в граммах массу одной молекулы оксида серы (IV):
а) $2.12 \cdot 10^{-22}$; б) $1.06 \cdot 10^{-22}$; в) $6.02 \cdot 10^{-23}$?
- A4. Определите реакцию среды в растворе после взаимодействия 90 г NaOH с 73 г HCl :
а) нейтральная; б) кислая; в) щелочная?
- A5. Какая из перечисленных кислот образует кислые соли:
а) HNO_3 , б) H_2S , в) HCl , г) CH_3COOH ?
- A6. Сколько неспаренных электронов содержат невозбужденные атомы As и Cr соответственно:
а) 3 и 6; б) 5 и 4; в) 3 и 4?

- A7. Какой характер имеют связи в молекулах: а) CS₂ и б) OF₂:
 1) а- ионная, б- ковалентная полярная; 2) а-, б- ковалентная полярная; 3) а- ковалентная неполярная, б- ковалентная полярная?
- A8. Укажите тип гибридизации АО кремния в молекуле SiH₄. Полярна ли эта молекула:
 а) sp-гибридизация, неполярна; б) sp²-гибридизация, полярна;
 в) sp³-гибридизация, неполярна; г) sp³-гибридизация, полярна?
- A9. Почему (с позиций метода МО) не может существовать устойчивая молекула Be₂?
 Потому что: а) молекула содержит четное число электронов; б) суммарный спин молекулы равен нулю; в) число электронов на связывающих МО равно числу электронов на разрыхляющих МО.
- A10. В системе CO + Cl₂ = COCl₂ концентрацию CO увеличили от 0.03 до 0.12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0.02 до 0.06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции:
 а) 4; б) 8; в) 12?
- A11. Увеличение скорости реакции с повышением температуры, вызывается главным образом: а) увеличением средней кинетической энергии молекул; б) возрастанием числа активных молекул; в) ростом числа столкновений?
- A12. Константа диссоциации хлорноватистой кислоты HOCl 5.0 · 10⁻⁸. Вычислите степень ее диссоциации в 0.2 Н растворе:
 а) 5 · 10⁻⁴; б) 6 · 10⁻³; в) 7 · 10⁻²?
- A13. Какое молекулярно-ионное уравнение гидролиза ацетата натрия CH₃COONa является верным? Вычислите константу гидролиза данной соли.
 1) CH₃COONa + H₂O = CH₃COOH + NaOH
 CH₃COO⁻ + H₂O = CH₃COOH + OH⁻
 2) CH₃COONa + H₂O = CH₃COOH + NaOH
 Na⁺ + H₂O = NaOH + H⁺
 а) K_Г = 5.88 · 10⁻¹⁰; б) K_Г = 7.2 · 10⁻¹⁰; в) K_Г = 5.9 · 10⁻¹⁹.
- A14. Из 400 г 50 %-ного (по массе) раствора H₂SO₄ выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H₂SO₄ в оставшемся растворе:
 а) 66.7 %; б) 77.4 %; в) 82.6 %?
- A15. Найдите массу NaNO₃, необходимую для приготовления 300 мл 0.2 М раствора:
 а) 3.2 г; б) 4.5 г; в) 5.1 г?

Часть В

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

- 1) задания, содержащие несколько верных ответов;
- 2) задания на установление соответствия;
- 3) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа, формулы.

Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания.

V1. Какое воздействие на систему 4 HCl (г.) + O₂ (г.) = 2 Cl₂ (г.) + 2 H₂O (г.) приведет к смещению равновесия влево:

а) увеличение концентрации O₂; б) повышение давления; в) возрастание объема реакционного сосуда; г) увеличение концентрации Cl₂?

V2. Водные растворы каких солей имеют щелочную реакцию среды:

а) NaF; б) (NH₄)₂SO₄; в) KI; г) K₂S?

V3. Напишите формулу следующего соединения: тетрагидроксоцинкат (+2) натрия.

V4. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из правого столбика. Перенесите полученную последовательность **букв** в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). Например, ВАБ.

Вещество	Свойство
1. H ₂ S 2. NaNO ₂ 3. KMnO ₄	А. Окислительные Б. Восстановительные В. Окислительно-восстановительная двойственность

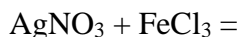
В5. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции:
 $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ равна: а) 18; б) 21; в) 26?

Часть С

Ответы к заданиям части С формулируйте в свободной краткой форме и записывайте в бланк ответов.

С1. Напишите уравнение электролитической диссоциации $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$.

С2. Напишите молекулярное и сокращенное ионное уравнения реакции:



С3. Составьте в молекулярной форме уравнение реакции, которое выражается следующим ионно-молекулярным уравнением: $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ = \text{HNO}_2$.

С4. Назовите комплексное соединение: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Напишите уравнение диссоциации комплексного иона в водном растворе как реакцию замещения лигандов молекулами воды. Выразите константу нестойкости комплексного иона.

С5. Закончите уравнение реакции и подберите коэффициенты ионно-электронным методом: $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \dots$

ТЕСТ №2

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенному заданию.

Часть А

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер или букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

А1. На восстановление 1.80 г оксида металла израсходовано 833 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить эквивалентные массы оксида и металла:

- а) 24.2 г/моль, 16.2 г/моль; б) 24.2 г/моль, 32.2 г/моль;
в) 12.1 г/моль, 20.1 г/моль?

А2. При 17 °С некоторое количество газа занимает объем 580 мл. Какой объем займет это же количество газа при 100 °С, если давление его останется неизменным:

- а) 541мл; б) 684 мл; в) 746 мл?

А3. Сколько молекул содержится в 1.00 мл водорода при нормальных условиях:

- а) $2.69 \cdot 10^{19}$; б) $5.38 \cdot 10^{19}$; в) $2.68 \cdot 10^{22}$?

А4. Определите молекулярную формулу вещества, содержащего (по массе) 93.75% углерода и 6.25% водорода, если плотность этого вещества по воздуху равна 4.41.

А5. Сколько вакантных 3d-орбиталей имеют возбужденные атомы Cl и Mn соответственно:

- а) 2 и 3; б) 4 и 2; в) 2 и 0?

А6. Какой характер имеют связи в молекулах: а) NCl_3 и б) CO_2 :

- 1) а- ионная, б- ковалентная полярная; 2) а-, б- ковалентная полярная; 3) а- ковалентная неполярная, б- ковалентная полярная?
- A7. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона NH_4^- :
а) В; б) Н; в) H^+ ?
- A8. Какая из частиц: O_2^{2-} , O_2^- , O_2 или O_2^+ характеризуется наименьшей длиной связи:
а) O_2^{2-} ; б) O_2^- ; в) O_2 г) O_2^+ ?
- A9. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{A}_2\text{B}$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза:
а) возрастет в 3 раза; б) возрастет в 2 раза; в) уменьшится в 2 раза?
- A10. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора: а) уменьшением энергии активации; б) увеличением средней кинетической энергии молекул; в) возрастанием числа столкновений?
- A11. Из 400 г 20%-ного (по массе) раствора при охлаждении выделилось 50 г растворенного вещества. Чему равна массовая доля этого вещества в оставшемся растворе:
а) 4.5%; б) 8.6%; в) 12.2%?
- A12. В 1 кг воды растворено 666 г КОН. Плотность раствора равна 1.395 г/мл. Определите нормальную концентрацию раствора:
а) 4.97 моль/л; б) 9.95 моль/л; в) 19.9 моль/л?
- A13. Какое молекулярно-ионное уравнение электролитической диссоциации $\text{Fe}(\text{OH})_3$ является верным:
а) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \leftrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \text{OH}^-$
 $\text{Fe}(\text{OH})_2^+ \leftrightarrow \text{FeOH}^{2+} + \text{OH}^-$
 $\text{FeOH}^{2+} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{OH}^-$
б) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^-$
- A14. Степень диссоциации угольной кислоты H_2CO_3 по первой ступени в 0.1 н. растворе равна $2.11 \cdot 10^{-3}$. Вычислите константу диссоциации кислоты :
а) $1.8 \cdot 10^{-4}$; б) $4.5 \cdot 10^{-7}$; в) $4.7 \cdot 10^{-11}$?
- A15. Какое молекулярно-ионное уравнение гидролиза хлорида аммония NH_4Cl является верным? Вычислите константу гидролиза данной соли.
1) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$
2) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$
 $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{OH}^-$
а) $K_{\Gamma} = 0.55 \cdot 10^{-2}$; б) $K_{\Gamma} = 5.55 \cdot 10^{-6}$; в) $K_{\Gamma} = 5.55 \cdot 10^{-14}$.

Часть В

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

- 1) задания, содержащие несколько верных ответов;
- 2) задания на установление соответствия;
- 3) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа, формулы.

Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания.

V1. Какое воздействие на систему: $2 \text{CO} + \text{O}_2 = 2 \text{CO}_2 + \text{Q}$

приведет к смещению равновесия вправо:

- а) повышение температуры; б) повышение давления; в) возрастание объема реакционного сосуда; г) увеличение концентрации CO_2 ?

V2. Водные растворы каких солей имеют кислую реакцию среды:

- а) CoBr_2 ; б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; в) KI ; г) KClO_4

V3. Напишите формулу следующего соединения: гексацианокобальтат (+3) калия.

V4. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из

правого столбика. Перенесите полученную последовательность **букв** в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). Например, ВАБ.

Вещество	Свойство
1. H ₂ O ₂ 2. Fe 3. Na ₂ Cr ₂ O ₇	А. Окислительные Б. Восстановительные В. Окислительно-восстановительная двойственность

В5. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции:

$KBr + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = Br_2 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$ равна: а) 21; б) 27; в) 29?

Часть С

Ответы к заданиям части С формулируйте в свободной краткой форме и записывайте в бланк ответов.

С1. Напишите формулы оксидов, соответствующих указанным гидроксидам:

а) H₂SiO₃, б) Cu(OH)₂, в) HMnO₄?

С2. Напишите молекулярное и сокращенное ионное уравнения реакции:

$Pb(NO_3)_2 + K_2S =$

С3. Составить в молекулярной форме уравнение реакции, которое выражается следующим ионно-молекулярным уравнением: $Cu^{2+} + 2 OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$.

С4. Назовите комплексное соединение: $K_2[Cd(CN)_4]$. Напишите уравнение диссоциации комплексного иона в водном растворе как реакцию замещения лигандов молекулами воды. Выразите константу нестойкости комплексного иона.

С5. Закончите уравнение реакции и подберите коэффициенты ионно-электронным методом: $Mg + H_2SO_{4(конц.)} = H_2S + \dots$

ТЕСТ №3

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенному заданию.

