

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

Кафедра химии

УТВЕРЖДАЮ

И.о проректор по УМР

_____ Кодзоева Ф.Д.

« ____ » _____ 20 ____ г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
ХИМИЯ, БИОНЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Факультет: медицинский

Направление подготовки /специальность: 31.05.01 Лечебное дело

Программа: специалитет

Квалификация (степень) выпускника: врач

Форма обучения: очная

**МАГАС
2021**

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Целями освоения дисциплины «Химия, бионеорганическая химия» являются:

- познакомить студентов с основными методами получения химической информации в области общей и неорганической химии;
- дать знания по современной биоэнергетике;
- раскрыть роль растворов в процессе усвоения пищи и выведение из организма продуктов жизнедеятельности;
- ознакомить студентов с современной теорией растворов электролитов, служащей научной основой для освоения электролитного баланса человеческого организма;
- раскрыть роль окислительно-восстановительных реакций в жизнедеятельности живых организмов.
- формирование системных знаний о закономерностях состава, строения и превращениях химических систем;
- изучение химического поведения основных классов соединений во взаимосвязи с их строением для использования этих знаний в качестве основы при изучении на молекулярном уровне процессов, протекающих в живом организме.

2. МЕСТО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Химия, бионеорганическая химия» относится к обязательной части дисциплин; изучается в 1-ом семестре.

Как учебная дисциплина «Химия, бионеорганическая химия» связана со следующими дисциплинами ОПОП подготовки врача: физика, биология, биоорганическая химия.

Указанные связи и содержание дисциплины «Химия, бионеорганическая химия» дают обучающемуся системное представление о комплексе изучаемых дисциплин по специальности: Лечебное дело.

Таблица 2.1.

Связь дисциплины «Химия, бионеорганическая химия» с последующими дисциплинами и сроки их изучения

Код дисциплины	Дисциплины, последующие за дисциплиной «Химия, бионеорганическая химия»	Семестр
	Биохимия	3,4
	Нормальная физиология	3,4
Б1.О.14	Анатомия	3
Б1.О13	Биология	
Б,1.В.ДВ.01.01	Биоорганическая химия	

В результате освоения дисциплины студент должен

Знать:

- правила техники безопасности и работы в химических лабораториях с реактивами и приборами;
- физико-химическую сущность процессов, происходящих в живом организме;
- свойства воды и водных растворов;
- способы выражения концентрации веществ в растворах, способы приготовления растворов заданной концентрации;
- механизм действия буферных систем организма, их взаимосвязь и роль в поддержании кислотно-основного состояния организма;
- электролитный баланс организма человека, коллигативные свойства растворов (диффузия, осмос);
- роль коллоидных поверхностно-активных веществ в усвоении и переносе малополярных веществ в живом организме;
- физико-химические методы анализа в медицине (титриметрический, электрохимический, хроматографический, вискозиметрический);
- основы химии гемоглобина, его участие в газообмене и поддержании кислотно-основного состояния.
- важнейшие химические понятия;
- основные законы химии: сохранения массы веществ, постоянства состава, периодический закон;
- основные теории химии: химической связи, электролитической диссоциации;

Уметь:

- пользоваться химическим оборудованием;
- производить расчеты по результатам эксперимента, проводить элементарную статистическую обработку экспериментальных данных;
- классифицировать химические соединения, основываясь на их структурные формулы;
- прогнозировать направление и результат физико-химических процессов и химических превращений биологически важных веществ.
- называть неорганические вещества по «тривиальной» или международной номенклатуре;
- определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических соединений, окислитель и восстановитель;
- характеризовать: элементы малых периодов по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических соединений;
- объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения; природ химической связи (ионной, ковалентной, металлической), зависимость скорости химической реакции и положения химического равновесия от различных факторов;
- выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических веществ;
- проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet); использовать компьютерные технологии для обработки и
- передачи химической информации и ее представления в различных формах; проводить критический анализ достоверности химической информации, поступающей из разных источников.

Владеть:

- базовыми технологиями преобразования информации: текстовые, табличные редакторы, поиск в сети Интернет;
- понятием ограничения в достоверности и специфику наиболее часто встречающихся лабораторных тестов.

- подходами к объяснению химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;
- методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
- способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием;

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению подготовки:

Код компетенции	Наименование компетенции	Индикатор достижения компетенции	В результате освоения дисциплины обучающийся должен:
<i>Универсальные компетенции и индикаторы их достижения</i>			
УК-1	Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, вырабатывать стратегию действий	УК-1.1. Анализирует проблемную ситуацию как систему, выявляя ее составляющие и связи между ними;	Знать: - методы критического анализа и оценки современных научных достижений; - основные принципы критического анализа. Уметь: - получать новые знания на основе анализа, синтеза и др.; - собирать данные по смежным научным проблемам, относящимся к профессиональной области; - осуществлять поиск информации и решений на основе действий, эксперимента и опыта. Владеть: - навыками исследования проблемы профессиональной деятельности с применением анализа, синтеза и других методов интеллектуальной деятельности; - навыками разработки стратегии действий для решения профессиональных проблем.
		УК-1.2. Определяет пробелы в информации, необходимой для решения проблемной ситуации, и проектирует процессы по их устранению;	
		УК-1.3. Критически оценивает надежность источников информации, работает с противоречивой информацией из разных источников;	
		УК-1.4. Разрабатывает и содержательно аргументирует стратегию решения проблемной ситуации на основе системного и междисциплинарных подходов;	
		УК-1.5. Строит сценарии реализации стратегии, определяя возможные риски и предлагая пути их устранения.	

УК-3	Способен организовать и руководить работой команды, вырабатывая командную стратегию для достижения поставленной цели	УК-3.1. Вырабатывает стратегию командной работы и на ее основе организует отбор членов команды для достижения поставленной цели;	Знать: - проблемы подбора эффективной команды; - основные условия эффективной командной работы; - основы стратегического управления человеческими ресурсами; - нормативные правовые акты, касающиеся организации и осуществления профессиональной деятельности; - модели организационного поведения, факторы формирования организационных стратегий и принципы командной работы, основные характеристики организационного климата и взаимодействия людей в организации Уметь: - определять стиль управления для эффективной работы команды; - вырабатывать командную стратегию; - применять принципы и методы организации командной деятельности. Владеть: - навыками участия в разработке стратегии командной работы; - навыками участия в командной работе, распределения ролей в условиях командного взаимодействия
		УК-3.2. Организует и корректирует работу команды, в том числе на основе коллегиальных решений;	
		УК-3.3. Разрешает конфликты и противоречия при деловом общении на основе учета интересов всех сторон; создает рабочую атмосферу, позитивный эмоциональный климат в команде;	
		УК-3.4. Организует (предлагает план) обучение членов команды и обсуждение результатов работы, в т.ч. в рамках дискуссии с привлечением оппонентов;	
		УК-3.5. Делегирует полномочия членам команды и распределяет поручения, дает обратную связь по результатам, принимает ответственность за общий результат	

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Таблица 4.1.

Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	1 семестр
Общая трудоемкость дисциплины	216	216
Аудиторные занятия	118	118
Лекции	54	54

Лабораторные занятия	64	64
Самостоятельная работа студентов	71	71
Контроль	27	27

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ, СТРУКТУРИРОВАННОЕ ПО ТЕМАМ (РАЗДЕЛАМ) С УКАЗАНИЕМ ОТВЕДЕННОГО НА НИХ КОЛИЧЕСТВА АКАДЕМИЧЕСКИХ ИЛИ АСТРОНОМИЧЕСКИХ ЧАСОВ И ВИДОВ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ

Таблица 5.1.

5.1. Структура дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 6 зачетных единиц, 216 часов

№№ п/п	Наименование раздела (темы)	семест	Виды учебной работы			Формы текущего контроля успеваемости
			Л	ЛЗ	СР	
1.	Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение Классификация и номенклатура неорганических соединений	1	2	-	4	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 1
2.	Основные классы неорганических соединений	1	4	2	6	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 2
3	Строение атома	1	4	4	6	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 3
4.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	1	4	4	4	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 4
5.	Химическая связь	1	4	4	6	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 5
6.	Скорость химических реакций. Химическое равновесие	1	4	4	6	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 6
7.	Энергетика и направленность химических процессов	1	4	4	6	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 7
8.	Растворы. Теория электролитической диссоциации	1	4	4	6	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 8
9.	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	1	4	4	6	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 9
10.	Комплексные соединения	1	2	2	3	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 10

11.	Химические элементы биосферы	1	1 - 4	4	2	6	Тестовый контроль
12.	s-элементы и их соединения	1	5 - 9	4	10	4	Тестовый контроль
13.	p-элементы и их соединения	1	1 0 - 1 4	4	10	4	Контрольная работа
14.	d-элементы и их соединения	1	1 5 - 1 8	6	10	4	Контрольная работа
	ИТОГО:			54	64	71	

5.2. Содержание дисциплины

Часть 1. Химия

Раздел 1. Введение

Основные проблемы современной неорганической химии. Русская номенклатура неорганических соединений (кислород, окисел, гидроокись, вода, щелочь, перекись водорода, сернокислый, хлористый и т.д.). Международная номенклатура. Химия и экология.

Основные понятия и законы химии. Атомная единица массы. Атомная и молекулярная массы. Моль. Мольная масса. Валентность. Степень окисления. Эквивалент. Мольная масса эквивалента. Определения химического эквивалента элемента, кислоты, гидроксида, соли, оксида. Окислительно-восстановительные эквиваленты. Закон стехиометрии. Закон эквивалентов.

Раздел 2. Основные классы неорганических соединений

Классификация неорганических соединений. Оксиды, кислоты, основания, соли. Классификация, физические и химические свойства, способы получения.

Раздел 3. Строение атома. Развитие представлений о строении атома

Атом – как сложная система. Сложная структура ядра. Протоны и нейтроны.

Двойственная природа электрона. Масса и заряд электронов. Волновые свойства электронов. Соотношение неопределенности Гейзенберга. Понятие орбитали. Волновая функция и волновое уравнение Шредингера. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции.

Квантовые числа. Структура электронных оболочек. Квантовые уровни, квантовые подуровни, s-, p-, d-, f- атомные орбитали. Правила Клечковского. Реальные расположения уровней и подуровней в атоме.

Основные принципы распределения электронов в атоме: принцип наименьшей энергии, принцип Паули и правило Гунда.

Изображение электронной структуры атома при помощи электронных формул и квантовых ячеек. Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов.

Раздел 4. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Поиски основы классификации химических элементов до открытия периодического закона.

Три этапа работы Д.И. Менделеева в области систематики химических элементов. Формулировка периодического закона. Создание периодической системы элементов. Логические выводы из периодического закона и периодической системы элементов.

Современная формулировка периодического закона. Структура современной периодической системы элементов. Короткопериодный и длиннопериодный варианты периодической системы. Период. Группа. Деление группы на подгруппы. Типические элементы, полные аналоги.

s-, p-, d-, f- элементы. Внутренняя и вторичная периодичность.

Закономерности изменения основных характеристик атомов по периодам и группам. Радиусы атомов и ионов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность: изменения этих характеристик по периодам и группам. Закономерности изменения валентности, окислительно-восстановительных свойств элементов и свойств однотипных соединений.

Валентные электроны и многообразие валентных состояний атомов s-, p-, d-, f- элементов.

Раздел 5. Химическая связь

Типы химической связи. Ковалентная (полярная и неполярная). Метод валентных связей (МВС). Сигма- и пи-связи. Основные характеристики ковалентной связи. Длина и энергия связи. Кратность связи. Гибридизация атомных орбиталей. Метод молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Энергетические диаграммы гомо- и гетероядерных молекул. Поляризация связи. Дипольный момент связи. Характеристики взаимодействующих атомов: потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Ионная связь как предельный случай ковалентной полярной связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Межмолекулярные взаимодействия молекул. Значение водородных связей. Металлическая связь. Комплексные соединения. Координационная теория. Типичные комплексообразователи и лиганды. Моно- и полидентатные лиганды. Хелатные комплексы. Изомерия комплексных соединений. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Квантовомеханические методы трактовки химической связи в комплексных соединениях. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона. Применение комплексных соединений.

Раздел 6. Кинетика и механизм химических реакций

Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Константа скорости, ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Понятие о теории активных соударений, активированном комплексе в теории абсолютных скоростей реакции. Механизм и кинетика реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Цепные (Н.Н.Семенов) и колебательные (Б.П.Белоусов, А.М.Жаботинский) реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Кинетический вывод закона действующих масс.

Ингибиторы и ингибирование. Особенности кинетики газофазных, жидкофазных и твердофазных реакций. Механизмы реакций с участием органических соединений.

Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Состояние равновесия и принцип микроскопической обратимости реакции. Кинетический и термодинамический подходы к описанию химического равновесия.

Константа химического равновесия и различные способы ее выражения. Связь константы химического равновесия со стандартным изменением энергии Гиббса. Смещение химического равновесия при изменении условий. Принцип Ле Шателье.

Влияние среды на протекание химических реакций. Особенности газофазных, жидкофазных, твердофазных реакций. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в определении направления процесса.

Раздел 7. Энергетика и направленность химических процессов

Основные понятия химической термодинамики: система, параметры состояния, работа, энергия, теплота.

Внутренняя энергия, и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Первое начало термодинамики. Энтальпия образования химических соединений. Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса. Термохимические циклы. Теплоемкость. Температурная зависимость теплоемкости и энтальпии.

Второй закон термодинамики. Энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях.

Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Критерий самопроизвольного протекания процессов. Химический потенциал, зависимость химического потенциала от концентрации, давления реагентов. Условие химического равновесия. Изотерма химической реакции.

Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Использование значений стандартной энтальпии и энтропии для расчета констант равновесия химических реакций. Факторы, влияющие на величину константы равновесия. Термодинамический вывод закона действующих масс. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Раздел 8. Растворы

Растворы жидкие (водные и неводные), твердые и газообразные. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля. Влияние на растворимость энергии структуры кристаллического вещества и энергии сольватации. Растворы насыщенные, ненасыщенные и, концентрированные и разбавленные.. Растворы идеальные и реальные.

Понятие о коллоидных растворах.

Коллигативные свойства растворов не электролитов и электролитов. Давление пара бинарных растворов. Законы Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия как методы определения молярных масс. Осмос и осмотическое давление в неорганических и биологических системах. Законы Рауля и Вант Гоффа для растворов не электролитов и электролитов. Изотонический коэффициент.

Электролитическая диссоциация (С.Аррениус). Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Диссоциация слабых электролитов. Закон разведения Оствальда.

Вода как важнейший растворитель. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Гидролиз и сольволиз солей. Константа равновесия реакции гидролиза. Факторы, влияющие на равновесие реакций гидролиза.

Произведение растворимости плохо растворимых сильных электролитов. Условия осаждения и растворения осадков.

Раздел 9. Окислительно-восстановительные реакции

Теория окислительно-восстановительных реакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Межмолекулярные, внутримолекулярные, реакции диспропорционирования. Окислитель. Восстановитель. Процессы окисления и восстановления. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса и методом полуреакций. Степень окисления атомов в молекуле. Правила определения степени окисления атомов в молекулах и сложных ионах.

Раздел 10. Основы электрохимии

Электроды, гальванический элемент. Схематическое изображение гальванического элемента. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. ЭДС, стандартная ЭДС.

Ряд напряжений. Уравнение Нернста Электролиз растворов и расплавов.

Раздел 11. Комплексные соединения

Комплексные соединения. Координационная теория Вернера. Основные типы комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Практическое применение к. с.