Часть А

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер и букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

- Одинаков ли эквивалент хрома в соединениях CrCl₃ и Cr₂(SO₄)₃:
а) Да; б) Нет?
- Масса 500 мл газа при 87 °С и давлении 96 кПа равна 0.93 г. Вычислите молярную массу газа:
а) 34 г/моль; б) 46 г/моль; в) 58 г/моль?
- Определите плотность оксида углерода (IV) по воздуху:
а) 2.3; б) 1.5; в) 0.66?
- Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94 % (масс.) Fe₂O₃:
а) 1315 кг; б) 1112 кг; в) 990 кг?
- Какова электронная формула ионов: а) Fe³⁺; б) S²⁻:
1) а- 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d³4s², б- 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶;
2) а- 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁵, б- 1s²2s²2p⁶3s²3p⁴3d²;

- 3) а- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$, б- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?
6. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона NH_4^+ :
а) N; б) H; в) H^+ ?
7. Укажите тип гибридизации АО азота в молекуле NH_3 . Полярна ли эта молекула:
а) sp -гибридизация, неполярна; б) sp^2 -гибридизация, полярна;
в) sp^3 -гибридизация, неполярна; г) sp^3 -гибридизация, полярна?
8. Какая из частиц: H_2^- , H_2 или H_2^+ характеризуется наименьшей длиной связи:
а) H_2^- ; б) H_2 ; в) H_2^+ ?
9. При повышении температуры на 50°C скорость реакции возросла в 32 раза. Определите температурный коэффициент скорости реакции (γ):
а) 2; б) 2.5; в) 3?
10. При некоторой температуре равновесие в системе $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}_2] = 0.006$ моль/л; $[\text{NO}] = 0.024$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 :
а) 0.366, $[\text{NO}_2]_{\text{исх.}} = 0.02$ моль/л; б) 0.192, $[\text{NO}_2]_{\text{исх.}} = 0.02$ моль/л;
в) 0.192, $[\text{NO}_2]_{\text{исх.}} = 0.03$ моль/л?
11. Найти массовую долю азотной кислоты в растворе, в 1 л которого содержится 224 г HNO_3 ($\rho = 1.12$ г/мл):
а) 20%; б) 25%; в) 33%?
12. В 1 кг воды растворено 666 г KOH. Плотность раствора равна 1.395 г/мл. Определите молярную концентрацию раствора:
а) 4.97 моль/л; б) 9.95 моль/л; в) 19.9 моль/л?
13. Константа диссоциации масляной кислоты $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ $1.5 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0.005 М растворе:
а) 0.1; б) 0.055; в) 0.027?
14. Какое молекулярно-ионное уравнение гидролиза цианида натрия NaCN является верным? Вычислите константу гидролиза данной соли.
1) $\text{NaCN} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCN} + \text{NaOH}$
 $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{HCN} + \text{OH}^-$
2) $\text{NaCN} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCN} + \text{NaOH}$
 $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}^+$
а) $K_{\Gamma} = 1.61 \cdot 10^{-24}$; б) $K_{\Gamma} = 7.2 \cdot 10^{-10}$; в) $K_{\Gamma} = 1.61 \cdot 10^{-5}$.
15. Среди приведенных соединений выберите то, которое проявляет окислительно-восстановительную двойственность: а) F_2 ; б) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; в) H_2O_2 ; г) KMnO_4 .

Часть В

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

- 1) задания, содержащие несколько верных ответов;
2) задания на установление соответствия;
3) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа, формулы.

Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания.

V1. Напишите формулу следующего соединения: нитрат тетраамминмеди (+2).

V2. Водные растворы каких солей имеют щелочную реакцию среды:

- а) CoBr_2 ; б) Na_2CO_3 ; в) NH_4NO_3 ; г) KClO ?

V3. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из правого столбика. Перенесите полученную последовательность **букв** в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). Например, ВАБ.

В каком направлении сместится равновесие в системе: $4\text{Fe(к.)} + 3\text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к.})$ при изменении следующих параметров:

Изменяемый параметр	Смещение равновесия
---------------------	---------------------

<p>1. возрастание объема реакционного сосуда</p> <p>2. увеличение концентрации Fe</p> <p>3. увеличение концентрации O₂</p>	<p>А. приведет к смещению равновесия вправо</p> <p>Б. приведет к смещению равновесия влево</p> <p>В. не приведет к смещению равновесия</p>
---	--

V4. Какие из указанных соединений являются в химических реакциях а) только окислителем; б) только восстановителем; в) окислителем и восстановителем:
1) MnO; 2) MnO₂; 3) K₂MnO₄; 4) MnCl₆; 5) MnO₃; 6) MnSO₄; 7) KMnO₄?

V5. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции:

H₂O₂ + KMnO₄ + H₂SO₄ = O₂ + MnSO₄ + K₂SO₄ + H₂O равна: а) 24; б) 26; в) 32?

Часть С

Ответы к заданиям части С формулируйте в свободной краткой форме и записывайте в бланк ответов.

C1. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: Cu → CuSO₄ → Cu → Cu(NO₃)₂ → Cu(OH)₂.

C2. Напишите уравнение электролитической диссоциации NaHSO₃.

C3. При сливании растворов карбоната натрия и сульфата алюминия образуется студенистый осадок. Объясните причину происходящего процесса. Напишите уравнения реакций.

C4. Напишите молекулярное и сокращенное ионное уравнения реакции:

AlCl₃ + NaOH (избыток) =

C5. Закончите уравнение реакции и подберите коэффициенты ионно-электронным методом: FeSO₄ + K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ = Fe₂(SO₄)₃ + ...

ТЕСТ №4

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернетесь к пропущенному заданию.

Часть А

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер или букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

A1. Определите эквивалентную массу металла, если 0.195 г его вытесняют 56 мл водорода при нормальных условиях

а) 39.0 г; б) 0.39 г; в) 78.0 г?

A2. Какой объем занимают 2.0 кг оксида углерода (IV):

а) 89,28 л; б) 1018,0 л; в) 2240.0 л?

A3. Выразите в граммах массу одной молекулы кислорода:

а) $1.06 \cdot 10^{-22}$; б) $2.65 \cdot 10^{-23}$; в) $5.3 \cdot 10^{-23}$?

A4. Сколько граммов H₃PO₄ нужно для приготовления 100 мл 0.02 н. раствора:

а) 0.065 г; б) 0.65 г; в) 6.5 г?

A.5 Какое количество серебра нужно растворить в азотной кислоте (конц.), чтобы получить 100 г нитрата серебра:

а) 0.18 моль; б) 0.59 моль; в) 1.18 моль; г) 59 моль?

A6. Определите молярную концентрацию раствора, в 250 мл которого содержится 2,5 г гидроксида натрия:

а) 0.025 моль/л; б) 0.16 моль/л; в) 0.25 моль/л?

A7. Какой характер имеют связи в молекулах: а) K₂O и б) OF₂:

1) а- ионная, б- ковалентная полярная; 2) а-, б- ковалентная полярная;

3) а- ковалентная неполярная, б- ковалентная полярная?

A8. Укажите тип гибридизации АО кремния в молекулах SiH₄ и CF₄. Полярны ли эти молекулы:

- а) *sp*-гибридизация, неполярны; б) *sp*²-гибридизация, полярны;
в) *sp*³-гибридизация, неполярны; г) *sp*³-гибридизация, полярны?

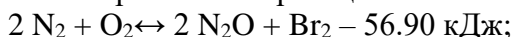
A9. Почему (с позиций метода МО) не могут существовать устойчивые молекулы Ne₂ и He₂?

Потому что: а) молекулы содержат четное число электронов; б) суммарный спин молекул равен нулю; в) число электронов на связывающих МО равно числу электронов на разрыхляющих МО.

A10. Во сколько раз возрастет скорость реакции: 2 NO + O₂ → 2 NO₂ при одновременном увеличении концентрации NO и O₂ каждой в три раза

- а) 6; б) 9; в) 18; г) 27?

A11. В какую сторону сместится равновесие реакции:



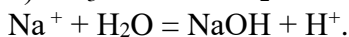
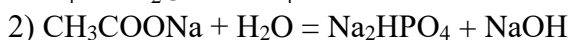
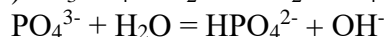
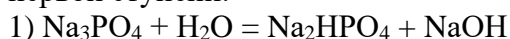
- а) при понижении температуры?
б) при повышении давления?

1) а-, б- влево; 2) а- влево, б- вправо; 3) а- вправо, б- влево; 4) а-, б- вправо.

A12. Константа диссоциации хлорноватистой кислоты HOCl $5.0 \cdot 10^{-8}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0.1 н. растворе:

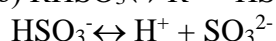
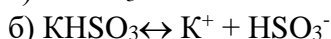
- а) $5 \cdot 10^{-4}$; б) $7 \cdot 10^{-4}$; в) $7 \cdot 10^{-5}$?

A13. Какое молекулярно-ионное уравнение гидролиза фосфата натрия Na₃PO₄ по первой ступени является верным? Вычислите константу гидролиза данной соли по первой ступени.



- а) K_г = 0.02; б) K_г = 2; в) K_г = 50.

A14. Какое молекулярно-ионное уравнение электролитической диссоциации KHSO₃ является верным:



A15. Среди приведенных соединений выберите то, которое проявляет лишь окислительные свойства: а) HBr; б) KNO₂; в) K₂Cr₂O₇; г) H₂O₂.

Часть В

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

- 1) задания, содержащие несколько верных ответов;
- 2) задания на установление соответствия;
- 3) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа.

Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания. Ответом может быть число или слово. Если в ответе получается число в виде дроби, то округлите его до целого числа. Единицы измерений не пишите.

V1. Напишите формулу следующего соединения: гидроксид диамминмеди (+1).

V2. Водные растворы каких солей имеют кислую реакцию среды:

- а) CoBr₂; б) Na₂CO₃; в) NH₄NO₃; г) KClO₄?

V3. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из правого столбика. Перенесите полученную последовательность **букв** в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). Например, ВАБ.

Электронная конфигурация атома (иона)	Название
1. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$; 2. $1s^2 2s^2 2p^6$; 3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;	А. ион S^{4+} ; Б. ванадий; В. ион N^{3-} ; Г. аргон; Д. железо;

В4. Среди приведенных соединений выберите те, которые проявляют окислительно-восстановительную двойственность: а) HCl ; б) Na_2SO_3 ; в) $KMnO_4$; г) Na_2O_2 .

В5. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции: $CrCl_3 + Br_2 + NaOH = Na_2CrO_4 + NaBr + NaCl + H_2O$ равна: а) 18; б) 21; в) 26?

Часть С

Ответы к заданиям части С формулируете в свободной краткой форме и записываете в бланк ответов.

С1. Определите простейшую химическую формулу соединения, содержащего 24.39% кальция, 17.07% азота и 58.54% кислорода. Назовите соединение.

С2. Назовите комплексное соединение: $Na_2[Zn(OH)_4]$. Напишите уравнение диссоциации комплексного иона в водном растворе как реакцию замещения лигандов молекулами воды. Выразите константу нестойкости комплексного иона.

С3. Составить в молекулярной форме уравнение реакции, которое выражается следующим ионно-молекулярным уравнением $Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$

С4. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты ионно-электронным методом: $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$

С5. Составьте схему электролиза водного раствора хлорида натрия.

ТЕСТ №5

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернетесь к пропущенному заданию. Верно выполненные задания части А оцениваются в 2 балла, части В – 2 балла, части С – 5 баллов.

Часть А

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер или букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

А1. Какова эквивалентная масса углерода в соединении CO_2 :

а) 12.0 г/моль; б) 6.0 г/моль; в) 3 г/моль?

А2. Какова плотность по воздуху оксида азота (IV):

а) 0.63; б) 1.03; в) 1.59?

А3. Определите массу 3 л азота при $15^\circ C$ и давлении 90 кПа. Плотность азота (при н.у.) равна 1,25 г/л.:

а) 0.316 г; б) 3.16 г; в) 31.6 г?

А4. Определите нормальную концентрацию раствора, содержащего 30 г $AlCl_3$ в 500 мл раствора:

а) 0.45; б) 1.35; в) 4.05?

А5. Какое количество сульфата цинка можно получить при взаимодействии 150 г металлического цинка с серной кислотой (разбавл.):

а) 2.3 моль; б) 1.15 моль; в) 0.77 моль?

- A6. Определите молярную концентрацию раствора, в 250 мл которого содержится 2,5 г гидроксида натрия:
а) 0.025 моль/л; б) 0.16 моль/л; в) 0.25 моль/л?
- A7. Какой характер имеют связи в молекулах: а) NCl_3 и б) NaOH :
1) а- ионная, б- ковалентная полярная; 2) а-, б- ковалентная полярная; 3) а- ковалентная полярная, б- ионная?
- A8. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона NH_4^+ :
а) N; б) H; в) H^+ ?
- A9. Какая из частиц: O_2^{2-} , O_2^- , O_2 или O_2^+ характеризуется наименьшей длиной связи:
а) O_2^{2-} ; б) O_2^- ; в) O_2 г) O_2^+ ?
- A10. В какую сторону сместится равновесие реакции:
$$2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{SO}_3 + 172,38 \text{ кДж};$$

а) при понижении температуры?
б) при повышении давления?
1) а-, б- влево; 2) а- влево, б- вправо; 3) а- вправо, б- влево; 4) а-, б- вправо.
- A11. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора: а) уменьшением энергии активации; б) увеличением средней кинетической энергии молекул; в) возрастанием числа столкновений?
- A12. Константа диссоциации масляной кислоты $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ $1.5 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0.01 М растворе:
а) 0.1; б) 0.055; в) 0.0387?
- A13. Какое молекулярно-ионное уравнение гидролиза сульфида натрия Na_2S по первой ступени является верным? Вычислите константу гидролиза данной соли по первой ступени.
1) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHS} + \text{NaOH}$
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HS}^- + \text{OH}^-$
2) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHS} + \text{NaOH}$
 $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}^+$
а) $K_{\Gamma} = 0.04$; б) $K_{\Gamma} = 4$; в) $K_{\Gamma} = 25$.
- A14. Какое молекулярно-ионное уравнение электролитической диссоциации KHSO_3 является верным:
а) $\text{KHSO}_4 \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
б) $\text{KHSO}_4 \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{HSO}_4^-$
 $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- A15. Среди приведенных соединений выберите то, которое проявляет окислительно-восстановительную двойственность:
а) F_2 ; б) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; в) H_2S ; г) K_2O_2 .

Часть В

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

- 4) задания, содержащие несколько верных ответов;
5) задания на установление соответствия;
6) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа.
Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания. Ответом может быть число или слово. Если в ответе получается число в виде дроби, то округлите его до целого числа. Единицы измерений не пишите.

- V1. Напишите формулу следующего соединения: трихлортриамминкобальт (+3). Выразите константу нестойкости комплексного иона.
- V2. Водные растворы каких солей имеют щелочную реакцию среды:
а) CoCl_2 ; б) Na_2CO_3 ; в) NH_4NO_3 ; г) KClO_4 ?
- V3. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из

правого столбика. Перенесите полученную последовательность **букв** в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). Например, ВАБ.

Электронная конфигурация атома (иона)	Название
1. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$, 2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; 3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;	А. ион Cr^{3+} ; Б. ион S^{+4} ; В. титан; Г. скандий; Д. хлорид-ион;

В4. Среди приведенных соединений выберите те, которые проявляют окислительные свойства: а) HCl ; б) Na_2SO_3 ; в) $K_2Cr_2O_7$; г) Na .

В5. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции:

$KI + KMnO_4 + H_2SO_4 = I_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ равна: а) 21; б) 37; в) 41?

Часть С

Ответы к заданиям части С формулируете в свободной краткой форме и записываете в бланк ответов.

С1. Определите простейшую химическую формулу соединения, содержащего 29.1% натрия, 40.5% серы и 30.4% кислорода. Назовите соединение.

С2. Составьте в молекулярной форме уравнение реакции, которое выражается следующим ионно-молекулярным уравнением: $Pb^{2+} + 2 I^- = PbI_2 \downarrow$.

С3. При сливании растворов карбоната калия и хлорида алюминия образуется студенистый осадок. Объясните причину происходящего процесса. Напишите уравнения реакций.

С4. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CO_2$.

С5. Составьте уравнение электролитической диссоциации $CuSO_4$ с учетом образования в растворе аквакомплекса меди (+2).

Тест №6

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенному заданию.

Часть А

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер или букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

А1. Для заполнения аэростатов в полевых условиях иногда пользуются взаимодействием гидрида кальция с водой. Сколько килограммов гидрида кальция необходимо израсходовать для наполнения аэростата объемом 500 м^3 газа (н.у.):

а) 470 кг; б) 560 кг; в) 620 кг?

А2. Какими магнитными свойствами обладает молекула O_2 : а) парамагнитна; б) диамагнитна?

Потому что: 1) молекула O_2 содержит четное число электронов; 2) суммарный спин молекулы O_2 отличен от нуля.

А3. Какие свойства проявляет H_2S при взаимодействии с водным раствором $K_2Cr_2O_7$:

а) окислительные; б) восстановительные; в) кислотные?

А4. Укажите тип гибридизации АО серы в молекуле SO_2 . Полярна ли эта молекула:

- а) sp -гибридизация, неполярна; б) sp^2 -гибридизация, полярна;
в) sp^3 -гибридизация, полярна?
- A5. Водный раствор какой соли имеет щелочную реакцию:
а) NaClO_4 ; б) Na_2SO_3 ; в) NaH_2PO_4 г) FeSO_4 ?
- A6. Какая из перечисленных солей взаимодействует в подкисленном серной кислотой растворе с иодидом калия:
1) NaNO_3 ; 2) NaNO_2 ; 3) K_2SO_4 , 4) KCl ?
- A7. Каковы продукты разложения нитрата серебра:
а) Ag , NO , O_2 ; б) AgO , NO_2 , O_2 ; в) Ag , NO_2 , O_2 ?
- A8. Как изменяются в ряду $\text{NH}_3 - \text{PH}_3 - \text{AsH}_3 - \text{SbH}_3$: а) устойчивость; б) восстановительные свойства?
1) а -, б - увеличиваются; 2) а – увеличивается, б - уменьшаются; 3) а - уменьшается, б - увеличиваются; 4) а -, б – уменьшаются.
- A9. Какая из перечисленных реакций может быть использована для получения ортофосфорной кислоты:
а) $\text{Mg}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} = \dots$
б) $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$
в) $\text{P} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = \dots ?$
- A10. Как влияет а) понижение температуры и б) уменьшение давления на равновесие реакции $\text{H}_2\text{O}(\text{г.}) + \text{CO}(\text{г.}) \leftrightarrow \text{H}_2(\text{г.}) + \text{CO}_2(\text{г.}) + 41,84 \text{ кДж}$:
1) а-, б- смещают равновесие вправо; 2) а- смещает равновесие вправо; б- смещает равновесие влево; 3) а- смещает равновесие влево; б- смещает равновесие вправо; 4) а-, б- смещают равновесие влево.
- A11. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду $\text{Ge}(\text{OH})_2 - \text{Sn}(\text{OH})_2 - \text{Pb}(\text{OH})_2$:
а) кислотные увеличиваются, основные уменьшаются;
б) все гидроксиды проявляют одинаковые кислотно-основные свойства;
в) кислотные уменьшаются, основные увеличиваются?
- A12. Какие продукты образуются при взаимодействии растворов AlCl_3 и Na_2CO_3 в водном растворе:
а) $\text{Al}(\text{OH})_3$, CO_2 ; б) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, NaCl ?
- A13. Какие вещества образуются в реакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
а) ZnO , Cr_2O_3 , K_2SO_4 , H_2O ; б) ZnSO_4 , K_2SO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2O ; в) K_2CrO_4 , ZnSO_4 , K_2SO_4 , H_2O ?
- A14. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции:
 $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = \dots$ равна: а) 8; б) 12; в) 15?
- A15. Какие продукты образуются в реакции $\text{Pm} + \text{H}_2\text{O} = \dots$
а) $\text{Pm}(\text{OH})_3$, O_2 ; б) $\text{Pm}(\text{OH})_3$, H_2 ; в) Pm_2O_3 , H_2 ?

Часть В

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

- 1) задания, содержащие несколько верных ответов;
- 2) задания на установление соответствия;
- 3) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа, формулы.

Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания.

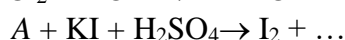
- V1. Электролизом водных растворов каких веществ можно получить водород:
а) K_2SO_4 ; б) CuSO_4 ; в) H_2SO_4 ; г) NaOH ?
- V2. Какие из указанных соединений являются в химических реакциях а) только окислителем; б) только восстановителем; в) окислителем и восстановителем:
1) MnO ; 2) MnO_2 ; 3) K_2MnO_4 ; 4) MnCl_6 ; 5) MnO_3 ; 6) MnSO_4 ; 7) KMnO_4 ?

В3. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из правого столбика. Перенесите полученную последовательность букв в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). В ответе возможно повторение букв. Например, АБАБ. H_2SO_4 взаимодействует с перечисленными в левом столбике веществами.

При этом серная кислота проявляет:

Вещество	Проявляемые H_2SO_4 свойства
1. Со 2. HI 3. P 4. Ba(OH) ₂	А. кислотные свойства Б. окислительные свойства

В4. В приведенных схемах уравнений определите вещество А, в ответе укажите его название:



В5. Закончите уравнение реакции и назовите продукт $\text{H}_3\text{P} + \text{HI} = \dots$

Часть С

Ответы к заданиям части С формулируйте в свободной краткой форме и записывайте в бланк ответов.

С1. Как изменяются в ряду $\text{HOCl} - \text{HOBr} - \text{HOI}$ кислотные свойства? Ответ мотивируйте.

С2. Какой из перечисленных газов при пропускании через холодный раствор щелочи вступает с ней в реакцию:

- а) N_2O ; б) CO ; в) CF_4 ; г) Cl_2 ?

Приведите уравнение соответствующей реакции.

С3. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты ионно-электронным методом: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$

С4. Напишите уравнение реакции $\text{Cd}(\text{OH})_2$ и NH_4Cl , имея в виду, что в результате реакции получается комплексное соединение, в котором к.ч. Cd^{2+} равно 4.

С5. Приведите уравнения реакций, в которых азотная кислота проявляет:

1) кислотные свойства; 2) окислительные свойства. В уравнениях реакций расставьте коэффициенты.

Тест №7

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенному заданию.

Часть А

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер или букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

А1. Какая из частиц: H_2^- , H_2 или H_2^+ характеризуется наименьшей длиной связи:

- а) H_2^- ; б) H_2 ; в) H_2^+ ?

А2. При пропускании водяного пара над раскаленным углем получается водяной газ, состоящий из равных объемов CO и H_2 . Какой объем водяного газа (н.у.) может быть получен из 3.0 кг угля:

- а) 5.6 м³; б) 11.2 м³; в) 16.8 м³?

- A3. Определите тип окислительно-восстановительной реакции получения кислорода термическим разложением: а) KMnO_4 ; б) KClO_3 :
- 1) а-, б- диспропорционирования;
 - 2) а- диспропорционирования, б- внутримолекулярного окисления-восстановления;
 - 3) а-,б- внутримолекулярного окисления-восстановления ?
- A4. Какие продукты образуются при взаимодействии CrCl_3 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ в водном растворе:
а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2S , NH_4Cl ; б) Cr_2S_3 , NH_4Cl ?
- A5. Какие свойства проявляет SO_2 при взаимодействии с водным раствором $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:
а) окислительные; б) восстановительные; в) кислотные?
- A6. Укажите коэффициент перед окислителем в уравнении окислительно-восстановительной реакции: $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \dots$
а) 1; б) 2; в) 5?
- A7. Каковы продукты разложения нитрата меди:
а) Cu , NO , O_2 ; б) CuO , NO_2 , O_2 ; в) Cu , NO_2 ?
- A8. Укажите тип гибридизации АО фосфора в ионах PH_4^+ , PH_2O_2^- , PHO_3^{2-} , PO_4^{3-} :
а) *sp*-гибридизация; б) *sp*²-гибридизация; в) *sp*³-гибридизация?
- A9. Как влияет а) понижение температуры и б) уменьшение давления на равновесие реакции $\text{CO}(\text{г.}) + \text{Cl}_2(\text{г.}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г.}) + 112,97 \text{ кДж}$:
1) а-, б- смещают равновесие вправо; 2) а- смещает равновесие вправо; б- смещает равновесие влево; 3) а- смещает равновесие влево; б- смещает равновесие вправо; 4) а-, б- смещают равновесие влево?
- A10. Укажите коэффициент перед окислителем в уравнении окислительно-восстановительной реакции:
 $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{Zn} + \text{HCl} = \text{H}_3\text{As} + \dots$ а) 1; б) 6; в) 12?
- A11. Какая из перечисленных реакций может быть использована для получения N_2O_3 :
а) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = \dots$
б) $\text{NO}_2 + \text{NO} = \dots$
в) $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = \dots$?
- A12. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду $\text{Mn}^{+2} - \text{Mn}^{+7}$:
а) кислотные увеличиваются, основные уменьшаются;
б) все гидроксиды проявляют одинаковые кислотно-основные свойства;
в) кислотные уменьшаются, основные увеличиваются?
- A13. Какое вещество образуется при сплавлении MnO_2 с $\text{Ca}(\text{OH})_2$:
а) $\text{Ca}[\text{Mn}(\text{OH})_6]$; б) CaMnO_3 ; в) CaMnO_4 ?
- A14. Какие вещества образуются при взаимодействии Co_2O_3 с $\text{HCl}(\text{конц.})$:
а) Cl_2 , CoCl_2 , H_2O ; б) CoCl_3 , H_2O ; в) Cl_2 , CoO , H_2O ?
- A15. Чем объясняется сходство химических свойств лантаноидов:
а) сходством электронных структур атомов элементов, где отличия проявляются лишь в третьем снаружи слое;
б) степенью окисления +3;
в) металлическим характером связи?