Часть 2. Бионеорганическая химия

Раздел 12. Химия биогенных элементов. Распространенность химических элементов в природе. Макро- и микроэлементы в среде и в организме человека. Топография важнейших биогенных элементов в организме человека. Биологическая роль химических элементов в организме. Закономерности распределения биогенных элементов по s-,p-,d-,f- блокам периодической системы элементов Д.И.Менделеева. Человек и биосфера. Технический прогресс и окружающая среда. Экология. Связь эндемических заболеваний с особенностями биогеохимических провинций.

Раздел 13. s-Элементы и их соединения. Общая характеристика s-элементов. Водород и его соединения. Общая характеристика s-элементов. Щелочные металлы. Биологическая роль s-

элементов. Их применение в медицине..Общая характеристика щелочно-земельные металлы. Биологическая роль 2 группы. Их применение в медицине.

Раздел 14. p-элементы и их соединения. Общая характеристика p-элементов. Общая характеристика 3А группы. Биологическая роль 3А-группы. Применение их соединений в медицине. Общая характеристика 4А группы. Биологическая роль 4А группы. Применение их соединений в медицине. Общая характеристика 5А группы. Биологическая роль 5А группы. Применение их соединений в медицине. Общая характеристика 4А группы. Халькогены. Биологическая роль 6А группы . Применение их соединений в медицине. Общая характеристика 7А группы. Галогены. Биологическая роль 7А группы. Применение их соединений в медицине.

Раздел 15. d-элементы и их соединения. Общая характеристика d-элементов.Общая характеристика d-элементов 6Б-группы. Биологическая роль 6Б группы. Их применение в медицине. Общая характеристика 7Б группы. Биологическая роль семейства железа. Применение их соединений в медицине.. Общая характеристика 1 Б группы. Биологическая роль 1Б группы. Применение их соединений в медицине. Общая характеристика 2Б группы. Биологическая роль 2Б группы. Применение их соединений в медицине. Семейство платины.

6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

При изучении теоретического курса на лекциях предусматривается заложение материала в виде презентации. Отдельные лекции излагаются по проблемной технологии.

На лекциях используются в качестве демонстрационного материала Периодическая система элементов Д. И. Менделеева и ряд других справочных таблиц.

При изучении свойств отдельных химических соединений и химических процессов предусматривается постановка лекционных демонстрационных опытов.

Некоторые разделы теоретического курса изучаются с использованием опережающей самостоятельной работы: студенты получают задания на ознакомление с новым материалом до его изложения на лекциях.

Для более основательной оценки усвояемости теоретического материала студентами используются тесты, а также традиционные письменные и устные контрольные мероприятия (коллоквиумы, контрольные работы).

При прохождении лабораторного практикума студентам предлагается работать в малых группах: учебная группа разбивается на несколько небольших групп – по 2-3 человека.

Каждая группа выполняет задание (лабораторные опыты) из лабораторного практикума по общей и бионеорганической химии. Процесс выполнения лабораторных опытов осуществляется на основе обмена мнениями и выбора оптимального пути решения.

На основании полученных данных по всем опытам каждый студент заполняет свой лабораторный журнал, где записывает результаты опытов, наблюдения, составляет уравнения реакций химических процессов, если нужно производит соответствующие расчеты и результаты представляет в виде графической зависимости.

На собеседовании с преподавателем студент представляет оформленный отчет по данной лабораторной работе и отвечает на вопросы преподавателя, связанные с методикой работы, результатами и выводами. По ряду работ предусматривается применение тестового метода «защиты».

Групповая работа в химической лаборатории стимулирует согласованное взаимодействие между студентами, отношения взаимной ответственности и сотрудничества. При формировании групп учитывается два признака: степень химической подготовленности студентов и характер межличностных отношений. В ряде случаев студентам самим предлагается разбиться на группы, состав которых впоследствии может корректироваться для повышения качества работы.

В лабораторном практикуме при выполнении отдельных опытов используется метод проблемного обучения: студент получает задание на химический процесс, методику которого он должен подобрать самостоятельно, исходя из имеющихся реактивов, обсудить ее с преподавателем и затем приступить к его выполнению.

7. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Лекционные занятия проводятся 1 раз в неделю в объеме 1 часа во втором семестре. Лабораторные занятия проводятся еженедельно в объеме 2 часов в неделю. После окончания изучения каждой темы студенты проходят тестирование, выполняют контрольные работы.

7.1. Перечень-учебно-методического обеспечения для обучающихся по дисциплине:

1. Ершов Ю.А., Попков В. А. и др. Общая химия - М.: Высшая школа, 1993.
2. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. М. Высшая школа, 1989.
3. Руководство к лабораторно-практическим занятиям по общей химии. Ч.1 Под ред. Никитиной Л.Е., Казань, 2005

7.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины

Таблица 7.1.

Содержание самостоятельной работы обучающихся

<i>Номер раздела (темы)</i>	<i>Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение</i>	<i>Кол-во часов</i>	<i>Формы работы</i>
1.	Предмет и задачи химии. Теория и эксперимент в химии. Основные задачи	4	собеседование
2.	Основы химической термодинамики.	6	собеседование
3.	Растворы. Ионные равновесия и обменные реакции.	6	собеседование
4.	Химическая связь.	4	собеседование
5.	Физико-химические основы кинетики биохимических реакций.	6	собеседование
6.	Физическая химия поверхностных явлений.	6	собеседование
7.	Электрохимия.	6	собеседование
8.	Физическая химия дисперсных систем	6	собеседование
9.	Физическая химия биополимеров и их растворов.	6	собеседование
10.	Химические элементы биосферы	3	собеседование

11.	s-элементы и их соединения	6	собеседование
12.	p-элементы и их соединения	4	собеседование
13.	d-элементы и их соединения	4	собеседование
14.	Элементы количественного анализа	4	собеседование

8. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Вопросы для собеседования

Часть 1. Химия

Тема: «Основные понятия и законы химии»

1. Рассчитайте среднюю молекулярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38% фосгена COCl_2 и 62 % хлора Cl_2 .
2. Определите массу 10^{-3} м^3 газовой смеси, содержащей (по объему) 50% водорода и 50% диоксида углерода (н.у.).
3. При каком давлении масса хлора объемом $3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ составит $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$, если $t=23^\circ\text{C}$?
4. Из $5 \cdot 10^{-6} \text{ кг}$ хлората калия KClO_3 было получено $0,7 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода, измеренного при 20°C и давлении 111900 Па. Определите массовую долю примесей в хлорате калия.
5. При 0°C в сосуде объемом $14 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ содержится $0,8 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ водорода и $6,30 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ азота. Определите парциальное давление азота и общее давление смеси.

Тема: «Основные классы неорганических соединений»

1. Какие бинарные соединения называют оксидами? Укажите возможные способы их получения.
2. На чем основана классификация оксидов на: а) несолеобразующие и солеобразующие; б) кислотные, основные и проявляющие кислотно-основную двойственность? Какие реакции характерны для оксидов каждой из этих групп?
3. Приведите примеры оксидов, которые при взаимодействии с водой образуют две кислоты. Как взаимодействуют с раствором $\text{Ca}(\text{OH})_2$ оксиды N_2O_5 , N_2O_3 и NO_2 ?
4. Назовите основные оксиды, непосредственно взаимодействующие с водой. Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Какие по характеру оксиды образуют неметаллы и металлы в разных степенях окисления? Покажите это на примере оксидов хрома CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 .

Тема: «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

1. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности?
2. Неопределенность в скорости электрона равна 10^8 см/с . Найдите соответствующую неопределенность в положении электрона.
3. Что называют энергией ионизации? Какая величина имеет с ней одинаковое числовое значение? В каких единицах они измеряются?
4. Какой вывод можно сделать о свойствах элемента по значению для него ионизационного потенциала и сродства к электрону?

5. Что называют степенью окисления элемента и чему равна их общая сумма в молекуле и ионе?

Тема: «Химическая связь»

1. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух атомов, которые её образуют? Покажите и объясните на примере молекулы H_2 , зная, что $r/H=0,053\text{нм}$, а $d/H-H=0,074\text{нм}$.
2. Вычислите энергию σ -связи C-C, если стандартная теплота образования C-H из газообразных углерода и водорода равна -2815 кДж/моль , а энергия σ -связи C-H равна $-411,3\text{ кДж/моль}$.
3. Для каких элементов, имеющих электронные конфигурации внешнего слоя атома $3s^2 p^2$, $4s^2 p^4$, $5s^2 p^5$, $6s^1 p^5$ характерны переменная чётная и переменная нечётная валентность?
4. На основании разности электроотрицательности атомов элементов укажите, как изменяется степень ионности связи в соединениях HF, HCl, HBr, HI?
5. Рассчитайте эффективные заряды атомов водорода и хлора, образующих ковалентную полярную связь, если $\mu_{\text{ксп}}$ молекулы HCl равен $3,4 \cdot 10^{-30}\text{ Кл}\cdot\text{м}$, а длина связи H-Cl равна $1,2710^{-10}\text{ м}$.

Ионная связь.

6. Температура плавления $CaCl_2=780^\circ\text{C}$, $CdCl_2=560^\circ\text{C}$ радиус Ca равен $0,104\text{ нм}$, Cd— $0,09\text{ нм}$. Объяснить различие температур плавления.
7. При переходе от CsF к CsI температура плавления кристаллов уменьшается. Объяснить наблюдаемый ход изменения температуры плавления.
8. Объяснить неустойчивость гидроксидов меди (I) и серебра (I).
9. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость $AuCl_3$ в сравнении с $AuCl$.
10. K_2CO_3 плавится при 890°C без разложения, Ag_2CO_3 разлагается уже при 220°C . Объяснить указанное различие.

Тема: «Энергетика и направленность химических процессов»

1. Какой закон является основным законом термохимии? Дайте его формулировку.
2. Перечислите следствия, вытекающие из закона Гесса. Для каких определений они используются в термохимических расчетах?
3. Как изменяется энтропия системы с повышением температуры, в реакциях синтеза и разложения веществ?
4. Как влияет на энтропию системы образование газообразных продуктов?
5. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса?
6. Что называют энергией Гиббса? Каким образом изменение этой величины (ΔG) указывает на термодинамическую возможность или невозможность самопроизвольного протекания процесса? Какое значение ΔG определяет равновесное состояние системы?
7. При каком соотношении ΔH и $T\Delta S$: а) система находится в равновесии, б) химический процесс направлен в сторону экзотермической или эндотермической реакции?
8. Возможно ли самопроизвольное протекание прямой реакции, если при положительном значении ΔS : а) $\Delta H > 0$, б) $|\Delta H| > |T\Delta S|$?

Тема: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Реакция идет по уравнению $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?
2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $2\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В — 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна $0,8 \text{ л}^2/\text{моль}^2\text{мин}^{-1}$. Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшается на 0,1 моль.
3. Разложение N_2O на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению: $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$. Константа скорости данной реакции равна $5 \cdot 10^{-4} \text{ л/мольмин}$ при 1173 К. Начальная концентрация N_2O 3,2 моль/л. Определите скорость реакции при заданной температуре в начальный момент и в тот момент, когда разложится 25 % N_2O .
4. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $\text{C}(\text{NO}) = 0,8$; $\text{C}(\text{O}_2) = 0,6$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота до 1,2 моль/л?
5. Рассчитайте константу скорости реакции первого порядка, учитывая, что за 25 мин реакция проходит на 25 %, т. е. прореагировала четвертая часть веществ.
6. Сколько времени необходимо для прохождения на 60 % реакции второго порядка, если при той же температуре за 20 мин реакция протекает на 30%? Начальные концентрации исходных веществ одинаковы и равны 2 моль/л.
7. При 393 К реакция заканчивается за 18 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
8. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры, на 45° реакция замедлилась в 25 раз.

Тема: «Растворы. Теория электролитической диссоциации»

1. Какие вещества называют электролитами? Чем отличаются их водные растворы от растворов неэлектролитов?
2. Что называют изотоническим коэффициентом i ? Каков его физический смысл и методы экспериментального определения? От каких факторов зависят значения i ?
3. На какие группы условно делят электролиты по величине степени их диссоциации? Приведите примеры представителей этих групп.
4. Выпадет ли осадок при сливании насыщенных растворов: SrCl_2 и CaSO_4 ; CaCl_2 и SrSO_4 ?
5. В какой последовательности должны выпадать осадки, если к растворам, содержащим ионы: 1) Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} и 2) Cl^- , I^- , Br^- , постепенно прибавлять: к первому раствор Na_2SO_4 , а ко второму раствор AgNO_3 ?
6. Какая из двух солей больше растворима и во сколько раз: CaSO_4 или BaSO_4 , BaCO_3 или SrCO_3 , PbI_2 или PbCl_2 ?
7. Какие из солей не подвергаются гидролизу, и если подвергаются, то по какому типу: K_2SO_4 , Na_2Se , BaS , RbNO_3 , ZnCl_2 , K_2SO_3 , KClO_3 , HCOOK , NaClO_4 , KBrO_3 ?
8. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение: NaNO_3 или NaNO_2 , CH_3COOK или $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, KClO или KClO_3 ?

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»

1. Покажите условность терминов «принимает» и «отдает» электроны при определении функций окислителя и восстановителя. Почему такая условность возможна?
2. Что называют сопряженной окислительно-восстановительной парой и сколько их должно участвовать в окислительно-восстановительной реакции? Чему соответствует каждая из них?
3. Что называют окислительно-восстановительными коэффициентами? Какие методы существуют для их определения? Покажите сущность каждого и объясните, в каких случаях и почему один из них предпочтительнее другого.
4. Меняются или остаются постоянными заряд и атомный состав ионов, участвующих в окислительно-восстановительных реакциях? Возможно ли превращение простого иона в оксоанион или обратный процесс?
5. Если кислота, взятая в избытке, участвует в реакции как окислитель или восстановитель, то совпадает ли для нее коэффициент в молекулярном уравнении реакции с окислительно-восстановительным? Разберите эти случаи на примерах взаимодействия: меди с разбавленной азотной кислотой, соляной кислоты с дихроматом калия.
6. Объясните причину резкого различия окислительно-восстановительных свойств двух металлов 1 группы ПС, находящихся в 5-м периоде.
7. Покажите влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций на примере изменения окислительной емкости перманганат - иона.
8. Какими кислотами можно пользоваться для создания среды при проведении Red-Ox реакций? Почему с этой целью применяют обычно разбавленную серную кислоту?

Электролиз. Коррозия металлов.

9. Из каких процессов складывается общая реакция электрохимического разложения вещества?
10. Чем отличается электролиз водных растворов электролитов от электролиза их расплавов? Какие ионы и молекулы, находящиеся в водных растворах солей могут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде? Напишите уравнения соответствующих реакций.
11. При каких условиях и из каких солей, возможно, получить с помощью электролиза одновременно щелочь и кислоту?
12. Дайте формулировку законов Фарадея и их математические выражения. Что называют числом Фарадея F ? Чему равна эта величина в кулонах и ампер-часах?
13. При электролизе растворов AgNO_3 , CuSO_4 , BiCl_3 , находящихся в последовательно соединенных электролизерах, выделилось 5,4г серебра. Найдите массу выделившихся при этом меди и висмута.
14. Одинаково ли отношение к коррозии технического и химически чистого металла? Чем вызывается коррозия обычной стали?
15. Какие существуют способы защиты металлов от коррозии? Кратко изложите сущность каждого из них.

Тема: «Комплексные соединения»

1. Какие соединения можно отнести к комплексным?