Часть В

удьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

- 1) задания, содержащие несколько верных ответов;
- 2) задания на установление соответствия;
- 3) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа, формулы.

Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания.

- B1. Водные растворы каких солей имеют кислую реакцию среды:
а) NaH_2PO_4 ; б) Na_2SiO_3 ; в) KHCO_3 ; г) CuSO_4 ?

В2. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из правого столбика. Перенесите полученную последовательность **букв** в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). В ответе возможно повторение букв. Например, АБВБ. NH_3 взаимодействует с перечисленными в левом столбике веществами.

При этом аммиак проявляет:

Вещество	Проявляемые NH_3 свойства
1. HCl 2. Na 3. KOH 4. H_2NO_3	А. восстановительные свойства Б. окислительные свойства В. основные свойства

В3. Укажите коэффициент перед восстановителем в уравнении окислительно-восстановительной реакции: $\text{Fe} + \text{HNO}_3 = \dots$ а) 1; б) 2; в) 4?

В4. Составьте формулу комплексного соединения для Cu^{2+} , в котором к.ч. = 4, а лигандами являются молекулы NH_3 . Назовите это соединение.

В5. Какие газы нельзя осушать, пропуская через концентрированный раствор серной кислоты:

а) CO ; б) SO_2 ; в) NH_3 ; г) O_2 ?

Часть С

Ответы к заданиям части С формулируйте в свободной краткой форме и записывайте в бланк ответов.

С1. Как изменяются в ряду $\text{HOCl} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ кислотные свойства? Ответ мотивируйте.

С2. Приведите уравнения реакций, в которых сернистая кислота проявляет:

1) окислительные свойства; 2) восстановительные свойства. В уравнениях реакций расставьте коэффициенты.

С3. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной форме взаимодействия гидроксида алюминия с соляной кислотой с учетом образования в растворе аквакомплекса алюминия (+3).

С4. В соединении Cl_3N хлор находится в степени окисления +1. Напишите уравнение гидролиза этого соединения.

С5. Закончите уравнение реакции и расставьте коэффициенты ионно-электронным методом: $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$

Тест №8

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенному заданию.

Часть А

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер или букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

А1. Почему в периодической системе элементов водород относят как к I, так и к VI группе:

- а) атом водорода имеет невысокую энергию ионизации, ион водорода имеет сходство с ионами щелочных металлов;
- б) атом водорода имеет высокую энергию ионизации, ион водорода имеет сходство с ионами щелочных металлов;
- в) атом водорода способен отдавать один электрон, подобно другим элементам IА группы и принимать один электрон, проявляя сходство с элементами VIIА группы?
- А2. Укажите тип химической связи в соединениях: а) NaH, б) SiH₄, в) Li₂O:
 1) а-, б-, в- ионная; 2) а-, в- ионная, б- водородная;
 3) а-, б-, водородная, в- ионная; 4) а-, в- ионная, б- ковалентная.
- А3. В каких соединениях кислород имеет положительные степени окисления:
 а) H₂O₂; б) O₂F₂; в) OF₂; г) NaOH:
 1) а, б; 2) б, в; 3) б, г)
- А4. Какие продукты образуются при взаимодействии оксида хлора ClO₂ с водой:
 а) HClO₂ и HCl; б) HClO₂ и HClO₃; в) HCl и O₂?
- А5. Какие продукты образуются при взаимодействии AlCl₃ и (NH₄)₂S в водном растворе:
 а) Al(OH)₃, H₂S, NH₄Cl; б) Al₂S₃, NH₄Cl?
- А6. Укажите коэффициент перед окислителем в уравнении окислительно-восстановительной реакции: Mg + H₂SO_{4(конц.)} = ...
 а) 1; б) 2; в) 4?
- А7. Каков продукт восстановления HNO_{3(конц.)} при взаимодействии её с медью:
 а) NO; б) NO₂; в) N₂?
- А8. Как в молекуле аммиака, так и в молекуле арсина у центрального атома есть неподеленная электронная пара. Однако электронодонорные свойства аммиака значительно выше. Чем это можно объяснить:
 а) в результате sp³-гибридизации несвязывающее двухэлектронное облако четко ориентировано в пространстве;
 б) степень окисления азота в этом соединении не максимальна;
 в) валентность азота в этом соединении меньше четырех?
- А9. Какой объем аммиака (н.у.) можно получить, подействовав двумя литрами 0.5 М раствора KOH на хлорид аммония.
 а) 33.6 л; б) 22.4 л; в) 11.2 л?
- А10. Укажите тип гибридизации АО углерода в молекуле CO₂. Полярна ли эта молекула:
 а) sp-гибридизация, неполярна; б) sp²-гибридизация, полярна;
 в) sp³-гибридизация, полярна?
- А11. В каком направлении сместится равновесие в системе 4 Fe(к.) + 3 O₂(г.) = 2 Fe₂O₃(к.) при увеличении давления: а) в сторону прямой реакции; б) в сторону обратной реакции; в) не сместится?
- А12. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов хрома в ряду Cr (II) – Cr (III) Cr (VI):
 а) кислотные увеличиваются, основные уменьшаются;
 б) все соединения проявляют одинаковые кислотно-основные свойства;
 в) кислотные уменьшаются, основные увеличиваются?
- А13. Какие вещества образуются при взаимодействии MnO₂ с HCl:
 а) Cl₂, MnCl₂, H₂O; б) MnCl₄, H₂O; в) Cl₂, MnO, H₂O?
- А14. Как и почему изменяется основной характер гидроксидов при переходе от лантана к лютецию:
 а) уменьшается, т.к. уменьшается длина связи Э – О;
 б) увеличивается, т.к. увеличивается длина связи Э – О;
 в) увеличивается, т.к. увеличивается заряд ядра?

A15. Диоксид урана UO_2 окисляется концентрированной азотной кислотой, образуя:
а) UO_3 ; б) $\text{U}(\text{NO}_3)_6$; в) $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$?

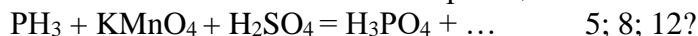
Часть В

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

- 1) задания, содержащие несколько верных ответов;
- 2) задания на установление соответствия;
- 3) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа, формулы.

Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания.

V1. Укажите коэффициент перед восстановителем (в виде числа) в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



V2. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из правого столбика. Перенесите полученную последовательность **букв** в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). В ответе возможно повторение букв. Например, АБВВ.

НВг взаимодействует с перечисленными в левом столбике веществами.

При этом НВг проявляет:

Вещество	Проявляемые НВгсвойства
1. NaClO 2. Mg 3. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 4. Cl_2	А. окислительные свойства и свойства кислоты Б. кислотные свойства В. восстановительные свойства

V3. Водные растворы каких солей имеют кислую реакцию:

а) Na_2HPO_4 ; б) NaH_2PO_4 ; в) KHCO_3 ; г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?

V4. Одним из продуктов реакции $\text{FeCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \dots$ является

а) K_2FeO_4 ; б) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; в) $\text{K}_3[\text{FeCl}_6]$?

V5. Закончите уравнение реакции. В ответе укажите название продукта:



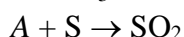
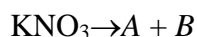
Часть С

Ответы к заданиям части С формулируйте в свободной краткой форме и запишите в бланк ответов.

C1. Как изменяется в ряду $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$ термическая устойчивость и кислотные свойства? Ответ мотивируйте.

C2. В приведенных схемах уравнений определите вещества А и В. Составьте уравнения. Расставьте коэффициенты.

t



C3. Напишите три уравнения реакции получения сероводорода. Определите какие из них являются окислительно-восстановительными.

C4. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной форме взаимодействия хлорида золота с соляной кислотой с учетом образования в растворе комплексного соединения Au^{3+} , в котором к.ч. = 4. Назовите это соединение.

C5. Закончите уравнение реакции и подберите коэффициенты ионно-электронным методом: $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенному заданию.

Часть А

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер или букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

- A1. Электролизом водного раствора какого вещества можно получить металл:
а) K_2SO_4 ; б) $CuSO_4$; в) $CaCl_2$; г) $NaOH$?
- A2. Определите массу 3 л азота при $15^\circ C$ и давлении 90 кПа. Плотность азота (при н.у.) равна 1,25 г/л.:
а) 0.316 г; б) 3.16 г; в) 31.6 г?
- A3. Какой оксид образуется при непосредственном окислении азота кислородом:
а) NO_2 ; б) N_2O ; в) NO ; г) N_2O_3 ?
- A4. Согласно эксперименту молекулы $CSCl_2$ и $COCl_2$ полярны. Укажите тип гибридизации АО углерода в этих молекулах:
а) sp -гибридизация; б) sp^2 -гибридизация;
в) sp^3 -гибридизация.
- A5. Какая соль - K_2CO_3 или CH_3COOK – при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу:
а) K_2CO_3 ; б) CH_3COOK ?
- A6. В какую сторону сместится равновесие реакции:
 $H_2O(г.) + CO(г.) \leftrightarrow H_2(г.) + CO_2(г.) + 41,84 \text{ кДж}$
а) при понижении температуры?
б) при понижении давления?
1) а - вправо, б - не сместится; 2) а - влево, б - не сместится; 3) а - вправо, б - влево;
4) а -, б - вправо.
- A7. Каков продукт окисления олова концентрированной азотной кислотой:
а) H_2SnO_3 ; б) $Sn(NO_3)_2$; в) $H_2[Sn(OH)_4]$?
- A8. Нагревание Na_2SO_3 приводит к образованию:
а) Na_2S , Na_2SO_4 ; б) Na_2S , S ; в) Na_2SO_4 , SO_2 ?
- A9. HNO_3 (конц.) реагирует с перечисленными веществами: а) KI , б) CaO . При этом азотная кислота проявляет свойства: 1) а -, б - кислотные;
2) а - окислительные, б - кислотные, 3) а -, б - окислительные?
- A10. Какие продукты образуются в реакции $TiCl_3 + H_2O = \dots$
а) $Ti(OH)_3$, HCl ; б) $TiCl$, H_2 , HCl ; в) $TiCl$, O_2 , HCl ?
- A11. Каковы продукты разложения нитрата ртути:
а) Hg , NO , O_2 ; б) HgO , NO_2 , O_2 ; в) Hg , NO_2 , O_2 ?
- A12. Как изменяется: а) восстановительная активность в ряду $As(III) - Sb(III) - Bi(III)$; б) окислительная активность в ряду $As(V) - Sb(V) - Bi(V)$?
1) а -, б - увеличиваются; 2) а – увеличивается, б - уменьшается;
3) а - уменьшается, б - увеличивается; 4) а -, б – уменьшаются.
- A13. Какая соль - $BeSO_4$ или $MgSO_4$ - при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу:
а) $BeSO_4$; б) $MgSO_4$?
- A14. Как изменяются кислотно–основные свойства оксидов марганца в ряду:
 $MnO - Mn_2O_3 - MnO_2 - MnO_3 - Mn_2O_7$
а) кислотные свойства уменьшаются, основные свойства увеличиваются;

б) основные свойства уменьшаются, кислотные свойства увеличиваются;

в) кислотно–основные свойства не изменяются.

A15. Каков характер изменения в подгруппах величин: а) теплот атомизации, б) температур плавления, в) температур кипения простых веществ, образованных элементами d -семейства с возрастанием порядкового номера элемента:

1) а-, б-, в- увеличиваются; 2) а– увеличивается, б-, в- уменьшаются;

3) а- уменьшается, б-, в- увеличиваются; 4) а-, б-, в– уменьшаются.

Часть В

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

1) задания, содержащие несколько верных ответов;

2) задания на установление соответствия;

3) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа, формулы.

Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания.

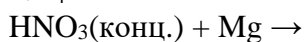
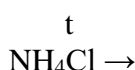
V1. Определите простейшую химическую формулу соединения, содержащего 29.1% натрия, 40.5% серы и 30.4% кислорода:

V2. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из правого столбика. Перенесите полученную последовательность **букв** в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). Например, БАА.

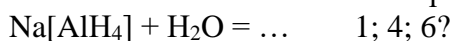
В водных растворах для пероксида водорода характерны три случая окислительно-восстановительных превращений:

Уравнение	Пероксид-ион
1. $O_2^{2-} = \frac{1}{2} O_2 + O^{2-}$	А. проявляет восстановительные свойства Б. проявляет окислительные свойства В. диспропорционирует
2. $O_2^{2-} + 2e = 2 O^{2-}$	
3. $O_2^{2-} - 2e = O_2$	

V3. Укажите уравнения реакций, на которых основаны методы получения аммиака:



V4. Укажите коэффициент перед восстановителем (в виде числа) в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



V5. Водные растворы каких солей имеют кислую реакцию:

а) Na_2CO_3 ; б) NaH_2PO_4 ; в) KNO_3 ; г) $MgCl_2$?

Часть С

Ответы к заданиям части С формулируйте в свободной краткой форме и запишите в бланк ответов.

C1. Напишите уравнения возможных реакций, протекающих при насыщении водного раствора гидроксида калия аммиаком, бурным газом, хлором, углекислым газом, хлороводородом и азотом.

C2. Порошок серы кипятили с концентрированным раствором щелочи. По окончании реакции с помощью бумаги, смоченной раствором $Pb(NO_3)_2$, установили присутствие в растворе сульфид-иона. Напишите уравнения соответствующих реакций.

C3. Подтвердите уравнениями реакций амфотерный характер $Be(OH)_2$.

- C4. Взаимодействие хрома с разбавленной соляной кислотой. Напишите уравнение реакции с учетом образования в растворе аквакомплекса хрома.
- C5. С помощью молекулярных и ионных уравнений объясните, почему при сливании растворов хлорида алюминия и сульфида натрия выпадает студенистый неокрашенный осадок и выделяется газ.

Тест по неорганической химии №10

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенному заданию.

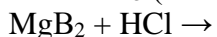
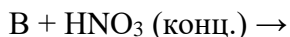
Часть А

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер или букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

- A1. Электролизом водного раствора какого вещества можно получить металл:
а) KNO_3 ; б) BiCl_3 ; в) Ca(OH)_2 ; г) KOH ?
- A2. Эквивалент KMnO_4 в реакции $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ составляет:
а) 1/5; б) 1/3; в) 1; г) 5?
- A3. Какое молекулярно-ионное уравнение гидролиза хлорида аммония NH_4Cl является верным? Вычислите константу гидролиза данной соли.
1) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$
2) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$
 $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{OH}^-$
а) $K_f = 0.55 \cdot 10^{-2}$; б) $K_f = 5.55 \cdot 10^{-6}$; в) $K_f = 5.55 \cdot 10^{-14}$.
- A4. Продуктом восстановления азотной кислоты в реакции: $\text{Mg} + \text{HNO}_3$ (оч.разб.) = является:
а) NO_2 ; б) NO ; в) N_2O ; г) NH_3 ?
- A5. Укажите тип гибридизации АО серы в молекуле SO_3 . Полярна ли эта молекула:
а) sp^2 -гибридизация, неполярна; б) sp^2 -гибридизация, полярна;
в) sp^3 -гибридизация, неполярна; г) sp^3 -гибридизация, полярна?
- A6. В какую сторону сместится равновесие реакции:
 $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2 + 112,97 \text{ кДж}$;
а) при понижении температуры;
б) при понижении давления?
1) а-, б- влево; 2) а- влево, б- вправо; 3) а- вправо, б- влево; 4) а-, б- вправо.
- A7. Каков продукт окисления олова концентрированной азотной кислотой:
а) H_2SnO_3 ; б) $\text{Sn(NO}_3)_2$; в) $\text{H}_2[\text{Sn(OH)}_4]$?
- A8. Каковы продукты гидролиза SO_2Cl_2 :
а) SO_3 , HCl ; б) S , Cl_2 ; в) H_2SO_4 , HCl ?
- A9. Как изменяются в ряду $\text{NH}_3 - \text{PH}_3 - \text{AsH}_3 - \text{SbH}_3$: а) устойчивость; б) основные свойства?
1) а-, б- увеличиваются; 2) а– увеличивается, б- уменьшаются;
3) а- уменьшается, б- увеличиваются; 4) а-, б– уменьшаются.
- A10. Какой из газов можно осушить, пропустив через раствор KOH :
а) H_2S ; б) SO_3 ; в) Cl_2 ; г) N_2 .
- A11. Укажите уравнение реакции, на котором основан метод получения гидридов бора:
t



t



A12. Каковы продукты разложения нитрата натрия:

а) Na, NO, O₂; б) Na₂O, NO₂, O₂; в) NaNO₂, O₂?

A13. Как изменяются в ряду HOCl - HClO₂ - HClO₃ - HClO₄ а) кислотные свойства, б) окислительные:

1) а-, б- увеличиваются; 2) а- увеличивается, б- уменьшаются;

3) а- уменьшается, б- увеличиваются; 4) а-, б- уменьшаются.

A14. Укажите соединение, проявляющее окислительные свойства:

а) AlCl₃; б) MnCl₂; в) FeCl₂; г) TiCl₃.

A15. Каков характер изменения в подгруппах величин: а) теплот атомизации, б) температур плавления, в) температур кипения простых веществ, образованных элементами s- семейства с возрастанием порядкового номера элемента:

1) а-, б-, в- увеличиваются; 2) а- увеличивается, б-, в- уменьшаются;

3) а- уменьшается, б-, в- увеличиваются; 4) а-, б-, в- уменьшаются.

Часть В

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

1) задания, содержащие несколько верных ответов;

2) задания на установление соответствия;

3) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа, формулы.

Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания.

V1. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: CaS, BaSO₄, MgCl₂, SrCO₃, BeCl₂?

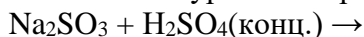
V2. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из правого столбика. Перенесите полученную последовательность **букв** в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). В ответе возможно повторение букв. Например, АБВБ.

Реагенты	Тип окислительно-восстановительной реакции
1. Cl ₂ + H ₂ O = ... 2. F ₂ + H ₂ O = ... t 3. NH ₄ NO ₂ = ... 4. FeCl ₃ + SnCl ₂ = ...	А. внутримолекулярное окисление-восстановление; Б. межмолекулярное окисление-восстановление; В. диспропорционирование.

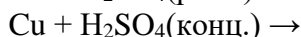
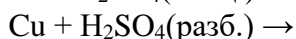
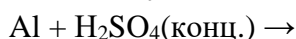
V3. Укажите коэффициент перед окислителем в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



V4. Укажите уравнения реакций, в результате которых образуется оксид серы (IV):



t



V5. Назовите вещество, образующееся при насыщении Ca(OH)₂ избытком CO₂.

Часть С

Ответы к заданиям части С формулируйте в свободной краткой форме и запишите в бланк ответов.

C1. Напишите уравнения гидролиза KF и PF₅. Каковы их кислотные-основные свойства. Приведите уравнение реакции указанных фторидов между собой.

C2. Напишите уравнения образования малорастворимых соединений щелочных металлов в следующих реакциях:

- гексагидроксостибат (V) калия с растворами натриевых солей образует белый мелкокристаллический осадок;
- гексанитритокобальтат (III) натрия с растворами калиевых солей образует желтый осадок.

C3. Какая соль - Be(NO₃)₂ или Mg(NO₃)₂ - при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивируйте. Напишите уравнение гидролиза данной соли. Как сместится равновесие гидролиза при добавлении кислоты?

C4. Объяснить амфотерность гидроксида алюминия с позиций протолитической теории. Напишите уравнения соответствующих реакций.

C5. Какой объем 2M раствора соляной кислоты необходим для нейтрализации продукта, полученного при разложении водой 63 г гидрида кальция?

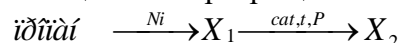
Тест по органической химии №11

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже самого легкого. Если задание не удастся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенному заданию.

Часть А

1. В цепочке превращений



вещество X₂ называется...

- а) полистирол
- б) полиизобутилен
- в) полипропилен
- г) полиэтилен

2. Вещество, способное образовывать простой эфир и вступающее в реакцию этерификации, относится к классу...

- а) альдегидов
- б) карбоновых кислот
- в) спиртов
- г) кетонов

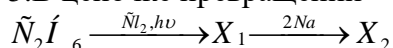
3. Наибольшей полярностью в молекуле СН₃СООН обладает связь...

- а) С-Н
- б) С-С
- в) С-О
- г) Н-О

4. Уксусную кислоту можно получить гидролизом...

- а) циангидрина
- б) ацетонитрила
- в) этилформиата
- г) бутанона

5. В цепочке превращений



вещество X₂ имеет формулу...

- а) С₄Н₁₀
- б) С₂Н₅Na

в) $C_2H_4Na_2$

г) C_2H_5Cl

6. Водородные связи образуются между молекулами...

а) этанала

б) диэтилового эфира

в) этанола

г) этана

7. При бромировании пропановой кислоты в присутствии фосфора преимущественно образуется...

а) α -бромпропановая кислота

б) γ -бромпропановая кислота

в) β -бромпропановая кислота

г) 2,3-дибромпропановая кислота

8. Продуктом реакции гидробромирования пропена является...

а) 2-бромпропановая кислота

б) пропенная кислота

в) 2-бромпропаналь

г) 2-бромпропан

9. Спирт, при пропускании которого над нагретым оксидом меди образуется ацетон, называется...

а) пропанол-2

б) метанол

в) бутанол-2

г) этанол

10. Число изомеров, отвечающих формуле $C_4H_8O_2$ и относящихся к классу карбоновых кислот, равно...

а) 1

б) 4

в) 2

г) 3

11. Вещество, имеющее формулу C_3H_6O , вступающее в реакцию серебряного зеркала, называется...

а) пропанон

б) метилэтиловый эфир

в) пропанол

г) пропаналь

12. Оптическая изомерия характерна для...

а) 2-аминопропановой кислоты

б) гексена

в) толуола

г) пропановой кислоты

13. Вещество, образующееся при взаимодействии альдегида с избытком спирта, называется...

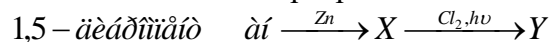
а) диол

б) полуацеталь

в) ацеталь

г) простой эфир

14. В цепочке превращений



соединения X, Y называется...

а) циклопентан, хлорциклопентан

б) пентен-1, 1,2-дихлорпентан

в) 1,4-пентадиен, 1,2,4,5-тетрахлорпентан

г) циклопентан, 1,2-дихлорпентан

15. Изопропилацетат получают при взаимодействии...