2. Пользуясь положениями координационной теории Вернера дайте определения следующим понятиям: а) комплексообразователь, б) лиганды, в) координационное число комплексообразователя, г) внутренняя и внешняя сфера комплекса.
3. Как определяются заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя?
4. Какая связь между строением атомов элементов и их способностью к комплексообразованию? Приведите примеры типичных комплексообразователей.
5. Какое влияние должно оказывать на значение координационного числа увеличение радиуса и заряда: а) комплексообразователя, б) лигандов? Каким соотношением двух сил, действующих между центральным атомом и лигандами и между самими лигандами, определяется координационное число?
6. Приведите примеры комплексных соединений:
 - 1) с комплексным анионом,
 - 2) с комплексным катионом,
 - 3) являющихся неэлектролитами.Дайте им название.
7. Укажите основные виды изомерии комплексных соединений. Приведите примеры.
8. Составьте координационные формулы следующих соединений: $2\text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{PtCl}_4$, $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{CuC}_2\text{O}_4$, $\text{KCl} \cdot \text{AuCl}_3$, $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$, $(\text{NH}_4)_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$.

Часть 2. Бионеорганическая химия

Тема «Элементы VIIA, VIA, VA групп»

1. Рассмотрите зависимость атомного радиуса, энергии ионизации и сродства к электрону атомов галогенов от их атомного номера. Почему с увеличением атомного номера элемента энергия ионизации уменьшается немонотонно, а сродство к электрону вначале увеличивается, а затем уменьшается?
2. Каковы степени окисления галогенов, и какая степень окисления наиболее устойчива для каждого галогена? В виде каких соединений они находятся в природе?
3. Когда и кем были впервые открыты галогены?
4. Используя теорию МО, объясните, почему энергия диссоциации молекул F_2 относительно невелика. Как изменяется межъядерное расстояние и энергия связи в ряду от фтора к йоду и чем это объясняется?
5. Как изменяется агрегатное состояние и цвет галогенов в этом ряду галогенов?
6. Как изменяется окислительно-восстановительная активность в ряду галогенов? Чем объясняется особо высокая активность фтора?
7. Как изменяется структура, длина и энергия связи в ряду от HF к HI , и чем это объясняется? Как меняется в этом ряду сила кислот?
8. Как изменяется восстановительная активность в ряду от HF к HI и чем это объясняется?
9. Как взаимодействуют галогены с водой, каковы закономерности данного взаимодействия? Чем отличаются реакции взаимодействия фтора с водой и щелочами от подобных реакции с другими галогенами. Одинаковы ли продукты реакций взаимодействия хлора, брома, йода с холодными и горячими растворами щелочей?
10. Как зависит устойчивость оксокислот и их солей от структуры? Сравните силу оксокислот, их окислительную активность. Приведите уравнения реакций.
11. Распространение кислорода и халькогенов в природе, минералы их содержащие. Открытие элементов.

12. Положение халькогенов в периодической системе. Структура их атомов. Закономерности в изменении размеров атомов, ионов, энергии ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности.
13. Способы получения простых веществ халькогенов. Закономерности в изменении агрегатного состояния вещества, структуры простых веществ. Как изменяется энергия связи в молекулах и ионах и характер распределения электронов в них?
14. Как изменяется заряд на атоме кислорода и природа химической связи оксидов II и III периодов? Какие параметры оксидов позволяют разделить их на кислотные, основные и амфотерные?
15. Как изменяются физические свойства от кислорода к полонию, чем определяется характер такого изменения? Определите изменение окислительно-восстановительной активности при переходе от кислорода к полонию.
16. Структура водородных соединений. Особые свойства воды. Халькогеноводородные кислоты. Изменение силы кислот и восстановительной активности с увеличением порядкового номера халькогенов. Как изменяются физические свойства этих соединений? Способы получения халькогеноводородов.
17. Кислородные соединения халькогенов. Изменение структуры оксидов с увеличением степени окисления. Растворимость оксидов в воде. Кислородсодержащие кислоты. Изменение их окислительно-восстановительной функции. Тиосерная, надсерная кислоты. Растворимость солей этих кислот в воде. Особые свойства серной кислоты. Олеум. Изменение основности кислот от серы к теллуру.
18. Значение халькогенов и их соединений, их роль в живом организме.
19. Определить электронную структуру элементов V A группы. Как она меняется? Особенности электронной структуры каждого элемента.
20. Как изменяется структура, агрегатное состояние и реакционная способность простых веществ V A группы?
21. Особенности структуры водородных соединений, их кислотно-основная и окислительно-восстановительная функции. Как изменяются эти параметры в группе? Чем объясняется такое изменение? Азотистоводородная кислота, ее соли. Особенности структуры, свойства, устойчивость, растворимость солей аммония, фосфония.
22. Галогениды. Особенности их структуры, свойств, реакционной способности, растворимости, окислительно-восстановительной активности.
23. Особенности структуры и свойств оксидов, кислородсодержащих кислот, их окислительно-восстановительная функция. Основания, образуемые элементами V группы. Изменение окислительно-восстановительной функции этих элементов в высшем валентном состоянии кислотообразователя.
24. Роль элементов V группы и их соединений в природе.

Тема «Элементы IV A, III A групп»

1. Рассмотрите электронные конфигурации атомов p- элементов IVA группы. Как изменяются атомные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону с увеличением порядкового номера элемента?
2. Каковы степени окисления элементов IVA группы? Как изменяется устойчивость соединений с различной степенью окисления с увеличением порядкового номера элемента?
3. Распространение элементов в природе. Способы получения простых веществ.
4. Дайте характеристику простым веществам элементов IVA группы. Покажите структуры различных модификаций. Объясните различие физических свойств, имеющих модификаций простых веществ p- элементов IV группы.
5. Покажите влияние структуры простых веществ на химическую активность. Приведите уравнения реакций.

6. Рассмотрите структуру дигалогенидов и тетрагалогенидов элементов IVA группы. Как изменяются физические и химические свойства данных соединений?
7. Водородные соединения элементов IVA группы. Их структура, изменение характера связей, термоустойчивость, окислительно-восстановительная активность, характеристика физических и химических свойств.
8. Особенности структуры и свойств оксидов элементов подгруппы углерода в II- и IV-валентном состоянии. Их устойчивость, окислительно-восстановительные свойства, кислотно-основная функция.
9. Кислородсодержащие кислоты p-элементов IV группы. Их структура, устойчивость, окислительно-восстановительные свойства, кислотно-основные свойства.
10. Особенности структуры и свойства солей кислородсодержащих кислот, изменение растворимости, термоустойчивости, окислительно-восстановительной активности.
11. Роль элементов IVA группы в природе. Их применение.
12. Каковы электронные конфигурации атомов элементов III-A группы и валентные состояния из них вытекающие? Как изменяются значения атомных радиусов, потенциалов ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности? Какие гибридные состояния валентных орбиталей характерны для элементов данного ряда?
13. Как изменяется характер связей в соединениях бора, алюминия, галлия, индия и таллия?
14. Сравните распространенность и формы нахождения данных элементов в природе.
15. Какие простые вещества могут быть взяты в качестве восстановителей для получения бора, алюминия, галлия, индия, таллия? Каковы условия протекания данных реакций? Целесообразно ли получение алюминия из оксида химическим способом?
16. Какими способами получают бор особой чистоты? Можно ли таким же образом получать алюминий, галлий, индий, таллий?
17. Сравните химические свойства простых веществ, отметьте сходство и различия.
18. Как изменяется поляризующее действие ионов в ряду от бора к таллию и способность их к гидратации в водном растворе? Почему бор в растворах не образует катионов?
19. Гидриды бора. Определите степень окисления бора в диборане, геометрическую модель молекулы. Как объясняется образование мостиковых связей B-H-B в диборане по методу МО в трехцентровом приближении? Сравните физические и химические свойства гидридов рассматриваемых элементов. Комплексные гидриды.
20. Дайте сравнительную характеристику оксидов бора, алюминия, галлия, индия, таллия. В чем особенности строения оксида алюминия?
21. Оксокислоты бора. Как борная кислота ионизирует в воде? Какова сила этой кислоты? Что образуется при нагревании ортоборной кислоты? Проявляет ли борная кислота и основные свойства, приведите доказательства этому. Полиборные кислоты и их соли. Почему раствор буры имеет щелочную реакцию. Пербораты. Гидроксид алюминия. Как можно объяснить его амфотерность? Каков характер изменения кислотно-основных свойств от гидроксида алюминия к гидроксиду таллия (III)?
22. Галогениды. Акцепторные свойства атомов бора, алюминия в молекулах тригалогенидов. Охарактеризуйте свойства тетрафтороборной кислоты и тетрафтороборатов. Как изменяются структура и свойства галогенидов элементов III-A группы в зависимости от природы центрального атома и структуры атома галогена?

Тема «Элементы IA-IIA группы»

1. Почему щелочные металлы мягкие, легко летучие; как изменяется прочность у металлов II группы. Сравните температуры плавления и кипения щелочных и щелочноземельных металлов, в чем причина различия.
2. Какие соседние элементы в рядах щелочных и щелочноземельных металлов должны проявлять наибольшую близость в свойствах, почему? Где они распространены в природе, как их получить?

3. Как изменяются радиусы, энергии ионизации, электродные потенциалы, типы кристаллических решеток у элементов I и II группы?
4. Как изменяются радиусы, энергии ионизации, электродные потенциалы, химическая активность элементов I и II группы по отношению к O_2 ; F_2 ; Cl_2 ; N_2 ; S ; H_2O , кислотам и щелочам? Определите ΔH°_{298} ; ΔS ; ΔG образования пероксидов.
5. Что происходит при сгорании простых веществ металлов I и II группы? Чем обеспечена разность в их поведении?
6. Как отделить радий от элементов, сопутствующих ему в урановой руде?
7. Как изменяется растворимость солей элементов I и II группы, с чем связано их поведение? Свяжите это с энергией кристаллической структуры и энергией гидратации нерастворимых солей элементов I группы.
8. Каковы свойства гидроксидов элементов II и I группы, сравните степени их диссоциации, растворимость в полярных и неполярных растворителях. Какой водный раствор: $LiCl$; KCl ; $BaCl_2$; $BeCl_2$ имеет более высокие значения pH?
9. Каковы температуры распада карбонатов, нитратов элементов I и II группы? Как изменяется устойчивость соединений в группах?
10. Как изменяются кислотно-основные свойства галогенидов элементов I и II группы с возрастанием порядкового номера элементов?
11. Сравните растворимость карбонатов и гидрокарбонатов этих элементов. Жесткость воды и способы её устранения.
12. Почему температура разложения $LiBrO_4$ ($200^\circ C$), $NaBrO_4$ ($230^\circ C$), $KBrO_4$ ($275^\circ C$), $RbBrO_4$ ($290^\circ C$) повышается?
13. Какова способность к комплексообразованию у элементов I и II группы? Какова устойчивость комплексных ионов? Внутрикомплексные ионы. Г гидратированные ионы, их устойчивость.

Тема «Элементы IIIB, IVB, VB групп»

1. Каковы особенности электронной структуры Sc, Y, La, Ac, лантаноидов и актиноидов. Какие валентные состояния они проявляют. В чем причина различных степеней окисления. Объясните положение и этих элементов в периодической системе.
2. Как изменяются радиусы, потенциалы ионизации, кристаллические структуры веществ с ростом заряда ядра
3. Какова распространенность этих элементов в природе. Почему европий встречается в минералах кальция?
4. Какова реакционная способность этих элементов, какие ионы образуются в водных растворах, в кристаллических структурах.
5. Особенности структуры и свойств галогенидов, оксидов, нитридов, карбидов, гидридов, оксисолей. Как их можно получить в виде гидратов. Можно ли получить безводные соли.
6. Сравните, какой ион Al^{3+} , Sc^{3+} , Y^{3+} , La^{3+} обладает в большей степени кислотными свойствами? Почему? Напишите уравнение реакции.
7. Покажите, что оксиды и гидрооксиды лантаноидов (III) по проявлению основных свойств уступают лишь щелочным и щелочноземельным металлам.
8. Чем можно объяснить близость радиусов циркония и гафния и отличие от титана. Как изменяются потенциалы ионизации в ряду Ti-Zr-Hf? Каковы степени окисления Ti, Zr, Hf в соединениях этих элементов. Какие состояния наиболее устойчивы?

9. Какова структура простых веществ Ti, Zr, Hf? Как изменяется температура плавления и кипения в этом ряду? А так же энтальпия атомизации и энергия связи в их кристаллической структуре.
10. Каковы механические свойства титана, циркония и гафния? Их устойчивость на воздухе и возможности использования в технике.
11. Охарактеризовать устойчивость оксидов элементов 4-й группы главной и побочной подгруппы, объяснить причину закономерного изменения свойств оксидов титана, циркония и гафния.
12. Охарактеризовать кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов Ti, Zr, Hf (IV) при взаимодействии с $K_2S_2O_7$ и K_2CO_3 .
13. Возможно ли образование соединений типа $Ti(SO_4)_2$, $Ti(NO_3)_4$, $Zr(NO_3)_4$, $Hf(NO_3)_4$.
14. Почему Ti, Zr, Hf при обычной температуре не взаимодействуют с водой и разбавленными кислотами, а в присутствии ионов F^- взаимодействуют с даже такими слабыми кислотами, как уксусная. Почему HF и $HF+HNO_3$ легче растворяют эти металлы?
15. Какие соединения титана, циркония и гафния окрашены? Почему?
16. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов титана, циркония и гафния? Каков тип связи?
17. Опишите структуры оксидов, галогенидов, комплексных соединений этих металлов.
18. Какова распространенность ванадия, ниобия и тантала в природе, почему Nb и Ta чаще всего встречаются в одних и тех же минералах? Как получить эти металлы.
19. Как изменяются значения энтальпий плавления и возгонки, температуры плавления и кипения, плотность в ряду металлов V - Nb - Ta. Почему?
20. Можно ли получить эти металлы металлотермически из их соединений. Каких? Почему не всегда можно применить углетермический метод для получения V - Nb - Ta.
21. Определите кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов V - Nb - Ta в возможных степенях окисления. Представьте уравнения реакций, показывающих окислительно-восстановительные свойства их соединений.
22. Каковы кислотно-основные свойства VO_2 . Его взаимодействие с H_2SO_4 , NaOH. Покажите гидролиз $V(NO_3)_4$.
23. Каковы оксиды, галогениды, оксогалогениды, комплексы V - Nb - Ta (V). Каковы их кислотно-основные свойства. Приведите примеры.
24. Каково строение пентагалогенидов V - Nb - Ta, их агрегатное состояние в обычных условиях, их химическая активность, устойчивость, кислотно-основной характер.
25. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду:

$VO - V_2O_3 - VO_2 - V_2O_5$

$V(OH)_2 - V(OH)_3 - VO(OH)_2 - HVO_3$

$VF_2 - VF_3 - VF_4 - VF_5$.

Тема «Элементы VI В, VII В групп»

1. Определите закономерности изменения атомных, ионных радиусов, потенциалов ионизации, энтальпий атомизации, температуры плавления и кипения Cr - Mo - W. Как изменяется устойчивость соединений, в которых эти элементы находятся в разных степенях окисления. Каковы причины этих изменений.
2. Какой из данных элементов больше распространен в природе, какие минералы более удобны для получения из них Cr - Mo - W. Каковы способы получения этих металлов, какой из них более термодинамически выгоден. Какое применение находят эти металлы, а также феррохром, ферромolibден, ферровольфрам.
3. Охарактеризуйте положение Cr - Mo - W в электрохимическом ряду напряжения металлов и предложите реагенты, которые можно использовать для растворения данных металлов, отметьте условия протекания реакций.
4. Какова структура карбониллов Cr - Mo - W и какое практическое значение они имеют.
5. Свойства оксидов и гидроксидов Cr - Mo - W в возможных степенях окисления. Покажите их структуру, связи, докажете свойства уравнениями реакций.
6. Объясните высокую восстановительную активность $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и сравните ее с активностью $[\text{Mo}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и $[\text{W}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.
7. Сравните структуру дигалогенидов Cr - Mo - W. В чем их различие?
8. Какая координация, тетраэдрическая или октаэдрическая, наиболее благоприятна для Cr - Mo - W (III) в их соединениях?
9. Составьте уравнения реакций получения различных комплексов Cr - Mo - W(III). Определите их строение, магнитные свойства, устойчивость и свойства.
10. Сравните способы получения оксидов Cr - Mo - W (III). Почему для получения оксида хрома (III) используют дихромат аммония, а не другие дихроматы или хроматы? Какова роль энтальпийного и энтропийного факторов протекания процессов термического разложения бихромата аммония и является ли он обратимым.
11. Как изменяется сила кислот в ряду H_2CrO_4 - H_2MoO_4 - H_2WO_4 .
12. Сравните устойчивость высшей степени окисления и окислительную активность соединений Cr - Mo - W.
13. Объясните тот факт, что в лабораторной практике, в качестве сильных окислителей чаще используют дихроматы, а не хроматы?
14. Каковы условия существования хроматов и дихроматов в растворе?
15. Как изменяются кислотно-основные свойства одновалентных соединений с повышением степени окисления хрома в рядах:
 - a) CrO - Cr_2O_3 - CrO_3
 - b) $\text{Cr}(\text{OH})_2$ - $\text{Cr}(\text{OH})_3$ - H_2CrO_4
 - c) CrF_2 - CrF_3 - CrF_6Выявите характер изменения этих свойств и для аналогичных соединений молибдена и вольфрама. Приведите примеры уравнений реакций.
16. Как можно растворить MoO_3 ; WO_3 ; CrO_3 . Чем объяснить происходящее.

17. На основании электронного строения атомов Mn - Tc - Re определите возможные валентные состояния элементов в образуемых ими соединениях; определите зависимость значений атомных радиусов, энергий ионизации, энергий сродства к электрону атомов от порядкового номера элемента, объясните близость атомных радиусов технеция и рения.
18. Объясните характер изменения энтальпии атомизации, температуры плавления и кипения металлов Mn - Tc - Re.
19. Как изменяется химическая активность в ряду Mn - Tc - Re. Каково их поведение при взаимодействии с распространенными в лаборатории реактивами. Соотнесите сделанные вами выводы о химической активности данных металлов с положением их в электрохимическом ряду напряжений.
20. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов Mn - Tc - Re (II). Какие комплексы - катионные аквакомплексы или анионные гидрокомплексы - более характерны в водном растворе Mn - Tc - Re (II).
21. Опишите структуры и сравните устойчивость F^- - Cl^- - CN^- - комплексов Mn (II).
22. Охарактеризуйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные диоксидов и тетрагалогенидов Mn - Tc - Re. Сравните устойчивость одноатомных соединений Mn - Tc - Re(IV).
23. Опишите структуру и сравните устойчивость одноядерных комплексов Mn - Tc-Re (IV). Приведите примеры комплексных соединений, образуемых Mn - Tc - Re (IV).
24. Сравните температуру плавления TcO_3 и ReO_3 , а также TcO_3 и TcF_6 ; ReO_3 и ReF_6 . Дайте объяснения.
25. Дайте характеристику кислотно-основных свойств двух- и трехэлементных соединений ЭСУТ). Сравните устойчивость этих соединений. Объясните, почему для марганца (VII) нехарактерно образование бинарных соединений и в каких соединениях марганца степень окисления +6 несколько стабилизируется. Какие анионные комплексы образуют Mn - Tc - Re(VI).
26. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства иона MnO_4^- и определите условия протекания реакций: окисления и восстановления.
27. Какое строение имеют оксиды Mn - Tc - Re (VII)? О повышении или понижении устойчивости однотипных соединений в ряду Mn - Tc - Re(VII) свидетельствует характер изменения энтальпии и энергии Гиббса образования этих соединений, а также их температур плавления.
28. Каковы кислотно-основные свойства бинарных соединений Э(УП)? Какие анионные комплексы соответствуют Mn - Tc - Re (VII)?
29. Объясните изменение устойчивости в ряду $KMnO_4$ - $KTcO_4$ - $KReO_4$ (Используйте значения температур плавления и разложения данных соединений). Какое соединение характеризуется большей устойчивостью $KMnO_4$ и $KMnO_4$. Почему?
30. Как изменяются кислотно-основные свойства однотипных соединений с повышением степени окисления марганца в ряду:
 - а) MnO - Mn_2O_3 - MnO_2 - MnO_3 - Mn_2O_7 ,
 - б) $Mn(OH)_2$ - $Mn(OH)_3$ - $Mn(OH)_4$ - H_2MnO_4 - $HMnO_4$.

Аналогичные рассуждения проведите для соединений технеция и рения.
31. Обсудите характер изменения в ряду Mn_2O_7 - CrO_3 - V_2O_5 - TiO_2 :

а) температуры плавления, б) растворимости в воде, в) кислотно-основные свойства, г) окислительная активность.

Дайте объяснения найденным закономерностям.

Тема «Элементы VIII В группы»

1. Проанализируйте и объясните характер изменения атомных и ионных радиусов, энергии ионизации в зависимости от порядкового номера элемента в рядах Fe - Ru - Os; Co - Rh - Ir; Ni - Pd - Pt.
2. Какова общая закономерность изменения типичных степеней окисления в подгруппах элементов? Какие степени окисления наиболее характерны для Fe - Ru - Os; Co - Rh - Ir; Ni - Pd - Pt.
3. Объясните изменения энтальпии атомизации, температуры плавления и кипения в рядах Fe - Ru - Os; Co - Rh - Ir; Ni - Pd - Pt.
4. Как изменяется значение электродного потенциала $\mathcal{E}^{2+}/\mathcal{E}$ при переходе от железа к осмию, от кобальта к иридию и от никеля к платине.
5. Сравните распространенность металлов VIII группы в периоде, способы их получения; какое применение они находят.
6. Какие реагенты можно использовать для растворения металлов подгрупп железа, кобальта, никеля. При каких условиях протекают эти реакции.
7. Обладают ли металлы семейства железа одинаковой коррозионной устойчивостью на воздухе.
8. При каких условиях получается карбонил железа? Как теория Сиджвика определяет его формулу. Дайте характеристику комплексу.
9. В одинаковой ли степени выражены основные свойства оксида и гидроксида железа (II, III). Чем это объясняется, как влияет на степень гидролиза солей?
10. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства соединений железа (II).
11. Как изменяются значения $t_{\text{пл}}$ галогенидов железа (II) и чем объясняется их резкое отличие.
12. Сравните структуру и устойчивость различных комплексов железа (II).
13. Каковы кислотно-основные свойства гидроксида железа (III). В какой форме ионы Fe (III) существуют в кислом и сильнощелочном растворе. Какой состав имеет гидроксид железа (III).
14. Приведите электронную конфигурацию и сравните устойчивость комплексов железа (III). К какому типу соединений относятся гексацианоферраты (III) d-элементов и какова их растворимость.
15. Как влияет на окислительно-восстановительные свойства комплексов железа (II, III) природа лигандов.
16. В каких соединениях железо, рутений и осмий имеют степень окисления +6? Опишите структуру этих анионов. Охарактеризуйте их окислительно-восстановительную активность и сравните окислительные свойства оксоферратов и оксоманганатов.

17. Опишите электронную конфигурацию молекулы ЭО_4 . Какова роль π -связывания в их стабилизации.
18. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства тетраоксидов рутения и осмия.
19. Приведите примеры соединений кобальта (0), родия (0) и иридия (0). Каково их строение и свойства?
20. Опишите строение оксида, гидроксида и галогенидов кобальта (II). Почему температуры плавления дифторида и дихлорида кобальта резко различаются? Охарактеризуйте кислотно-основные свойства перечисленных соединений.
21. Какие координационные числа наиболее характерны для кобальта /II/. Охарактеризуйте магнитные свойства и сравните устойчивость аква-, аммино-, фторо- и хлоро-комплексов Co (II) .
22. Объясните изменение окраски кристаллогидратов Co (II) при нагревании или под действием водоотнимающих средств.
23. Какова термодинамическая вероятность окисления Co(OH)_2 до Co(OH)_3 кислородом?
24. Объясните особую склонность Co (III) к образованию комплексных соединений. Сравните устойчивость амминокомплекса и этилендиамминокомплекса Co (III) . В чем основная причина различия устойчивости этих комплексов?
25. Следующие лиганды: гидроксогруппа, аминогруппа, цианогруппа, расположите в порядке увеличения стабилизации степени окисления кобальта +3.
26. Сравните устойчивость аква- и амминокомплексов кобальта (II) и (III). Какой из них проявляет в наибольшей степени окислительные свойства, какой - восстановительные?
27. Какие комплексные соединения характерны для родия и иридия в трехвалентном состоянии?
28. Опишите структуру оксида, гидроксида и галогенидов иридия (IV). Как последние взаимодействуют с водой?
29. В каких соединениях проявляется степень окисления +6 у иридия и родия. Объясните низкие температуры плавления и кипения этих соединений, охарактеризуйте их окислительно-восстановительные свойства.
30. Опишите строение оксидов и галогенидов металлов подгруппы никеля в двухвалентном состоянии.
31. Сравните структуру, магнитные свойства и устойчивость комплексов никеля (II), палладия (II) и платины (II).
32. Как изменяется способность окисляться в ряду $\text{Ni(OH)}_2\text{-Co(OH)}_2\text{-Fe(OH)}_2$. Будет ли Ni(OH)_2 окисляться на воздухе?
33. В чем заключается принцип транс-влияния, установленный И.И. Черняевым?
34. Какова электронная конфигурация ионов Э^{4+} и какое координационное число характерно для палладия (IV) и платины (IV)?

Тема «Элементы I B, II B групп»

1. Какова зависимость атомного и ионного радиусов, энергии ионизации элементов подгруппы меди от порядкового номера? Какие степени окисления проявляют медь, серебро и золото? Какова устойчивость соединений, образуемых данными металлами в различных степенях окисления? Сравните атомные свойства элементов главной и побочной подгрупп.
2. Сравните распространенность d-элементов в природе. Опишите возможные способы получения меди, серебра и золота. Где находят они свое применение?
3. Сравните значения стандартных электродных потенциалов металлов подгруппы меди и щелочных металлов, а также их химическую активность. Почему она резко различна? Какие реагенты можно использовать для растворения меди, серебра и золота?
4. По значениям ΔG соответствующих соединений сравните химическую активность меди, серебра и золота по отношению к хлору и кислороду.
5. Опишите структуру октаэдрических комплексов двухвалентной меди. Чем объяснить наличие в их структуре тетрагонального искажения? Какая взаимосвязь существует между электронной конфигурацией комплекса и его пространственной структурой?
6. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксида и гидроксида двухвалентной меди.
7. Сравните произведения растворимости галогенидов ЭHal данных d-элементов. Как объяснить различия в растворимости галогенидов?
8. Объясните различие устойчивости комплексных ионов ЭCl_2 , ЭBr_2 , ЭI_2 данного комплексообразователя.
9. Охарактеризуйте устойчивость и кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов ЭОН и $\text{Э}_2\text{O}$. Сравните устойчивость оксидов Cu_2O , CuO и Ag_2O .
10. Сделайте вывод о термической устойчивости ЭHal и $\text{Э}_2\text{O}$ на основании ΔG этих соединений.
11. Опишите структуру и сравните устойчивость аммино- и цианок комплексов одновалентного серебра.
12. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства соединений двух- и одновалентной меди, одновалентного серебра.
13. Объясните тот факт, что комплексы Au (III) диамагнитны и имеют плоскочетырёхугольное строение. Сравните структуру хлорокомплексов золота (III) и платины (III).
14. Каковы кислотно-основные свойства бинарных соединений золота (III)?
15. На основе электронного строения элементов подгруппы цинка, дайте объяснение характеру изменения атомных и ионных радиусов и трёх первых энергий ионизации. Укажите характерные для них степени окисления.
16. Как изменяется химическая активность в ряду от цинка к ртути относительно водных растворов кислот и щелочей? Как влияет активность металла на состав продуктов восстановления кислот?
17. Как изменяется активность данных металлов по отношению к кислороду сере?
18. По значениям ΔG° оксидов цинка, кадмия и ртути (II) сравните их термическую устойчивость. Каков характер изменения кислотно-основных свойств данных оксидов?

19. Каковы способы получения оксидов цинка, кадмия и ртути (II)?
20. Сравните устойчивость нитратов цинка, кадмия и ртути (II). Что образуется в результате термического разложения этих нитратов?
21. Опишите структуру и пространственную конфигурацию различных комплексов цинка, кадмия и ртути (II). Как изменяется устойчивость хлоро- и иодокомплексов в ряду цинк - кадмий - ртуть (II)?
22. Какие свойства гидроксидов цинка и кадмия позволяют сделать вывод об относительной величине степени гидролиза их солей?
23. Сравните устойчивость аммино- и цианокомплексов кадмия (II).
24. Какие орбитали атомов участвуют в образовании химической связи в Hg_2^{2+}
 Cd_2^{2+} ? Какой из данных ионов более устойчив и почему? Как диспропорционирует ион Hg_2^{2+} ? Какие свойства - окислительные или восстановительные - проявляют соединения Hg_2^{2+} ?
25. Как относятся к нагреванию оксиды ртути (II) и (I)?
26. Какие соединения ртути называют сулемой, каломелью, киноварью? Каковы окислительно-восстановительные возможности каломели?

Примерный комплект заданий для контрольных работ

Часть 1. Химия

Тема: «Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений»

Вариант №1

1. Определите эквиваленты элементов в их оксидах: Rb_2O , MgO , Cr_2O_3 , SO_3 .
2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow[1200^\circ \text{C}]{\text{SiO}_2 + \text{C}} \text{A} \xrightarrow[t^\circ \text{C}]{\text{Ca}} \text{B} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{C} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{D} \xrightarrow{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \text{E}$$
3. Напишите графические формулы соединений и дайте их названия: H_2O_2 , SnO_2 , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{NaNH}_2\text{AsO}_4$.
4. Какой объем кислорода следует добавить к 1 м^3 воздуха (21% O_2), чтобы содержание в нем кислорода повысилось до 25%.
5. Напишите формулы солей, соответствующих следующим двойным оксидам: Pb_2O_3 и Pb_3O_4 . Назовите их.

Вариант №2

1. Определите эквивалентные массы соединений: Fe_2O_3 , KH_2PO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2SiO_3 .
2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:

$$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \longrightarrow \text{X}_1 \longrightarrow \text{FeCl}_2 \longrightarrow \text{X}_2 \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \longleftarrow \text{X}_3 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$
3. Составьте формулы (эмпирические графические) всех возможных солей образованных гидроксидом магния и хромовой кислотой. Дайте названия солям.

4. При термическом разложении оксида марганца (IV), взятого массой 0,435г, выделился кислород и образовался другой оксид марганца массой 0,382г. Какова формула этого оксида?
5. Что называют эквивалентом вещества? При каком условии эквивалент идентичен самой частице вещества?