а) пропанола-2 с этановой кислотой

б) пропанола-1 с этановой кислотой

в) этанола с пропановой кислотой

г) пропанола-1 с пропановой кислотой

16. Соединения, аналогичные спиртам, в молекуле которых атом кислорода замещен атомом серы, называются...

а) тиолы

б) сульфоны

в) сульфокислоты

г) сульфоксиды

17. Карбонильное соединение, получаемое окислением вторичных спиртов, называется...

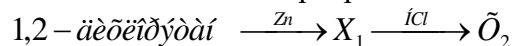
а) кислота

б) спирт

в) альдегид

г) кетон

18. В цепочке превращений



соединения X_2 называется...

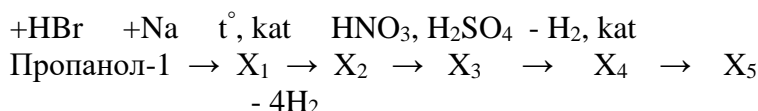
а) хлорэтен

б) 1,2-дихлорэтан

в) хлорэтан

г) 1,1-дихлорэтан

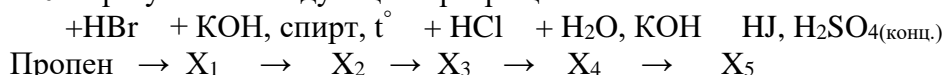
19. В результате следующих превращений:



образуется конечный продукт (X_5)

1) анилин, 2) метиланилин, 3) диметиламин, 4) фенол

20. В результате следующих превращений:

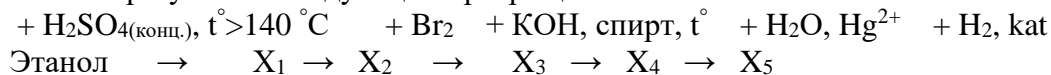


образуется конечный продукт (X_5)

1) 2-иодпропан 2) 1-иодпропан

2) Пропанол-2 4) Пропанол-1

21. В результате следующих превращений:



образуются соответственно X_3 и X_5 :

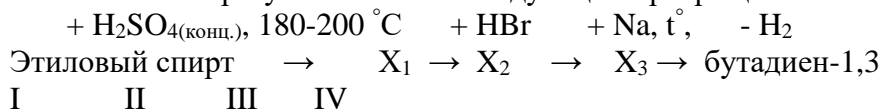
1) этилен, этан

2) этин, этанол

3) ацетилен, уксусная кислота

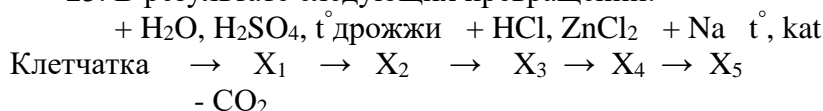
4) пропин, пропанол-1

22. Этан образуется на этапе следующих превращений:



1) I, 2) II, 3) III, 4) IV

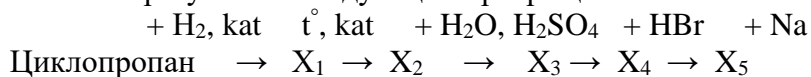
23. В результате следующих превращений:



образуется конечный продукт (X₅)

1) пропин, 2) этин, 3) гексадиен-1,3, 4) бутадиен-1,3

24. В результате следующих превращений:



образуется конечный продукт (X₅)

1) гептан, 2) бутан, 3) гексан, 4) 2,3-диметилбутан

Тест по органической химии №2

Инструкция для студента

Тест содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 90 минут. Если задание не удаётся выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенным заданиям. Верно выполненное задание части А оценивается в 1 балл, части В – 2 балла, части С – 5 баллов.

ЧАСТЬ А

К каждому заданию части А даны несколько ответов, из которых только один верный. Выполнив задание, выберите верный ответ и укажите в бланке ответов.

А1. Какой продукт образуется при взаимодействии 2-метилбутена-2 с бромом в четырёххлористом углеводе?

1. 1-бром-2-метилбутен-2 2. 2,3-дибром-2-метилбутан
3. 2,3-дибром-2-метилбутен-2 4. 2-бром-3-метилбутен-2

А2. Какие из перечисленных ниже реакций относятся к S_N2-типу?

1. Действие брома на 2-метилбутан
2. Действие йодида калия на 2-бромбутан
3. Действие бромида фосфора (III) на бутанол-1
4. Действие бромида фосфора (III) на трет-бутанол

А3. В какой из реакций продукты написаны верно?

1. Пиридин + олеум → 4-пиридинсульфокислота
2. Пиридин + олеум → 2-пиридинсульфокислота
3. Пиридин + олеум → 3-пиридинсульфокислота
4. Пиридиноксид

А4. Какую среду следует использовать для гидролиза ацеталей?

1. Нейтральную 2. Кислую
3. Щелочную 4. Реакция возможна как в кислой, так и в щелочной среде

А5. С помощью каких реагентов можно различить пропин-1 и пропин-2?

1. Гидроксид диаминсеребра 2. Синильная кислота
3. Бисульфит натрия 4. Бромная вода

А6. Какое соединение образуется при конденсации пропаналя в щелочной среде?

1. 3-гидрокси-2-метилпентаналь 2. 2-гидрокси-3-метилпентаналь
3. 2-метилпентен-2-аль 4. Кротоновый альдегид

А7. Что такое аномерный эффект?

1. Переход α-аномера в β-аномер
2. Переход циклической формы углеводов в раскрытую
3. Изменение устойчивости конформации при замещении полуацетального гидроксила
4. Преобладание β-аномера в равновесии

А8. Меченый ^{18}O этилацетат $\text{CH}_3\text{-CO-}^{18}\text{O-C}_2\text{H}_5$ подвергли кислотному гидролизу. Где оказалась изотопная метка в продуктах гидролиза?

1. В молекуле спирта
2. В молекуле кислоты
3. Равномерно распределилась между спиртом и кислотой
4. Положение метки не установлено

А9. Чем объяснить тот факт, что метиловый спирт, обладающий меньшей молекулярной массой, является жидкостью, растворим в воде, тогда как метилбромид – вещество газообразное и нерастворимое в воде?

1. Отношением веществ к различным классам
2. Образованием водородных связей между молекулами галогеноалкана
3. Отрицательным индуктивным эффектом галогена
4. Образованием водородных связей между молекулами спирта

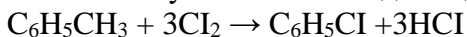
А10. Сколько изомеров может иметь ароматический углеводород состава $\text{C}_7\text{H}_7\text{Cl}$?

1. 3
2. 4
3. 6
4. 7

А11. Какое вещество может быть получено в результате последовательного действия на изопропилхлорид магния в абсолютном эфире, пропаналя, разбавленной соляной кислоты, концентрированной серной кислоты при нагревании?

1. Гексен-3
2. 2-метилпентен-2
3. 4-метилпентен-2
4. 4-метилпентен-3

А12. Какие условия необходимы для проведения реакции:



1. Катализатор
2. Облучение
3. Растворитель
4. Избыток хлора

А13. По какому механизму идёт замещение ОН-группы в пикриновой кислоте?

1. Отщепление-присоединение
2. S_{R}
3. $\text{S}_{\text{N}}2$ аромат

ТЕМЫ РЕФЕРАТОВ

- 1) Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия
- 2) Водородная связь
- 3) Комплексные соединения
- 4) Клатраты
- 5) Кристаллическое состояние вещества
- 6) Лантаноиды
- 7) Дальтониды
- 8) Радиоактивный распад веществ
- 9) Бертоллиды
- 10) Трансурановые элементы
- 11) Актиноиды
- 12) Биологическая роль элементов ПА-группы
- 13) Благородные газы
- 14) Водород – топливо будущего
- 15) Водородная связь
- 16) Инертные газы
- 17) Клатраты
- 18) Комплексные соединения и их биологическая роль
- 19) Круговорот серы в природе.
- 20) Круговорот азота в природе.
- 21) Круговорот фосфора в природе.
- 22) Неорганические и органические соединения висмута.
- 23) Неорганические и органические соединения сурьмы.

- 24) «Парниковый эффект».
- 25) Редкоземельные элементы.
- 26) Утилизация оксидов серы.

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ

1. Предмет химии. Понятие о материи. Конкретные виды материи: вещество и поле; химическая форма движения материи. Уровни организации вещества, изучаемые химией: атомы, молекулы, конденсированные системы. Связь химии с биологией, физикой и другими науками о природе. Роль химии в охране окружающей среды.

2. Моль – единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем газа. Методы определения атомных и молекулярных масс. Соотношения между молярной массой, эквивалентом и эквивалентной массой веществ. Методы определения эквивалентных масс. Определение молекулярных масс газообразных веществ.

3. Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Основные положения молекулярной теории. Атомы и молекулы. Их размеры и массы. Число Авогадро. Работы М.В. Ломоносова. Закон сохранения массы и энергии, его значение в химии. Закон постоянства состава Пруста. Закон кратных отношений Дальтона. Границы применимости этих законов. Атомистика Дальтона. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Бойля – Мариотта. Закон Авогадро и выводы из него. Уравнение Менделеева – Клапейрона.

4. Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Фотоэффект. Катодные лучи. Радиоактивность. Основные характеристики α -, β - и γ -лучей. Спектральный анализ. Опыты Резерфорда по рассеянию α -частиц. Планетарная модель атома, ее достоинства и недостатки.

5. Теория атома водорода по Бору. Объяснения спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Бору. Попытки их устранения. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны Луи де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантово-механическая модель атома водорода. Уравнение Шредингера. Понятие атомной орбитали (АО).

6. Три принципа заполнения атомных орбиталей: принцип наименьшей энергии, запрет Паули, правило Гунда. Правило Клечковского. Символическая и графическая формы записи электронных формул. Свойства изолированных атомов. Связь свойств элементов с их положением в Периодической системе. Изменение величин атомных (ковалентных, металлических, орбитальных) и ионных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов элементов с ростом заряда их ядер.

7. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Современная формулировка Периодического закона. Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и короткая формы периодических таблиц. Периоды, группы, подгруппы. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s -, p -, d - и f -семейств.

8. Ковалентная связь. Свойства ковалентной связи: длина, энергия, направленность, насыщенность, полярность, поляризуемость; валентный угол. Основные положения метода валентных связей (МВС). Физическая идея метода. Два механизма образования ковалентной связи. σ - и π -связи. Кратность связи. Валентность. Теория направленных валентностей. Гибридизация АО. Геометрия молекул. Полярность молекул. Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ковалентной связью в молекулах. Свойства этих веществ.

9. Метод молекулярных орбиталей. Физическая идея метода. Метод ЛКАО, МО, σ - и π -молекулярные орбитали как линейная комбинация s - и p -атомных орбиталей. Связывающие, разрыхляющие, несвязывающие МО. Принцип заполнения МО. Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул. Формальный порядок связи. Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и

длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО в этих молекулах. Сравнения методов ВС и МО.

10. Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели. Ионные кристаллические решетки. Свойства веществ с ионным типом связи. Металлическая связь. Характеристика атомов элементов, способных к образованию металлической связи. Зонная теория металлической связи. Металлические кристаллические решетки и физические свойства металлов.

11. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Роль водородной связи в биологических процессах. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие. Влияние водородной связи и межмолекулярных взаимодействий на свойства веществ.

12. Химические реакции и их классификация по характеру взаимодействия реагирующих веществ (обменные, окислительно-восстановительные, комплексообразование). Классификация окислительно-восстановительных реакций. Электронная теория окисления. Методы электронного баланса и электронно-ионный. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций. Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс. Возможность протекания и направленность ОВР в растворах.

13. Энергетика химических процессов. Энтальпия. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Возможность протекания химических реакций. Химическая термодинамика в приложении к биологическим системам.

14. Раствор. Растворимость. Коэффициент растворимости. Насыщенный, ненасыщенный и пересыщенный растворы. Концентрированный и разбавленный растворы. Количественное выражение состава раствора. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбулиоскопия.