Тема: «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

Вариант №1

1. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности.
2. Для скольких АО сумма $n+l=8$? Есть ли такие орбитали у элементов периодической системы? Атомы, каких элементов имеют наибольшее значение суммы $n+l$?
3. Напишите электронно-графические формулы: Cr, Cl^{+5} , Te^{-2} , Tb.
4. Напишите электронные формулы еще неоткрытых элементов №108, №113 и укажите, какое место они займут в периодической системе.
5. Скорость движения электрона по первой боровской орбите равна 2187 км/с. Если погрешность в определении скорости равна 1 км/с, то какой будет при этом погрешность в определении координаты? Сравните ее со значением радиуса орбиты.
6. Поясните причину различия в величинах ионных радиусов для изоэлектронных ионов; $1,33(F^-)$; $1,36(O^{2-})$; $0,98(Na^+)$; $0,74(Mg^{2+})$; $0,57(Al^{3+})$
7. Объясните особо низкую устойчивость соединений р-элементов 6-периода в высшей С.О.
- 8.

Вариант №2

1. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
2. Укажите значение квантовых чисел для внешних электронов в атомах элементов с порядковым номером 11, 14, 20, 23, 33.
3. Напишите электронно-графические формулы: Pd, Zr^{+2} , S^{-2} .
4. На основании учения о строении атома объясните, почему энергетический s- подуровень включает одну орбиталь, p-подуровень - три, d-подуровень - пять и f- подуровень - семь. Укажите max число электронов на этих подуровнях.
5. Чему равна дебройлевская длина волны электрона, движущегося со скоростью: а) $6 \cdot 10^6$ м/с; б) 2187 км/с?
6. Энергия ионизации при последовательном отрыве электрона от атомов Mg составляет: $E_1=733$, $E_2=1447$ и $E_3=7718$ кДж/моль. Чем объяснить резкое возрастание E_3 ?
7. Какую структуру должен иметь восьмой период? Повторяет ли он полностью седьмой период?

Тема: «Химическая связь»

Вариант №1

1. Чем объяснить невозможность образования 100% ионной связи и чему примерно равна доля ковалентности в наиболее ионных бинарных соединениях?

2. Установите пространственную структуру следующих молекул и ионов, определив орбитали центрального атома и их тип гибридизации: NF_3 , NO_2^- , PH_3 , PO_4^{3-} .
3. Как должны меняться значения моментов диполей молекул в ряду: а) ClF - BrF - IF ; б) NH_3 - PH_3 - AsH_3 ?
4. Поляризуемость какого из ионов больше: F^- или Br^- , S^{2-} или Te^{2-} , Cl^- или I^- ? Объясните причину.
5. Тпл. для NaF =997°C, MgF_2 =1398°C, AlF_3 =1040°C, SiF_4 =-90°C, PF_5 =-94°C, SF_6 =-56°C. Объяснить наблюдаемую зависимость. Объяснить резкое различие Тпл. AlF_3 и SiF_4 считая, что полярность связи равномерно уменьшается от NaF к SF_6 .
6. Чем объяснить значительно более высокие Тпл. и Тк. воды и плавиковой кислоты по сравнению с теми, которые должны соответствовать их молярным массам?
7. Электрический момент диполя молекулы H_2S равен $0,31 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, а H_2Se - $0,08 \cdot 10^{-29}$ Кл·м. Определите, как относятся длины диполей обеих молекул.

Вариант №2

1. Почему при наличии одной связи между атомами она может быть только σ -связью? При каких условиях образуется π - и δ -связи?
2. Сколько связей у атома серы в молекуле SO_2Cl_2 , у углерода в молекуле COCl_2 ; как это согласуется с типом гибридизации?
3. Какая молекула может существовать и почему? ClF_3 , FCl_3 , BrI_3 , IBr_3 .
4. Как изменяется поляризующее действие ионов s-элементов второй группы от Mg к Ba и почему это приводит к повышению термической устойчивости их карбонатов в той же последовательности?
5. Тк. HF =293K, HCl =188K, HBr =206K, HI =238K. Объясните причины изменения этой величины.
6. Какое соединение более термически устойчиво? PbCO_3 или CaCO_3 ; PbCl_4 или PbBr_4 .
7. Рассчитайте эффективный радиус иона Na в кристалле NaF , если константа решетки его равна $2,31 \cdot 10^{-10}$ м, радиус иона F^- равен $1,33 \cdot 10^{-10}$ м.

Тема: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Энергетика и направленность химических процессов»

Вариант №1

1. Дихромат аммония при нагревании разлагается по реакции:

$$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{т}) = \text{N}_2\uparrow(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{т}) \quad \Delta H^\circ_{\text{р}} = -503 \text{ кДж}$$
 Сколько энергии выделилось при разложении некоторой порции дихромата аммония, если масса твердого остатка на 10г меньше массы исходного вещества.
2. Энтальпия образования $\text{H}_2\text{O}_2(\text{г})$ из простых веществ равна - 136,1 кДж/моль, энтальпия диссоциации газообразных водорода и кислорода соответственно равны 432, 490 кДж/моль. Вычислите энергию связи О-Н в пероксиде водорода, приняв энергию связи О-О равной - 138,07 кДж/моль.
3. Определите ΔH°_{298} и ΔU системы: $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$

- При температуре 100°C скорость одной реакции в 2 раза больше скорости второй. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен - 2, второй - 4. При какой температуре скорости обеих реакций выравниваются?
- Как изменится давление в системе первоначально содержащей HBr и O₂, если к моменту наступления равновесия: $4\text{HBr}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Br}_2(\text{г})$ прореагировало 10% исходного количества кислорода, а равновесные концентрации $[\text{HBr}] = 0,6$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,36$ моль/л?
- Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B₂ в системе:

$$2\text{A}_2(\text{г}) + \text{B}_2(\text{г}) = 2\text{A}_2\text{B}(\text{г})$$
 Чтобы при уменьшении концентрации вещества A₂ в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?
- Для некоторой реакции $\Delta G^\circ > 0$. Какие из приведенных утверждений правильны:
 - $k > 1$;
 - $k < 1$;
 - в равновесной смеси преобладают продукты реакции;
 - в равновесной смеси преобладают исходные вещества?

Вариант №2

- При восстановлении 80г оксида железа(3) алюминием выделится 426,3 кДж тепла. При сгорании 5,4 г металлического алюминия выделится 167,3 кДж тепла. На основании этих данных, используя закон Гесса, вычислите энергетический эффект при образовании 1 моль оксида железа(3).
- $\Delta H^\circ_{\text{обр}}$ MgO(к) и CO₂(г) соответственно равны - 601,8 и -393,5 кДж/моль. Теплота разложения MgCO₃ на MgO и CO₂ $\Delta H = 100,7$ кДж/моль. Используя эти данные, найдите теплоту образования MgCO₃ из элементов.
- Вычислить температурный коэффициент скорости реакции, если константа скорости ее при 100°C составляет $6 \cdot 10^{-7}$, а при 150°C $-7,2 \cdot 10^{-2}$.
- Для того чтобы увеличить в 216 и 256 раз скорость реакции синтеза NH₃, во сколько раз надо повысить в первом случае концентрацию H₂, а во втором давление? Как изменится скорость реакции при увеличении давления в 10 раз?
- Система $\text{C}(\text{графит}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г})$ $\Delta H^\circ = 172,5$ кДж
 Находится в равновесии. Указать: а) как изменится содержание CO в системе при повышении t и при неизменном давлении? С увеличением давления при неизменной температуре? б) Изменится ли k и r при повышении общего давления и неизменной t ? При увеличении t ? При введении в систему катализатора? Ответ обосновать.
- Химическое равновесие реакции $\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) = \text{C}(\text{г}) + \text{D}(\text{г})$

Установить при следующих концентрациях: (A) = 6 моль/л, (B) = 2 моль/л, (C) = 4 моль/л, (D) = 3 моль/л. В равновесную систему добавили 4 моль/л вещества B. Вычислить новые равновесные концентрации веществ.

Тема: «Растворы. Теория электролитической диссоциации»

Вариант №1

- Раствор содержит 0,1 моль CaCl₂ и 0,1 моль AlCl₃ в 2 л раствора. Какова молярная концентрация иона Cl⁻ в растворе?
- $\text{pH } 1 \cdot 10^{-3}$ Н раствора слабого однокислотного основания равен 9. Вычислите константу диссоциации основания.
- Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации pH больше или меньше. Ответ обоснуйте исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов: K₂Se и K₂Te; Na₃PO₄ и Na₂HPO₄.

4. Найдите степень гидролиза солей и значение pH для их растворов концентрации 0,1 моль/л: NH_4Br , KClO , HCOONa .
5. ПРА $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, при 25°C равно $2 \cdot 10^{-7}$. Выпадает ли осадок $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при смешивании равных объемов 0,05 н растворов AgNO_3 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? Степень диссоциации этих электролитов равна 90%.
6. Вычислить α и (H^+) в 0,3 М растворе уксусной кислоты ($K=1,8 \cdot 10^{-5}$). Какие значения примут эти величины после добавления к 1 л раствора кислоты 0,2 моль CH_3COONa ? Коэффициент активности ионов $f(\text{CH}_3\text{COO}^-)=0,7$.
7. Сравнить растворимость PbCl_2 и PbI_2 , $\text{Be}(\text{OH})_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Ответ обоснуйте исходя из поляризационных представлений.

Вариант №2

1. Раствор содержит 0,1 моль - эквивалентов $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ в 200 мл раствора. Какова молярная концентрация ионов NH_4^+ в растворе?
2. Вычислите pH 0,001 н раствора серной кислоты.
3. Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации pH больше или меньше. Ответ обоснуйте исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов: NaHCO_3 и Na_2ClO_3 ; NaClO_4 и NaClO .
4. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определение. Какую из них и почему называют постоянной величиной?
5. Найдите степень гидролиза NaIO_3 и NaIO в растворах концентрации 0,1 моль/л. Из полученных данных сделайте вывод о сравнительной силе кислот, образовавших эти соли. $K_d(\text{HIO}_3)=1,6 \cdot 10^{-1}$; $K_d(\text{HIO})=2,3 \cdot 10^{-11}$.
6. Выпадает ли BaSO_4 при добавлении раствора серной кислоты объемом 100 мл при концентрации 0,2 моль/л. к раствору BaCl_2 того же объема, если молярная концентрация эквивалента этого раствора равна 0,2 моль/л.? Будет ли добавленное количество серной кислоты эквивалентным или избыточным?
7. Сколько моль NH_4Cl следует добавить к 1 л 0,1 М раствора NH_4OH ($K=1,8 \cdot 10^{-5}$) для того, чтобы концентрация ионов OH^- стала численно равна K_d ? Условно примем $f(\text{NH}_4^+)=1$.

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы» Вариант №1

1. Закончить составление уравнения реакции и подобрать коэффициенты простейшим способом: $\text{SO}_2 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \dots$
2. Напишите уравнения реакций и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом: $\text{MnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$; $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CaOCl} \rightarrow$
3. Составить в молекулярной форме уравнение реакции: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{O}_2$
4. Чему равна молярная масса эквивалента перманганата калия как окислителя, если это вещество в процессе реакции восстанавливается: а) до сульфата марганца (II) б) до диоксида марганца в) до манганата калия K_2MnO_4 ?
5. Будет ли работать гальванический элемент, состоящий из водородных электродов, погруженных в 1 и 0,1 н растворы KOH при 25°C, если кажущаяся степень диссоциации растворов KOH соответственно равны 77 и 91%?

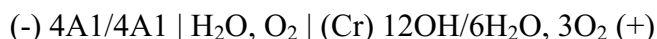
6. Гальванический элемент



образовавшейся при коррозии хрома, опасного со свинцом, дает ток силой 6А. Какая масса хрома окислится и сколько литров водорода выделится за 55с работы этого элемента?

Вариант №2

1. Закончить составление уравнения реакции и подобрать коэффициенты простейшим способом: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \dots$
2. Напишите уравнения реакций и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$; $\text{HNO}_3 + \text{FeS}_2 \rightarrow \dots$
3. Составить в молекулярной форме уравнение реакции: $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{I}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{I}^-$.
4. Какую массу алюминия можно окислить с помощью 0,1л 0,25н $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ по реакции $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
5. ЭДС гальванической цепи $(-)\text{Ag}/\text{AgNO}_3 \ 0,005\text{н} \ \mid \mid \text{Ag}/\text{x}$ $n/\alpha=85\%/\text{AgNO}_3(+)=0,085\text{В}$. Определите концентрацию электролита при положительном электроде, если коэффициенты активности иона серебра в растворах AgNO_3 при отрицательном и положительном электроде равны 0,945 и 0,750.
6. При работе гальванического элемента



образовавшегося при коррозии алюминия, который находится в контакте с хромом, за 1мин 20с его работы на хромовом катоде восстановилось 0,034л кислорода.

Определите, насколько уменьшилась при этом масса алюминиевого электрода и чему равна сила тока, протекшего по внешней цепи гальванического элемента.

Тема: «Комплексные соединения»

Вариант №1

1. Назвать комплексные соединения: $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{en})(\text{Cl}_2)]\text{Cl}$, $[\text{PtCl}_2][\text{AuCl}_4]$.
2. Написать формулы: а) тетрагидроиндат(III) индия⁺; б) хлорид броматетраамминхрома(III); в) триамминхлородинитрокобальт.
3. Можно ли осадить ионы Ni^{2+} из раствора $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ объемом 1л и $\text{C}=0,1$ моль/литр, содержащего 0,2 моль KCN ($\alpha=80\%$), если добавить 10^{-4} моль сульфида аммония? При какой мт концентрации сульфида аммония начнет выпадать осадок? ($\text{IP}(\text{NiS})=2 \cdot 10^{-28}$).
4. Определите тип гибридизации в следующих комплексах, а так же изобразите их геометрическую формулу: $[\text{AuCl}_4]^-$; $[\text{PtCl}_4]^-$. Чему равны их магнитные моменты?
5. Для осаждения хлорид-ионов, составляющих внешнюю сферу комплексного соединения, из 100мл 0,02м раствора соединения $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ потребовалось 20мл

0,2м раствора AgNO_3 . По результатам этого опыта составьте координационную формулу соединения и назовите его.

Вариант №2

1. Назвать комплексные соединения: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$, $[\text{Co}(\text{En})_3(\text{NO}_3)_3]$.
2. Написать формулы: а) амминпентацианоферрат(II) натрия; б) дигидроксотетрахлороплатинат (IV) аммония.
3. К 0,2м NiSO_4 добавили равный объем 2м NH_3 , вычислить $[\text{Ni}]^{2+}$, если считать что в растворе образуется комплексный ион $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$.

4. В комплексах $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$ и $[\text{Ni}(\text{CNS})_6]^{4-}$ лиганды обладают сильным полем. Составьте энергетическую схему образования связей (метод ВС) в этих комплексах и укажите магнитные свойства комплексов.
5. Определите координационное число (х): $[\text{Fe}^{\text{II}}\text{F}_x]^{-(x-2)}$; $[\text{Fe}^{\text{II}}\text{Cl}_x]^{-(x-2)}$.

Часть 2. Бионеорганическая химия

Тема «Элементы VIIA, VIA, VA групп»

Вариант №1

1. Экспериментально установлено, что KClO_4 разлагается около 400°C , HClO_4 и Cl_2O_7 при нагревании взрываются, разбавленные растворы HClO_4 вполне стабильны. Покажите структуру этих соединений. Как можно объяснить различие в их устойчивости?
2. Объяснить различный характер взаимодействия галогенидов щелочных металлов с H_2SO_4 (конц.). Написать уравнения реакций.
3. Закончите уравнения реакций. Расставьте коэффициенты ионноэлектронным методом.

а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	г) $\text{Se} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
б) $\text{CaOCl}_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	д) $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_5 \rightarrow$
в) $\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	е) $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
4. Сравните строение кристаллов кислорода, серы, селена, теллура и полония. Как изменяются температуры плавления и кипения в этом ряду? Чем это объясняется? Какие из перечисленных простых веществ относятся к диэлектрикам, а какие - к полупроводникам?
5. Постройте график зависимости от порядкового номера атомного радиуса, первой энергии ионизации и сродства к электрону для атомов р-элементов VI группы.
6. Опишите структуры оксидов р-элементов V группы в пятивалентном состоянии, связи, устойчивость, окислительно-восстановительные свойства и кислотную функцию.
7. Приведите примеры реакций, иллюстрирующие окислительные, восстановительные свойства, а также примеры диспропорционирования иона NO_2^- (покажите структуру аниона, связи, устойчивость).

Вариант №2

1. Изобразите электронные формулы строения молекул фтора, фтороводорода, фторида калия. Как образуется связь в молекулах этих веществ?
2. Составьте уравнения химических реакций, показывающие взаимодействие лития с хлором, порошка железа с хлором, взаимодействие хлора с водой и горячим раствором щелочи.
3. Закончите уравнения реакций и уравняйте ионно-электронным методом:

а) $\text{SeO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow$	г) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$
б) $\text{Al}_2\text{Se}_3 + \text{HCl}(\text{разб.}) \rightarrow$	д) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
в) $\text{KO}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$	
4. Вычислите массовую долю (%) KClO_3 , если 6,5 г раствора, реагируя с избытком KI в сернокислом растворе, образует 0,635 г йода.
5. Приведите примеры реакций, в которых сера играет роль соответственно окислителя и восстановителя. Объясните возможность их протекания, используя значения E° 298 полуреакций. Каковы условия, благоприятствующие реакции диспропорционирования неметаллов?

6. По уменьшению термической устойчивости безводные нитраты(^) располагаются в следующий ряд: нитраты щелочных металлов (575-675⁰С), нитраты щелочноземельных металлов(575-560⁰С), нитраты Со (II), Ni (II), Cu (II); Zn (II) (270-350⁰С), Be (125⁰С), Cr (III) (50⁰С), HNO₃ (на свету при обычных условиях). Как можно объяснить падение устойчивости в указанном ряду?

7. Опишите структуру NH₂OH и N₂, основные свойства, способность к ассоциации молекул, самоионизации, к взаимодействию с H₂O и кислотами, к проявлению окислительных и восстановительных свойств. Приведите уравнения реакций.

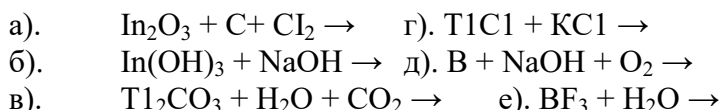
Тема «Элементы IVA - IIIA групп»

Вариант №1

1. В оксосоединениях бора (III) среднее межъядерное расстояние d_{BO} в треугольных структурах (BO₃) равно 0,136 нм, а в тетраэдрических (BO₄) - 0,148 нм. Как объяснить различие d_{BO} в структурных единицах (BO₃) и (BO₄)? Опишите строение молекулы H₃BO₃ и кристаллов борной кислоты. В чем особенности ионизации H₃BO₃ в водных растворах? Какова их сила?

2. Опишите строение тетрагалогенидов С. Как изменяются в ряду CF₄ - CCl₄ - CBr₄ - CI₄ d_{CHal}, Есвязи, S°298 , ΔG°298 , температуры плавления и кипения, термическая устойчивость. Какова химическая активность данных соединений? Уравнения реакций.

3. Закончите уравнения реакций:



4. Дайте характеристику простым веществам элементов IVA группы. Покажите изменения физических и химических свойств, температуры плавления и кипения, ΔH_{атом}.

5. Сравните ΔG°298 реакций взаимодействия Tl₂O и Tl₂O₃ с водой в расчете на 1 моль H₂O(ж.), как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов с повышением степени окисления?

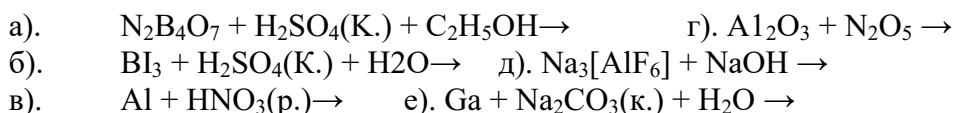
Вариант №2.

1. Чем объясняется большое разнообразие оксоборатов? Из каких структурных единиц построены ионы состава BO₂ кристаллов NaBO₂ и Ca(BO₂)₂ , если d_{BO-}

0.137 нм? Составьте структурную формулу триметаборат иона (кристалла NaBO₂) и полиметаборат-иона (кристалл Ca(BO₃)₂).

2. Приведите электронные конфигурации молекулы CN и ионов CN⁻ и CN⁺. Почему ион CN⁻ имеет большее межъядерное расстояние по сравнению с молекулой CN. Сравните значения энергии диссоциации и объясните характер их изменения в ряду CN⁻ - CN - CN⁺. Почему молекула CN имеет высокое значение сродства к электрону (3,7 эВ) и энергии ионизации (14,2 эВ).

3. Допишите уравнения реакций:



4. Охарактеризуйте соединения элементов IVA группы со степенью окисления +2. Каковы кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства данных соединений. Подтвердите уравнениями реакций.

5. Объясните резкое различие t пл. GaF₃ (1000⁰С) и GaCl₃ (78⁰С), InF₃ (1172 ⁰С) и InCl₃ (586⁰С). Опишите структуры соединений и характер связей.

Тема «Элементы IIIB, IVB, VB групп»

Вариант №1

1. Дайте сравнительную характеристику лантанидам и актинидам, какие элементы более реакционноспособны, какие оксиды и гидроксиды более устойчивы. Как изменяется их кислотно-основной характер.
2. Как изменяется устойчивость соединений Ti - Zr - Hf в связи с изменением степени окисления этих элементов? Почему?
3. Какие процессы возможны при растворении:
$$\text{HfCl}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$$
$$\text{TaCl}_5 + \text{KI} \rightarrow$$
$$\text{V}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$$
$$\text{Nb}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
4. Какие комплексы образуют V, Nb, Ta. Как изменяется их устойчивость?
5. Какая масса ванадата аммония с массовой долей примесей 25% потребуется для получения 9,1 г оксида ванадия (V)? Какой объем аммиака (н.у.) при этом выделится? Выход продукта реакции составляет 70%.

Вариант № 2

1. Какая соль ScCl_3 , Yd_3 , LaCl_3 , VCl_3 , TiCl_3 имеет больше pH в водном растворе? Почему? Напишите уравнения гидролиза.
2. Что произойдет при взаимодействии
3. $\text{Ta} + \text{HF} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
$$\text{Ti} + \text{HCl} \rightarrow$$
$$\text{ZrO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$$
$$\text{ZrO}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$$
4. Исходя из характерного координационного числа Ti (III), объясните строение TiF_3 , TiO_3 , TiBr_3 , TiI_3 , TiCl_3 . Почему при обычных условиях TiCl_3 — кристаллическое вещество, в то время как TiCl_4 — жидкость? Определите структуру, устойчивость, свойства галогенидов V, Nb, Ta.
5. Вычислите ΔG°_{298} реакции разложения $\text{NH}_4\text{VO}_3(\text{к})$ с образованием V_2O_5 и газообразных NH_3 и H_2O , если $\Delta H^\circ_{298} = 195,02$ кДж/моль V_2O_5 , $\Delta S^\circ_{298} = 423,86$ Дж/град моль V_2O_5 . Какой фактор - энтальпийный или энтропийный - определяет направление протекания процесса и почему? Какие условия необходимы для протекания процесса?

Тема «Элементы VIB - VIIB групп»

Вариант №1

1. Чем можно растворить хром, рений, при каких условиях? На чем основано их различие?
2. Какие вещества образуются при взаимодействии:
а) $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
б) $\text{ReO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
в) $\text{WO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
г) $\text{WO}_3 + \text{KF} (\text{изб}) \rightarrow$
3. Определить структуру комплексов $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$; $[\text{Mn}(\text{Cr})_6]^{4-}$; $[\text{WF}_8]^{2-}$. Какой из этих комплексов более устойчив?

4. Могут ли иметь отрицательную степень окисления Cr и Mn в своих соединениях; определить их структуру, устойчивость.

Вариант № 2

1. Можно ли получить металлы из Na_2WO_4 ; K_2MnO_4 ; K_2CrO_4 . Термодинамически обосновать.
2. Закончите уравнение реакций:
 - a) $\text{K}_2\text{CrO}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 - б) $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - в) $\text{MnO}_2 + \text{PBO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - г) $\text{KIO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
3. Определите структуру, координационные числа в соединениях: $\text{Na}_2[\text{MnS}_4]$; $\text{Na}_2[\text{MnO}_4]$; $\text{Na}_2[\text{WO}_4]$; $\text{Na}_3[\text{VO}_3\text{Cl}_3]$; $\text{Na}_2[\text{WF}_8]$. Какое соединение более устойчиво?
4. Сравните t плавления, кипения Mo, Cr, Mn, Re. Объясните причины такого изменения.

Тема «Элементы VIII В группы»

Вариант №1

1. Принято двояким образом подразделять d-элементы VIII группы на: 1) семейства железа и платиновых; 2) триады Fe - Ru - Os, Co - Rh - Ir, Ni - Pd - Pt. Какие факторы кладутся в основу того и другого деления? Ответ обоснуйте, приведя аргументы за и против того и другого деления.
2. Приведите примеры соединений кобальта (0), родия (0) и иридия (0). Каково, их строение и свойства.
3. Какую геометрическую конфигурацию имеют ионы $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ и $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ Чем определяется различие в их строении?
4. а) $\text{RuO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{H}_2[\text{RuBr}_6] +$; б) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{I}_2 \rightarrow$
в) $\text{K}_2\text{OsO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
5. Смесь Cu и Fe, содержание Fe в которой 60%, обработали раствором разб. H_2SO_4 , при этом выделилось 112 мл. газа. Определите массу исходной смеси.

Вариант № 2.

1. На основе структуры атомов и значений физико-химических констант простых и сложных веществ укажите сходные и различные свойства элементов Fe - Ru - Os. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.
2. Сравните восстановительные свойства $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — $\text{Co}(\text{OH})_2$ - $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Напишите уравнения реакций окисления данных соединений. Ответ аргументируйте.
3. Сравните устойчивость галогенидных комплексов Pt (II) и Pd (II). Дайте исчерпывающий ответ на основании значений $K_{\text{нест.}}$ данных комплексов.
4. а) $\text{IrF}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{K}_2\text{OsO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
в) $\text{K}_2\text{RuO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
5. В образце магнетитовой железной руды содержалось 60% железа в виде Fe_3O_4 (магнетит). Какому содержанию (в %) магнетита это соответствует?

Оценка	Требования к знаниям
отлично	приведены полные правильные решения, ответы грамотно аргументированы
хорошо	допущены незначительные погрешности при ответах на вопросы, аргументация была не полной
удовлетворительно	в ответах на некоторые вопросы допущены грубые ошибки, часть выводов не аргументирована или аргументирована неправильно
неудовлетворительно	ответы на 50 и более % вопросов ошибочны, большинство выводов не аргументированы или аргументированы неправильно

Примерные варианты тестовых заданий

Часть 1. Химия

Тема: «Основные понятия и законы химии. Эквивалент»

Вариант № 1

- Фактор эквивалентности соли
 - 1/основность
 - 1/число катионов * валентность катионов
 - 1/кислотность
 - 1/число атомов элемента * валентность элемента
- Фактор эквивалентности основания
 - 1/основность
 - 1/число катионов * валентность катионов
 - 1/кислотность
 - 1/число атомов элемента * валентность элемента
- Плотность газа по гелию равна 11, плотность газа по неону
 - 2,2
 - 1,1
 - 20
 - 44
- При сгорании $4 \cdot 10^{-6}$ кг углерода число молекул CO_2 равно
 - $2 \cdot 10^{21}$
 - $2 \cdot 10^{20}$
 - $2 \cdot 10^{22}$
 - $2 \cdot 10^{23}$
- Эквивалент исходных веществ в реакции

$$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaC}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
 - 1/2, 1/2
 - 1, 1/2
 - 1/2, 1
 - 1, 1
- Объем (в л), занимаемый 5,25 г азота при 26°C и давлении 98,9 кПа # # #
- Массовые доли галогена в галогениде металла и кислорода в его оксиде соответственно равны 68,35% и 15,4%. Название галогена # # #
- Бром массой 0,4586 г вытесняет из раствора KI йод массой 0,7280 г, который взаимодействует с металлом массой 0,5935 г. Молярная масса эквивалента металла в г/моль
- Цинк реагирует с избытком воды в щелочной среде (NaOH) с образованием 5,6 л газа (н.у.). Эквивалентное количество вещества цинка в моль

Вариант № 2

1. Фактор эквивалентности кислоты
 - 1) 1/кислотность
 - 2) 1/основность
 - 3) 1/число атомов элемента * валентность элемента
 - 4) 1/число катионов * валентность катионов
2. Фактор эквивалентности оксида
 - 1) 1/число катионов * валентность катионов
 - 2) 1/основность
 - 3) 1/число атомов элемента * валентность элемента
 - 4) 1/кислотность
3. Масса (в граммах) 0,25 моль оксида лития
 - 1) 5,75
 - 2) 6,2
 - 3) 7,5
 - 4) 9,25
4. Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди (II)
 - 1) 0,3
 - 2) 3,35
 - 3) 0,2
 - 4) 5
5. Один моль воды при н.у. занимает объем
 - 1) 18 мл
 - 2) 118 л
 - 3) 22,4 л
 - 4) 22,4 мл
6. Плотность газа по воздуху равна 1,17, молекулярная масса газа
7. Масса (в граммах) натрия в 35,1 г хлорида натрия равна
8. На нейтрализацию 3 г H_3AsO_4 израсходовалось 2,366 г KOH. Основность кислоты
10. Из 48,15 г оксида металла можно получить 88,65 г его нитрата. Молярная масса эквивалента двухвалентного металла в г/моль

Тема: «Основные классы неорганических соединений»

Вариант №1

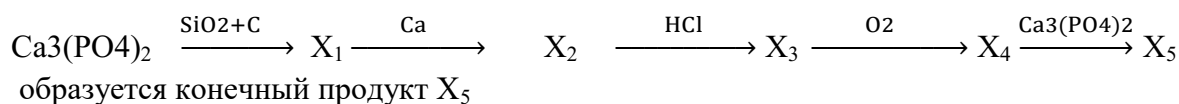
1. Формула кристаллогидрата сульфата натрия, масса которого при обезвоживании уменьшилась на 47%
 - 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
2. Карбонат калия реагирует в растворе с веществами набора
 - 1) CO_2 , SO_2 , H_3PO_4
 - 2) CO, KOH, HCl
 - 3) BaCl_2 , HNO_3 , Rb_2SO_4
 - 4) KHSO_4 , NaOH, SO_3
3. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора
 - 1) Na_2SO_4 и HCl
 - 2) NaOH и H_2SO_4
 - 3) NaCl и H_2SO_4
 - 4) NaOH и K_2SO_4
4. Одновременно в растворе могут находиться ионы
 - 1) Ni^{2+} , K^+ , SO_4^{2-} , I^-
 - 2) Pb^{2+} , S^{2-} , CH_3COO^- ; Ba^{2+}
 - 3) NH_4^+ , PO_4^{3-} , Ca^{2+} , F^-
 - 4) Al^{3+} , Fe^{2+} , CO_3^{2-} , Br^-
5. Установить соответствие между веществом и свойствами
 - 1: азотная кислота А: взаимодействие с солями меди с образованием осадка
 - 2: гидроксид натрия Б: взаимодействие с солями бария с образованием осадка
 - 3: соляная кислота В: взаимодействие с серой при нагревании
 - 4: сульфат алюминия Г: взаимодействие с цинком с образованием водорода