15. Гальванический элемент. Коррозия металлов. Биокоррозия.

14. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей. Практическое значение электролиза.

15. Комплексные соединения. Основные положения координационной теории А. Вернера. Номенклатура и классификация комплексных соединений. Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиций МВС. Внешнеорбитальные и внутриорбитальные комплексы. Магнитные свойства комплексов.

16. Изомерия комплексных соединений: ионизационная, гидратная, координационная, *цис-*, *транс-*изомерия. Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Константы нестойкости. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах. Координационные соединения. Их роль в биологии.

17. Электролитическая диссоциация. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи (кислот, оснований, солей). Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Степень диссоциации. Энергетика процесса диссоциации. Константа диссоциации. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов. Протонная теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури. Теория Льюиса.

18. Вода. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель. Коллоидно-дисперсные системы. Растворы высокомолекулярных соединений. Буферные системы в живых организмах.

19. Скорость химической реакции. Истинная и средняя скорости. Факторы, влияющие на скорость химических реакций, Зависимость скорости химических реакций от концентрации реагирующих веществ. Применение закона действия масс для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры.

Температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса. Уравнение Аррениуса. Влияние катализатора на скорость реакции. Виды катализа. Особенности ферментов как катализаторов. Понятие об ингибиторах. Использование катализа в промышленности.

20. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Характеристика истинного химического равновесия. Константа химического равновесия. Смещение равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры. Правило Ле Шателье. Катализаторы в обратимых процессах. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.

21. Гидролиз солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Объяснение механизма процесса гидролиза солей с позиций протолитической теории. Роль гидролиза в биологических и химических процессах.

22. Химический элемент. Изотопы. Простое вещество. Аллотропия. Металлы и неметаллы в периодической системе элементов. Граница Цинтля. Правило Юм-Розери. Физические и химические свойства простых веществ. Агрегатное состояние и кристаллические решетки простых веществ. Распространенность химических элементов в земной коре. Элементарный состав веществ космоса и небесных тел как доказательство единства мира. Классификация химических соединений. Влияние характера химической связи на свойства соединений.

23. Водород. Строение атома водорода. Положение водорода в периодической системе химических элементов. Изотопы водорода. Распространение водорода в природе. Строение молекулы водорода с позиций МВС и ММО. Физические и химические свойства водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами. Степень окисления водорода и природа химической связи в данных соединениях. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства водородных соединений. Металлические соединения водорода. Лабораторные и промышленные способы получения водорода. Меры предосторожности при работе с водородом. Применение водорода в энергетике и промышленности.

24. Галогены. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Распространение в природе, способы получения. Физические и химические свойства. Взаимодействие галогенов с водой, щелочами и другими сложными веществами.

Механизм взаимодействия хлора с водородом. Галогеноводороды. Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот и восстановительных свойств их анионов. Направленность реакций между галогенами и веществами, содержащими галогенид-ионы. Применение галогенов и их соединений. Охрана окружающей среды от загрязнения хлором.

25. Кислородные соединения хлора: оксиды, кислоты, соли. Белильная известь. Бертолетова соль. Сравнение силы, прочности и окислительных свойств оксокислот хлора, стехиометрия их анионов. Кислородные соединения брома и иода.

26. Кислород. Изотопы кислорода. Аллотропия кислорода. Строение молекул кислорода (МВС и ММО) и озона. Физические свойства. Сравнение химической активности кислорода и озона. Лабораторные и промышленные способы получения кислорода и озона. Применение.

27. Пероксид водорода. Состав и электронное строение молекулы. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Пероксиды металлов, их получение, свойства и применение. Оксид водорода. Электронное строение молекулы воды (МВС). Ассоциация молекул. Физические свойства. Взаимодействие воды с простыми и сложными веществами. Вода как лигантообразователь. Кристаллогидраты. Тяжелая вода, ее свойства и применение. Распространенность воды в природе.

28. Элементы VIA группы. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Сера, селен, теллур, полоний. Аллотропия. Получение, физические и химические

свойства серы. Халькогеноводороды. Сероводород, его строение, физические и химические свойства, физиологическое действие сероводорода. Сероводородная кислота и сульфиды, их восстановительные свойства. Гидролиз сульфидов. Сера в природе. Биологическая роль серы, круговорот серы в природе.

29. Оксиды серы (IV, VI): их строение, физические и химические свойства. Лабораторные и промышленные способы получения. Физиологическое действие. Химические свойства сернистой кислоты и ее солей: окислительно-восстановительные свойства, диспропорционирование. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты: взаимодействие с металлами, неметаллами и сложными веществами. Правила обращения с концентрированной серной кислотой. Получение серной кислоты. Олеум.

30. Элементы VA группы. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Азот. Строение молекулы азота (МВС и ММО) и причины ее устойчивости. Физические и химические свойства азота. Лабораторные и промышленные способы получения азота. Биологическая роль азота. Круговорот азота в природе. Аммиак. Электронное строение (МВС) и геометрия молекулы. Физические и химические свойства аммиака, его получение в лаборатории и в промышленности. Химические свойства аммиака: окисление, реакции замещения; донорные свойства аммиака. Соли аммония: получение, термическое разложение, применение.

31. Особенности взаимодействия азота с кислородом. Кислородные соединения азота. Оксиды азота: получение и свойства. Азотистая и азотная кислоты: электронное строение молекул, получение. Окислительно-восстановительная двойственность азотистой кислоты и нитритов. Химические свойства азотной кислоты: взаимодействие с металлами и неметаллами концентрированной и разбавленной азотной кислоты. «Царская водка». Термическое разложение нитратов. Азотные удобрения.

32. Фосфор: нахождение в природе, получение. Аллотропия. Химические свойства. Фосфиды металлов. Сравнение геометрии молекул и основных свойств фосфина и аммиака. Оксиды и оксокислоты фосфора: строение, получение, химические свойства. Изменение основности, устойчивости, кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду оксокислот фосфора: фосфорноватистой, фосфористой, фосфорной. Гидролиз солей фосфорной кислоты. Использование фосфорных удобрений на почвах с различными значениями pH. Биологическая роль фосфора.

33. Элементы IVA группы. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Аллотропия углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерен. Характер гибридизации атомных орбиталей углерода в аллотропных формах. Химические свойства углерода. Карбиды металлов. Кислородные соединения углерода. Оксиды углерода (II, IV). Строение молекул, получение, физические и химические свойства. Физиологическое действие оксида углерода (II). Практическое использование восстановительных свойств углерода и оксида углерода (II). Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты: растворимость, гидролиз, термическая устойчивость. Круговорот углерода в природе.

34. Кремний и его соединения. Промышленные и лабораторные способы получения кремния и его применение. Водородные соединения кремния, их отличие от углеводородов. Силициды металлов. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты.

35. Общая характеристика атомов IA и IIA групп. Природные соединения. Физические свойства, получение металлов. Поведение металлов в реальных атмосферных условиях. Бинарные соединения металлов: гидриды, оксиды, пероксиды, галогениды, сульфиды. Гидролиз солей. Гидроксиды металлов IIA.

36. Алюминий: природные соединения, физические и химические свойства, получение. Применение алюминия и его сплавов. Оксид алюминия, физические и химические свойства. Аллюминотермия. Гидроксид алюминия, химические свойства. Галогениды алюминия. Гидролиз солей.

37. Общая характеристика атомов элементов побочной подгруппы VI группы. Возможные степени окисления. Хром. Природные соединения хрома. Получение и применение

хрома и феррохрома. Оксиды, гидроксиды и соли хрома. Получение, физические и химические свойства. Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления хрома. Условия существования хроматов и дихроматов в растворе. Комплексные соединения хрома.

38. Общая характеристика атомов элементов побочной подгруппы VII группы. Возможные степени окисления. Марганец. Получение и применение марганца. Сплавы марганца. Зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления марганца. Соединения марганца высших степеней окисления. Зависимость окислительных свойств перманганатов от pH среды.

39. Общая характеристика атомов элементов побочной подгруппы VIII группы. Возможные степени окисления. Железо. Кобальт. Никель. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Способы получения и применение в технике. Характеристические соединения: оксиды, гидроксиды, соли. Сравнение свойств соединений железа (II, III), кобальта (II, III), никеля (II, III). Комплексные соединения.

40. Лантаниды и актиниды. Общая характеристика атомов элементов побочной подгруппы III группы. Уран. Возможные степени окисления. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Характеристические соединения: оксиды, гидроксиды, соли. Получение и применение в технике.

41. Органические соединения. Классы органических соединений. Типы и природа ковалентной связи в молекулах органических веществ. Индукционный эффект и эффект сопряжения. Примеры веществ, в которых имеют место указанные эффекты.

42. Алканы. Номенклатура, гомологический ряд, получение, особенности строения и химические свойства алканов. Теория химического строения А.М.Бутлерова. Изомерия предельных углеводородов. Реакции замещения. Радикальный механизм реакции замещения.

43. Этиленовые углеводороды. Номенклатура, гомологический ряд, получение. Химическое строение молекулы и химические свойства этиленовых углеводородов. Механизм реакции электрофильного присоединения бромоводорода. Диеновые углеводороды. Номенклатура, классификация, способы получения диеновых углеводородов. Синтез дивинила по С.В.Лебедеву. Полимеризация диеновых углеводородов. Синтетический каучук.

44. Ацетиленовые углеводороды. Номенклатура, гомологический ряд, способы получения. Природа кратных связей, химическое строение молекулы и химические свойства ацетиленовых углеводородов. Реакции присоединения, замещения, полимеризации.

45. Галогеналканы. Номенклатура, классификация, гомологический ряд, способы получения. Химическое строение и химические свойства галогеналканов. Галогенопроизводные непредельных углеводородов. Способы получения. Химические свойства. Хлористый винил, хлористый аллил, особенности их электронного строения.

46. Спирты. Номенклатура, классификация, гомологический ряд. Способы получения одноатомных спиртов. Физические свойства спиртов. Химическое строение и химические свойства спиртов. Многоатомные спирты. Этиленгликоль и глицерин: получение, химические свойства и применение.

47. Альдегиды и кетоны. Номенклатура, получение. Гомологический ряд, изомерия альдегидов и кетонов. Физические свойства альдегидов и кетонов. Химическое строение молекул альдегидов и кетонов и химические свойства альдегидов и кетонов.

48. Предельные одноосновные кислоты и их производные. Номенклатура, гомологический ряд. Получение, физические свойства карбоновых кислот. Химическое строение молекулы карбоновых кислот и химические свойства. Нахождение в природе. Предельные двухосновные кислоты.

49. Амины, номенклатура, классификация, способы получения. Особенности химического строения, физические и химические свойства.

50. Карбоновые кислоты с несколькими функциями (гидроксикислоты, оксокислоты). Номенклатура, классификация, получение. Непредельные одноосновные кислоты. Получение. Геометрическая изомерия. Химическое строение, индукционный и мезомерный эффекты в молекулах непредельных карбоновых кислот. Физические и химические свойства.

51. Простые и сложные эфиры, номенклатура, получение. Физические и химические свойства. Жиры и масла. Применение.

52. Аминокислоты. Номенклатура, классификация, получение. Химическое строение молекул аминокислот, амфотерность аминокислот, химические свойства карбоксильной и аминогрупп. Получение синтетических волокон на основе аминокислот. Понятие о белках.

53. Углеводы, номенклатура, классификация. Углеводы в природе. Моносахариды. Химическое строение, физические и химические свойства. Дисахариды, олигосахариды, полисахариды. Химическое строение, физические и химические свойства. Крахмал, целлюлоза.

54. Ароматические углеводороды. Номенклатура, классификация, получение. Бензол. Химическое строение бензола, физические и химические свойства. Тoluол. Химическое строение толуола. Влияние электронодонорных заместителей на электрофильное замещение в ароматическое ядро. Правила ориентации для заместителей I рода.