6. Количество возможных солей образованных H_3SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$
1) 4 2) 1 3) 2 4) 3 5) 5

Вариант № 2

- Гидрид одновалентного металла содержит 12,5% водорода по массе.
1) серебро 2) натрий 3) литий 4) золото
- Диоксид углерода может реагировать с веществами набора
1) CaO , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ раствор, HNO_3 2) Na_2CO_3 раствор, Mg , C (кокс)
3) KOH , H_2SO_4 , раствор BaCl_2 4) CuSO_4 , NH_3 , NaOH
- Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора
1) BaCl_2 и NaNO_3 2) BaCl_2 и NaBr
3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и KI 4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4
- Кислую соль можно получить в водной среде при взаимодействии
1) LiOH и HBr 2) CsOH и P_2O_5
3) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и HCOOH 4) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и N_2O_3
- Одновременно в растворе могут находиться ионы
1) Ba^{2+} , Na^+ , F^- , CO_3^{2-}
2) Ag^+ , Ca^{2+} , Br^- , NO_3^-
3) Zn^{2+} , NH_4^+ , OH^- , I^-
4) Cu^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-}
- Установить соответствие между веществом и способом его распознавания:
1) 1: углекислый газ А: возгорание тлеющей лучины
2) аммиак Б: возгорание с характерным звуком
3) кислород В: помутнение известковой воды
4) водород Г: изменение окраски влажной индикаторной бумажки
- Установить соответствие между веществом и свойствами:
1) азотная кислота А: взаимодействие с солями меди с образованием осадка
2) гидроксид натрия Б: взаимодействие с солями бария с образованием осадка
3) соляная кислота В: взаимодействие с серой при нагревании
4) сульфат алюминия Г: взаимодействие с цинком с образованием водорода

8. В результате следующих превращений:



- 1) $\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2$ 2) CaHPO_4 3) $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 4) $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$

Тема: «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

Вариант № 1

1. Изoeлектронные атомы и ионы

- 1) Fe^{2+} , Co^{3+} 2) Co , Ni^{2+} 3) Fe^{2+} , Fe^{3+} 4) Co^{2+} , Mn

2. Электронная емкость f -подуровня
1) 14 2) 6 3) 18 4) 10
3. Энергия сродства к электрону в периоде
1) не изменяется 2) уменьшается
3) увеличивается 4) остаются постоянной
4. Разрешенный набор квантовых чисел электрона
1) $n = 3, l = 0, m = 1$ 2) $n = 2, l = 1, m = 0$
3) $n = 3, l = 2, m = -1$ 4) $n = 3, l = 2, m = 3$
5. Наименьший радиус имеет ион
1) Cs^- 2) Ba^{2+} 3) Te^{2-} 4) I^-
6. Модель атома, созданная Э.Резерфордом называется _____
7. Число уровней у атома определяется _____ квантовым числом
8. Энергия отрыва электрона от атома называется энергией _____
9. Если электрон делает выбор между 4d и 5s атомной орбиталью, то атом содержит _____-электронов
10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами

1: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	А: Na^+
2: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Б: N
3: $1s^2 2s^2 2p^6$	В: S^{2-}
4: $1s^2 2s^2 2p^3$	Г: Al
11. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах
А: 5s Б: 4d В: 3d Г: 5p Д: 6s Е: 4p

Вариант № 2

1. Изoeлектронные атомы и ионы
1) $\text{Fe}^{2+}, \text{Co}^{3+}$ 2) $\text{Co}, \text{Ni}^{2+}$ 3) $\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$ 4) $\text{Co}^{2+}, \text{Mn}$
2. Набор квантовых чисел $n = 3, l = 1, s = \pm 1/2$ имеет
1) Si 2) Al 3) Cl 4) S 5) P
3. Одинаковое количество электронов у ионов
1) $\text{Ba}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Cd}^{2+}$ 2) $\text{Ba}^{2+}, \text{I}, \text{Te}^{2-}$ 3) $\text{Hg}^{2+}, \text{I}, \text{Sn}$ 4) $\text{I}, \text{Cd}^{2+}, \text{Sn}^{4+}$
4. Электронная емкость g -подуровня
1) 6 2) 14 3) 10 4) 18
5. Энергия ионизации в группе
1) не изменяется 2) увеличивается

- 3) уменьшается 4) остаются постоянной
6. Атомные орбитали дают сумму $n + l = 9$
- 1) 6f, 7d, 8p 2) 5f, 7p, 8s 3) 4f, 5d, 6p 4) 4d, 5p, 6s
7. Число неспаренных электронов в атоме хрома в невозбужденном состоянии _____ -
8. Энергия ионизации атома Ca (эВ): $I_1 = 6,113$; $I_2 = 11,871$; $I_3 = 51, 21$. третья энергия ионизации резко возрастает из-за отрыва _____ электрона
9. Число орбиталей у атома определяется _____ квантовым числом
10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами
- | | |
|---|--------------|
| 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ | A: F^- |
| 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ | Б: C |
| 3) $1s^2 2s^2 2p^6$ | В: Fe^{+3} |
| 4) $1s^2 2s^2 2p^2$ | Г: Cr |

Тема: «Химическая связь»

Вариант № 1

1. В ряду водородных соединений элементов VI А группы: $H_2O - H^+ - H_2Se$ полярность связи Э - H
- 1) увеличивается
2) не изменяется
3) уменьшается
4) сначала уменьшается, потом увеличивается
2. Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой
- 1) $Ba(OH)_2$ 2) NH_4NO_3 3) H_2SO_4 4) Li_2CO_3
3. Атом углерода в возбужденном состоянии образует
- 1) четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов
2) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
3) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
4) две связи, за счет двух неспаренных электронов
4. Вещество, которое не могут образовывать водородную связь
- 1) H_2O 2) HF 3) HN_3 4) HI
5. sp^3 гибридизация реализуется полностью
- 1) SO_2 2) CH_4 3) SO_3 4) ClO^-
6. Установить соответствие между физическими свойствами и типами кристаллических решеток
- 1: ковкость
2: низкая температура кипения
3: высокая твердость
4: электрическая проводимость раствора

А: атомная
Б: металлическая
В: ионная
Г: молекулярная

Вариант № 2

- Изоэлектронные атомы и ионы
1) Fe^{2+} , Co^{3+} 2) Co , Ni^{2+} 3) Fe^{2+} , Fe^{3+} 4) Co^{2+} , Mn
- Набор квантовых чисел $n = 3$, $l = 1$, $s = \pm 1/2$ имеет
1) Si 2) Al 3) Cl 4) S 5) P
- Одинаковое количество электронов у ионов
1) Ba^{2+} , Mg^{2+} , Cd^{2+}
2) Ba^{2+} , I, Te^{2-}
3) Hg^{2+} , I, Sn^{4+}
4) I, Cd^{2+} , Sn^{4+}
- Электронная емкость g –подуровня
1) 6 2) 14 3) 10 4) 18
- Энергия ионизации в группе
1) не изменяется
2) увеличивается
3) уменьшается
4) остаются постоянной
- Атомные орбитали дают сумму $n + l = 9$
1) 6f, 7d, 8p 2) 5f, 7p, 8s 3) 4f, 5d, 6p 4) 4d, 5p, 6s
- Число неспаренных электронов в атоме хрома в невозбужденном состоянии _____
- Энергия ионизации атома Ca (эВ): $I_1 = 6,113$; $I_2 = 11,871$; $I_3 = 51, 21$. третья энергия ионизации резко возрастает из-за отрыва _____ электрона
9. Число орбиталей у атома определяется _____ квантовым числом
- Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами
1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ А: F^-
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ Б: C
3) $1s^2 2s^2 2p^6$ В: Fe^{+3}
4) $1s^2 2s^2 2p^2$ Г: Cr
- Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах
А: 6s Б: 7s В: 6s Г: 4f Д: 5f Е: 6d Ж: 5d

Тема: «Химическая связь»

Вариант № 1

- В ряду водородных соединений элементов VI А группы: H_2O – H_2S – H_2Se полярность связи Э – H:

- 1) увеличивается
 - 2) не изменяется
 - 3) уменьшается
 - 4) сначала уменьшается, потом увеличивается
2. Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой
- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 2) NH_4NO_3 3) H_2SO_4 4) Li_2CO_3
3. Атом углерода в возбужденном состоянии образует:
- 1) четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов
 - 2) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
 - 3) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
 - 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов
4. Вещество, которое не могут образовывать водородную связь
- 1) H_2O 2) HF 3) HN_3 4) HI
5. sp^3 гибридизация реализуется полностью
- 1) SO_2 2) CH_4 3) SO_3 4) ClO^-
6. Установить соответствие между физическими свойствами и типами кристаллических решеток:
- 1: ковкость
 - 2: низкая температура кипения
 - 3: высокая твердость
 - 4: электрическая проводимость раствора
- А: атомная
Б: металлическая
В: ионная
Г: молекулярная
7. Установить соответствие между гибридизацией и молекулой или частицей
- | | |
|--------------------------|-----------------------|
| 1) sp | А: BeCl_2 |
| 2) sp^2 | Б: CO_3^{2-} |
| 3) sp^3 | В: NF_3 |
| 4) sp^3d | Г: PF_5 |
| | Д: PF_6 |
| | Е: XeF_6 |

Вариант № 2

1. Вещество с ионной связью имеет формулу

1) KBr 2) SO_3 3) CH_4 4) HCl

2. Атомная кристаллическая решетка характерна для

 - 1) алюминия и карбида кремния
 - 2) серы и йода
 - 3) оксида кремния и хлорида калия
 - 4) алмаза и бора

3. sp^2 гибридизация реализуется полностью

1) SO_2 2) SO_3 3) CH_4 4) ClO^- 5) ClO_2^-

4. Установить соответствие между веществами и видами химической связи в них
- | | |
|-----------------|----------------------------------|
| вольфрам | А: ковалентная полярная алмаз |
| алмаз | Б: ковалентная неполярная аммиак |
| амиак | В: металлическая |
| поваренная соль | Г: ионная |

5. Установить соответствие между веществами и типами кристаллических решеток
- | | |
|----------------|------------------|
| углекислый газ | А: ионная |
| карборунд | Б: молекулярная |
| никель | В: металлическая |
| ацетат натрия | Г: атомная |

6. Установить соответствие между гибридизацией и молекулой

1: sp^3	А: OF_2	В: SF_6
2: sp^2	Б: BF_3	Г: SF_4
3: sp^3d^2	Е: XeF_6	Д: BeCl_2
4: sp^3d		
4: sp^3d		

Темы: «Энергетика и направленность химических процессов», «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Вариант № 1

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$ при увеличении давления в 3 раза
- 1) в 9 раз 2) в 8 раз 3) в 6 раз 4) в 3 раз
2. При температуре 90°C реакция протекает 1 мин. При какой температуре реакция закончится за 1ч 21мин, если температурный коэффициент равен 3
- 1) 50°C 2) 40°C 3) 60°C 4) 150°C 5) 140°C
3. Химическое равновесие реакции $\text{Zn}(\text{т}) + 16\text{HI}(\text{д} = 8\text{I}_2(\text{г}) + 8\text{H}_2\text{S}(\text{д} - \text{Q})$ сместится вправо при понижении
- 1) концентрации H_2S ; 2) концентрации HI ; 3) давления; 4) температуры.
4. Химическое равновесие реакции $\text{Zr}(\text{т}) + 2\text{Cl}_2(\text{г}) = \text{ZrCl}_4(\text{г}) + \text{Q}$ смещается вправо при:
- 1) повышении давления 2) повышении концентрации ZrCl_4
3) дополнительном введении Zr 4) повышении температуры
5. В гомогенной системе $3\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) = 2\text{C}(\text{г}) + \text{D}(\text{г})$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: А - 0,03; В - 0,02; С - 0,004. Исходная концентрация вещества А (моль/л) равна
- 1) 0,036 2) 0,002 3) 0,024 4) 0,026 5) 0,030
6. Из 2 моль CO и 2 моль Cl_2 образовалось при некоторой температуре 0,45 моль COCl_2 . Константа равновесия реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2(\text{г})$
- 1) 0,19 2) 0,09 3) 0,12 4) 0,21

7. Стандартная теплота образования MgO (к) и CO_2 (г) соответственно равна -601,8 и -393,5 кДж/моль. Теплота разложения MgCO_3 на MgO и CO_2 $\Delta H = 100,7$ кДж/моль. Теплота образования MgCO_3
- 1) -1096 кДж/моль; 2) -1006 кДж/моль; 3) -996 кДж/моль; 4) -876 кДж/моль.
8. Теплота, которая поглощается или выделяется при разложении химического соединения количеством 1 моль на простые вещества называется _____
9. Если скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, то наступает химическое _____
10. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом _____

Вариант № 2

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции $\text{CaO(т)} + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{т})$ при увеличении давления в 3 раза
- 1) в 9 раз 2) в 8 раз 3) в 6 раз 4) в 3 раза 5) не изменяется.
2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при нагревании от 75°C до 115°C , если температурный коэффициент равен 2
- 1) в 2 раза 2) в 4 раза 3) в 8 раз 4) не изменится 5) в 16 раз.
3. При повышении давления химическое равновесие смещается вправо
- 1) $2\text{NO(г)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ 2) $\text{C(т)} + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO(г)}$
 3) $2\text{NF(г)} + 3\text{H}_2(\text{г}) = 6\text{HF(г)} + \text{N}_2(\text{г})$ 4) $\text{CH}_4(\text{г}) + 4\text{S(г)} = \text{CS}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S(г)}$
4. Химическое равновесие реакции $4\text{FeS}_2(\text{т}) + 11\text{O}_2(\text{г}) = 8\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) + Q$ сместится вправо при
- 1) повышении давления 2) повышении концентрации SO_2
- 3) дополнительном введении Fe_2O_3 4) дополнительном введении FeS_2
5. В гомогенной системе $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI(г)}$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: $\text{HI} - 0,02$; $\text{I}_2 - 0,05$; $\text{H}_2 - 0,03$. Исходная концентрация водорода (моль/л) равна
- 1) 0,04 2) 0,01 3) 0,02 4) 0,03 5) 0,05
6. В гомогенной системе $4\text{HCl(г)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O(г)} + 2\text{Cl}_2$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: $\text{HCl} - 0,85$; $\text{O}_2 - 0,44$; $\text{Cl}_2 - 0,3$. Исходная концентрация кислорода (моль/л) равна
- 1) 0,59 2) 0,49 3) 0,69 4) 0,79 5) 0,89
7. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой 8,86 г. Тепловой эффект реакции $\Delta H = -79,2$ кДж. Теплота образования CO_2
- 1) -393,3 кДж/моль 2) -358,4 кДж/моль 3) -335,5 кДж/моль 4) -326,4 кДж/моль
8. Теплота, которая поглощается или выделяется при образовании химического соединения количеством вещества 1 моль из простых веществ при заданных условиях называется _____
9. Смещение химического равновесия определяется принципом _____