55. Галогенопроизводные бензола и его гомологов, номенклатура, получение. Физические и химические свойства галогенопроизводных бензола. Нитросоединения ароматического ряда. Номенклатура, получение, химическое строение и химические свойства нитросоединений ароматического ряда. Нитробензол. Влияние электроноакцепторных заместителей на электрофильное замещение в ароматическое ядро. Правила ориентации для заместителей II рода.

56. Ароматические сульфокислоты и их производные. Номенклатура, получение, химическое строение и химические свойства сульфокислот ароматического ряда. Ароматические амины. Номенклатура, получение, химическое строение и химические свойства аминосоединений ароматического ряда. Анилин.

57. Ароматические диазо- и азосоединения. Получение, химическое строение и химические свойства ароматических диазо- и азосоединений. Азокрасители.

58. Фенолы и нафтолы. Номенклатура, получение, химическое строение и химические свойства фенолов и нафтолов. Фенол. Фенолформальдегидные смолы.

59. Ароматические альдегиды и кетоны. Номенклатура, получение, химическое строение и химические свойства ароматических альдегидов и кетонов. Бензальдегид.

60. Ароматические кислоты. Номенклатура, получение, химическое строение и химические свойства ароматических кислот. Бензойная кислота. Дикарбоновые ароматические кислоты. Фталевая кислота.

61. Пятичленные гетероциклические соединения с одним гетероатомом. Номенклатура, получение, химическое строение и химические свойства гетероциклических соединений с одним гетероатомом. Фуран, тиофен, пиррол.

62. Шестичленные гетероциклические соединения с одним гетероатомом. Номенклатура, получение, химическое строение и химические свойства. Пиридин.

7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ

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

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

- Официальный сайт БГПУ;

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

8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

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

Для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья предусмотрены следующие формы организации педагогического процесса и контроля знаний:

- для слабовидящих:

обеспечивается индивидуальное равномерное освещение не менее 300 люкс;

для выполнения контрольных заданий при необходимости предоставляется увеличивающее устройство;

задания для выполнения, а также инструкции о порядке выполнения контрольных заданий оформляются увеличенным шрифтом (размер 16-20);

- для глухих и слабослышащих:

обеспечивается наличие звукоусиливающей аппаратуры коллективного пользования, при необходимости обучающимся предоставляется звукоусиливающая аппаратура индивидуального пользования;

- для лиц с тяжелыми нарушениями речи, глухих, слабослышащих все контрольные задания по желанию могут проводиться в письменной форме.

Основной формой организации педагогического процесса является интегрированное обучение инвалидов, т.е. все обучающиеся учатся в смешанных группах, имеют возможность постоянно общаться со сверстниками, легче адаптируются в социуме.

9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ

9.1 Литература

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.С. Ахметов. – 8-е изд., испр. – М. : Лань, 2014. – 752 с. (10 экз.)
2. Глинка, Н. Л. Общая химия : [учеб.пособие для вузов] / Н. Л. Глинка ; под ред. : А. И. Ермакова. – 30-е изд., испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2010. – 727 с. (6 экз.)
3. Глинка, Н. Л. Общая химия : [учеб.пособие] / Н. Л. Глинка. – М. : КНОРУС, 2011. – 746 с. (8 экз.)
4. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для студ. вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - М. : Интеграл-Пресс, 2011. - 240 с. (16 экз.)
5. Иванов, В. Г. Органическая химия: учеб. пособие для студентов высш. пед. учеб. заведений / В. Г. Иванов, В. А. Горленко, О. Н. Гева. – 4-е изд., испр. – М.: Издательский центр «Академия», 2008. – 624 с. (18 экз.)
6. Трофимцова, И.А. Органическая химия: Учебное пособие для студентов вузов / И. А. Трофимцова, В.В. Жидков – Благовещенск: Изд-во БГПУ, 2018. / 160 с. (25 экз)

7. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для студ. вузов, обучающихся по направлению и спец. «Химия» / Я.А. Угай. – 4-е изд., стер. – М. : Высш. шк., 2009. – 526 с. (18 экз.)
8. Артеменко, А.И. Справочное руководство по химии / А.И. Артеменко, И.В. Тикунова, В.А. Малеванный. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Высш. шк., 2003. – 368 с. (27 экз.)
9. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – 26-е изд., стереотип. – Л. : Химия, 1988. – 272 с. (15 экз.)
10. Грандберг, И. И. Практические работы и семинарские занятия по органической химии: учебное пособие для студентов вузов / И. И. Грандберг, 4-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2001. – 350 с. (12 экз.)
11. Ерыгин, Д.П. Методика решения задач по химии: учеб. пособие для студ. пед. интов по биол. и хим. спец. / Д.П. Ерыгин, Е.А. Шишкин. – М. : Просвещение, 1989. – 173 с. (15 экз.)
12. Жидков, В.В. Практикум по органической химии: Учебное пособие для студентов вузов; в 2-х частях / В.В. Жидков, И.А. Трофимцова. – Благовещенск: Изд-во БГПУ, 2007. – Ч. I. 165 с. (97 экз.)
13. Жидков, В.В. Практикум по органической химии: Учебное пособие для студентов вузов; в 2-х частях / В.В. Жидков, И.А. Трофимцова. – Благовещенск: Изд-во БГПУ, 2007. – Ч. II. 104 с. (97 экз.)
14. Иванов, В. Г. Практикум по органической химии: учеб. пособие для студ. пед. вузов по спец. «Химия» / В. Г. Иванов. – М.: Академия, 2002. – 287 с. (21 экз.)
15. Ким, А. М. Органическая химия: учеб. для студ. вузов / А. М. Ким. - М-во образования РФ. Новосиб. гос. пед. ун-т. – 3-е изд., испр. и доп. – Новосибирск: Сиб. ун-тское изд-во, 2002. – 971с. (30 экз.)
16. Кнотько, А.В. Химия твердого тела: учеб. пособие для студ., обучающихся по спец. «Химия» / А.В. Кнотько, И.А. Пресняков, Ю.Д. Третьяков. – М. : Академия, 2006. – 301 с. (19 экз.)
17. Координационная химия: учеб. пособие для студ. вузов / В.В. Скопенко [и др.]. – М. : Академкнига, 2007. – 487 с. (10 экз.)
18. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для студ. вузов / Н.В. Коровин. – 10-е изд., перераб. – М. : Высш. шк., 2008. – 556 с. (5 экз.)
19. Кудрявцев, А. А. Составление химических уравнений : учеб. пособие для тех. вузов / А. А. Кудрявцев. - 7-е изд., перераб. и доп. - Мн. : Высш. шк.-А, 2009. - 319, [1] с. : ил. (19 экз.)
20. Лидин, Р.А. Неорганическая химия в реакциях: справочник / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2007. – 637 с. (5 экз.)
21. Реутов, О. А. Органическая химия: Учебник для студ. вузов, обучающихся по спец. «Химия» / О. А. Реутов, А. Л. Курц, К. П. Бутин. – М.: Бином: Лаб. знаний. – (Классический университетский учебник), 2007. Ч. 1.–567 с. (10 экз)
22. Реутов, О. А. Органическая химия: Учебник для студ. вузов, обучающихся по спец. «Химия» / О. А. Реутов, А. Л. Курц, К. П. Бутин. – М.: Бином: Лаб. знаний. – (Классический университетский учебник), 2007. Ч. 2. – 623с. (8 экз)
23. Реутов, О. А. Органическая химия: Учебник для студ. вузов, обучающихся по спец. «Химия» / О. А. Реутов, А. Л. Курц, К. П. Бутин. – М.: Бином: Лаб. знаний. – (Классический университетский учебник), 2004. Ч. 3. – 544с. . (10 экз)
24. Реутов, О. А. Органическая химия: Учебник для студ. вузов, обучающихся по спец. «Химия» / О. А. Реутов, А. Л. Курц, К. П. Бутин. – М.: Бином: Лаб. Знаний. – (Классический университетский учебник), 2004. Ч. 4. – 726с. . (16 экз)
25. Травень, В. Ф. Органическая химия: Учебник для студентов вузов, обучающихся по направлению «Химическая технология и биотехнология» / В. Ф. Травень. - М.: ИКЦ Академкнига, 2005. - Т. 1. – 727 с. (10 экз)

26. Травень, В. Ф. Органическая химия: Учебник для студентов вузов, обучающихся по направлению «Химическая технология и биотехнология» / В. Ф. Травень. - М.: ИКЦ Академкнига, 2005. - Т. 2. - 582 с. (10 экз.)

27. Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. - 2-е изд., перераб., доп. - М. : Дрофа, 2002. - 301 с. (31 экз.)

28. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии. В 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл ; под ред. В.П. Зломанова ; пер. с англ. - М. : Мир, 2002. - (Лучший зарубежный учебник). (14 экз.)

29. Хаханина, Т.И. Неорганическая химия : учеб. пособие для студ. вузов / Т. И. Хаханина, Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. - М. : Юрайт, 2010. (15 экз.)

9.2 Базы данных и информационно-справочные системы

1. Федеральный портал «Российское образование» – <http://www.edu.ru>.
2. Сайт о химии <http://www.xumuk.ru/>
3. Популярная библиотека химических элементов <http://n-t.ru/ti/ps/>
4. Электронная библиотека по химии <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/>

9.3 Электронно-библиотечные ресурсы

1. Polpred.com Обзор СМИ/Справочник [http:// polpred.com/news](http://polpred.com/news).
2. ЭБС «Юрайт» <https://urait.ru/>.

9.4 Электронные версии журналов

1. Успехи химии <http://rcr.ioc.ac.ru/ukh.htm> - сайт журнала Российской Академии Наук имеет наивысший импакт-фактор среди российских научных журналов по химии
2. Химия и жизнь - XXI век <http://www.hij.ru/> - ежемесячный научно-популярный журнал.
3. Химия <http://him.1september.ru/index.php> - электронная версия газеты.
4. Химическая и биологическая безопасность <http://www.cbsafety.ru/> - информационно-аналитический журнал.
5. Успехи химии http://www.uspkhim.ru/ukh_frm.phtml?jrnid=rc&page=ft - журнал публикует обзоры по актуальным проблемам химии и смежных с ней наук.
6. Бутлеровские сообщения <http://butlerov.com> - англо-русскоязычный научный химический журнал.

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА

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

- Комплект столов лабораторных
- Стол преподавателя
- Пюпитр
- Аудиторная доска
- Компьютер с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением
- Мультимедийный проектор
- Экспозиционный экран
- Принтер

- Сушильный шкаф
- Весы ЕК-410 (технические)
- Химическая посуда
- Штативы для пробирок, нагревательные приборы, лабораторная посуда
- Химические реактивы по тематике лабораторных работ
- Учебно-наглядные пособия - слайды, таблицы, мультимедийные презентации по дисциплине.

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

Лицензионное программное обеспечение: Microsoft®WINEDUperDVC AllLng Upgrade/SoftwareAssurancePack Academic OLV 1License LevelE Platform 1Year; Microsoft®OfficeProPlusEducation AllLng License/SoftwareAssurancePack Academic OLV 1License LevelE Platform 1Year; Dr.Web Security Suite; Java Runtime Environment; Calculate Linux.

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

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ**Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2023/2024 уч. г.**

Рабочая программа дисциплины пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2023/2024 учебном году на заседании кафедры химии (протокол № 9 от 28 июня 2023 г.). В РПД внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: 1	
№ страницы с изменением: 140	
В Раздел 9 внесены изменения в список литературы, в базы данных и информационно-справочные системы, в электронно-библиотечные ресурсы. Указаны ссылки, обеспечивающие доступ обучающимся к электронным учебным изданиям и электронным образовательным ресурсам с сайта ФГБОУ ВО «БГПУ».	

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2024/2025 уч. г.

Рабочая программа дисциплины пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2024/2025 учебном году на заседании кафедры (протокол № 8 от 30 июня 2024 г.).