10. Минимальная избыточная энергия, которой должны обладать молекулы, чтобы реакция между ними стала возможной называется _____

Тема: «Растворы. Теория электролитической диссоциации»

Вариант № 1

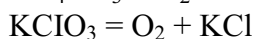
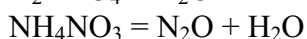
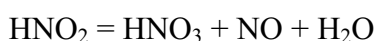
- Смешаны 100 г 20%-ного раствора и 50 г 32%-ного раствора некоторого вещества. Концентрация полученного раствора
1) 24 2) 12 3) 36 4) 48
- Для получения 9%-ного раствора соляной кислоты надо растворить 67,2 л HCl в воде массой
1) 1,107 кг 2) 0,505 кг 3) 0,987 кг 4) 1,227 кг
- Уравнению $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4$ соответствует взаимодействие
1) AgNO_3 с Na_2PO_4 2) Ag_2O с H_3PO_4
3) AgNO_3 с H_3PO_4 4) AgCl с Na_3PO_4
- Кислотность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду
нитрат калия, силикат калия
бромид кальция, бромид алюминия
хлорид калия, фторид калия
хлорид лития, хлорид калия
- Хлорид бария массой 41,6 г растворили в воде. В полученном растворе содержится 0,35 моль хлорид-ионов. Степень диссоциации хлорида бария
1) 87,5% 2) 17,5% 3) 57,1% 4) 96%
- Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1М и $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{\text{ион}}$) составит
1) $1,3 \cdot 10^{-2}$ 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$ 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$ 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$
- Если концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ и ацетат-ионов $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ в 0,1М растворе уксусной кислоты равна 0,00132 моль/л, то ее константа ионизации
1) $1,74 \cdot 10^{-5}$ 2) $1,76 \cdot 10^{-4}$ 3) $1,78 \cdot 10^{-4}$ 4) $1,74 \cdot 10^{-4}$
- Концентрацию ионов водорода в растворе при $\text{pH} = 4,32$ равна
1) $4,78 \cdot 10^{-4}$ 2) $4,76 \cdot 10^{-5}$ 3) $4,74 \cdot 10^{-5}$ 4) $4,74 \cdot 10^{-5}$
- Активная концентрация анионов aOH^- в 0,01М раствора гидроксида калия KOH, учитывая ионную силу раствора равна
1) $9 \cdot 10^{-3}$ 2) $8 \cdot 10^{-3}$ 3) $7 \cdot 10^{-3}$ 4) $6 \cdot 10^{-3}$
- Константа гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1М раствора соли HCOONH_4 ($K_d(\text{кис}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$, $K_d(\text{осн}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$)
1) $3,16 \cdot 10^{-6}$, 0,177 и 6,5 2) $4,76 \cdot 10^{-4}$, 0,745 и 8,3
3) $2,74 \cdot 10^{-5}$, 0,587 и 8,54 4) $5,75 \cdot 10^{-10}$, 0,345 и 6,62

Вариант № 2

- К 100 мл 96%-ной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) прибавили 400 мл воды, получился раствор плотностью 1,225 г/мл. Молярная концентрация раствора
 1) 3,78 М 2) 2,21 М 3) 2,57 М 4) 4,02 М
- Из 400 г 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 50 г растворенного вещества. Массовая доля вещества в оставшемся растворе
 1) 8,6 % 2) 6,3 % 3) 7,4 % 4) 9,5 %
- Уравнению $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$ соответствует взаимодействие
 1) FeCl_3 с KOH 2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ с $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 3) FeSO_4 с NaOH 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ с HCl
- Щелочность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду
 1) карбонат натрия, иодид натрия 2) сульфит калия, сульфид натрия
 3) нитрит натрия, нитрат натрия 4) хлорид лития, хлорид аммония
- Количество отрицательных ионов в 120 г 10% раствора аммония, если степень диссоциации соли равна 90%
 1) 0,135 моль 2) 0,15 моль 3) 0,167 моль 4) 1,67 моль
- Если концентрация азотистой кислоты HNO_2 равна 0,12 М и $K_d = 6,9 \cdot 10^{-4}$, то степень ее ионизации составит
 1) $7,6 \cdot 10^{-2}$ 2) $8,6 \cdot 10^{-2}$ 3) $8,6 \cdot 10^{-3}$ 4) $7,6 \cdot 10^{-3}$
- Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1 М и $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{\text{ион}}$) составит
 1) $1,3 \cdot 10^{-2}$ 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$ 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$ 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$
- Концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ 6%-ного раствора хлороводородной кислоты ($\rho = 1,028 \text{ г/мл}$) составляет
 1) 1,69 2) 1,76 3) 1,78 4) 1,65
- Активность хлорид-ионов в 0,1 М растворе хлорида натрия NaCl равна
 1) $7,58 \cdot 10^{-2}$ 2) $7,62 \cdot 10^{-2}$ 3) $7,68 \cdot 10^{-2}$ 4) $7,54 \cdot 10^{-2}$
- Степень гидролиза и pH соли бромид аммония NH_4Br в pH 0,01 н раствора ($K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$)
 1) $2,38 \cdot 10^{-2}$ и 5,62 2) $4,52 \cdot 10^{-2}$ и 8,34 3) $5,68 \cdot 10^{-2}$ и 6,32 4) $3,54 \cdot 10^{-12}$ и 4,35

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»
Вариант № 1

- Реакция диспропорционирования



2. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

- 1) $\text{AgNO}_3 = \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
- 2) $\text{Ag}_2\text{O} = \text{O}_2 + \text{Ag}$
- 3) $\text{K}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$
- 4) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$

3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции $\text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaBr} \rightarrow$

- 1) 8 2) 7 3) 9 4) 10

4. Установить соответствие

- | | |
|---|---------------------------------|
| 1: продукты электролиза расплава CuCl_2 | А: Си и Cl_2 |
| 2: продукты электролиза раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | Б: Си и O_2 |
| 3: продукты электролиза раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | В: H_2 и O_2 |
| | Г: Са и O_2 |
| | Д: H_2 и Cl_2 |

5. В процессе электролиза раствора NaCl , при силе тока 5А за 85 мин на аноде выделяется продукт объемом _____ л (округлить до десятых)
6. Для окисления в кислой среде 0,05 л 0,2 М NaNO_2 потребуется 0,25 н раствор KMnO_4 объемом _____ л (округлить до сотых)
7. Исходя из реакции $\text{SO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$, где 1 л раствора содержится 10 г HClO_4 , нормальность HClO_4 равна _____ -моль/л (округлить до десятых)
8. Значение электродного потенциала меди, погруженной в 0,0005 н раствор $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ равно _____ В (округлить до тысячных)
9. Если концентрация ионов водорода в растворе $4,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л, то потенциал водородного электрода равен _____ В (округлить до тысячных)
10. Если в 0,5л раствора содержится 0,0699 г FeCl_2 г, то потенциал железного электрода равен _____ В (округлить до тысячных)

Вариант № 2

1. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

- 1) $\text{KClO}_3 = \text{O}_2 + \text{KCl}$
- 2) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_4 + \text{KOH}$

2. Реакция диспропорционирования

- 1) $\text{K}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$ 2) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
- 3) $\text{AgNO}_3 = \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ 4) $\text{Ag}_2\text{O} = \text{O}_2 + \text{Ag}$

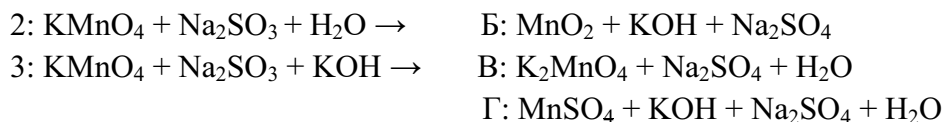
3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции



- 1) 17 2) 18 3) 19 4) 20

4. Установите соответствие

- 1: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ А: $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

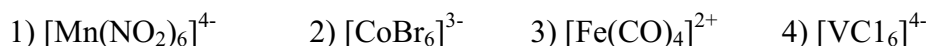


- В процессе электролиза расплава NaCl , при силе тока 2А за 45 мин. на катоде выделяется продукт массой _____ г (округлить до сотых)
- В процессе электролиза раствора Na_2SO_4 , при силе тока 2А за 2 ч на аноде выделяется продукт объемом _____ л (округлить до сотых)
- Если дихромат-ион восстанавливается до хрома (III), то молярная концентрация эквивалента дихромата калия ($\omega = 10\%$; $\rho = 1,07$ г/мл) равна _____ моль/л. (округлить до сотых)
- Для взаимодействия с 0,25 моль $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ требуется 2 н раствор HBr объемом _____ л (округлить до сотых)
- Если концентрация ионов водорода в растворе $3,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л, то потенциал водородного электрода равен _____ В (округлить до тысячных)
- Если потенциал водородного электрода равен - 236 мВ, то активность ионов водорода в растворе равна _____ моль/л (записать в стандартном виде)

Тема: «Комплексные соединения»

Вариант № 1

- Парамагнитный низкоспиновый внутриорбитальный



- Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли



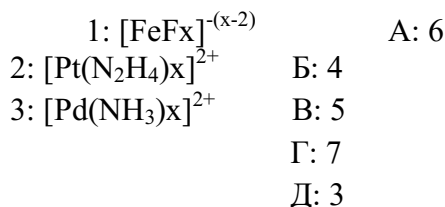
А: тетрахлороплатинат (II) калия

Б: бромид триамминтринитрохлороплатины (IV)

В: триакватрифторокобальт

Г: гексанитрокобальтат (III) гексаамминкобальта (III) Д: дихлоротетраамминникеля Е: гексацианоферрат(II) калия

- Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом



- Если раствор содержит 0,05 моль/л $\text{K}_2[\text{Ag}(\text{CN})_3]$ и 0,05 моль KCN , $K_n = 1 \cdot 10^{-21}$, то концентрация ионов серебра в моль/л _____
- Если для комплексного иона энергия расщепления равна 167,2 кДж/моль, то он поглощает свет с длиной волны в нм _____
- Если при действии раствора серной кислоты весь барий из раствора $\text{Ba}(\text{CN})_2 \cdot \text{Cu}(\text{CNS})_2$ осаждается в виде сульфата бария, то координационная формула соли _____

Вариант № 2

1. Парамагнитный высокоспиновый внутриорбитальный

- 1) $[\text{VCl}_6]^{4-}$ 2) $[\text{Fe}(\text{CO})_4]^{2+}$ 3) $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ 4) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$

2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли 1:

- | | |
|--|---------------------------------|
| $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ | А: гексацианоферрат(III) калия |
| 2: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ | Б: хлорид тетраамминникеля(II) |
| 3: $\text{K}_2[\text{SiF}_6]$ | В: гексафторосиликат (IV) калия |
| 4: $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ | Г: тетракарбонилникель |
| | Д: дихлоротетраамминникеля |
| | Е: гексацианоферрат(II) калия |

3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом

- | | |
|-------------------------------------|------|
| $[\text{Ni}(\text{CO})_x]^0$ | А: 4 |
| $[\text{Co}(\text{CN})_x]^{-(x-3)}$ | Б: 6 |
| $[\text{Fe}(\text{CO})_x]^0$ | В: 5 |
| | Г: 7 |
| | Д: 3 |

4. Если раствор содержит 0,02 моль/л $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ и 1 моль NH_3 , $K_n = 2,75 \cdot 10^{-7}$, то концентрация ионов кадмия в моль/л _____
5. Если максимум поглощения видимого света для комплекса соответствует длине волны 400 нм, то энергия расщепления в кДж/моль _____
6. Если для осаждения хлора из раствора на 1 моль $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ ($K_{\text{Ч}_{\text{Pt}}} = 6$) требуется 1 моль нитрата серебра, то координационная формула соединения _____

Часть 2. Бионеорганическая химия

Тема «Элементы VIIA, VIA, VA групп»

Вариант № 1

1. Для поглощения хлора можно использовать:

- | | |
|----------------------------|------------------|
| а) NaOH | в) NaCl |
| б) H_2SO_4 | г) HCl |

2. Обычно для получения брома в лаборатории используют реакции:

- а) $\text{KBr}(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
б) $\text{KBr}(\text{тв.}) + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
в) $\text{KBr}(\text{тв.}) + \text{HBrO}_3 (\text{р-р}) \rightarrow$
г) $\text{KBr}(\text{тв.}) + \text{Cl}_2 \rightarrow$

3. Кислотные свойства в ряду $\text{HClO}_4 - \text{HBrO}_4 - \text{H}_5\text{IO}_6$ # # #

4. Конфигурация валентных электронов в атоме селена в основном состоянии:

- | | |
|----------------|---------------------|
| а) $3s^2 3p^4$ | в) $4s^2 4p^4$ |
| б) $5s^2 5p^4$ | г) $4s^1 4p^3 4d^2$ |

5. Сульфид алюминия получается в результате реакций:

- | | |
|--|---|
| а) $\text{AlCl}_3 (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{S}(\text{газ}) \rightarrow$ | в) $\text{Al} + \text{S}(\text{т.}) \rightarrow$ |
| б) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | г) $\text{AlCl}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |

6. Установите соответствие вещества со свойствами

- 1) H_2SeO_4
- 2) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$
- 3) H_2TeO_3
- 4) H_2SO_3
- 5) Na_2SO_3

- А) сильный окислитель
Б) сильный окислитель и сильная кислота

- В) восстановительные свойства проявляются ярче, чем окислительные
Г) восстановитель, слабая кислота
Д) амфотерное соединение

7. Энергия связи Э-Н выше в молекуле:

- а) NH_3 в) AsH_3

- б) PH_3 г) SbH_3

8. Окислительные свойства гидразин проявляет в реакции:

- а) $\text{Zn} + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{HCl}(\text{p-p}) =$ в) $\text{CuCl}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaOH}(\text{разб}) =$
б) $\text{I}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} =$ г) $\text{SnCl}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{HCl}(\text{p-p}) =$

9. При получении азотной кислоты, максимальное использование двуокиси азота достигается в реакции:

- а) $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 =$
б) $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{горяч}) =$
в) $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{холод}) =$

10. Из перечисленных кислот самой сильной является:

- а) H_2SO_3 ;
б) H_2SeO_3 ;
в) H_2TeO_3 .

Вариант № 2

1. Для смещения равновесия реакции $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ влево следует добавить к хлорной воде:

- а) NaCl . в) H_2SO_4
б) NaOH г) AgNO_3

2. Наиболее сильной кислотой является водный раствор:

- а) фтороводорода в) бромоводорода
б) хлороводорода г) иодоводорода

3. Наиболее сильным окислителем в ряду HClO_4 - HBrO_4 - H_5IO_6 является кислота _____

4. Конфигурация валентных электронов в атоме иода в пятивалентном состоянии:

- а) $5s^2 5p^3 5d^2$ в) $5s^2 5p^4 5d^1$
б) $5s^2 5p^5$ г) $5s^1 5p^3 5d^3$

5. Конфигурация валентных электронов в атоме серы в основном состоянии:

- а) $3s^2 3p^4$ в) $4s^2 4p^4$
б) $5s^2 5p^4$ г) $4s^1 4p^3 4d^2$

6. Для осушения сернистого газа можно использовать

- а) P_2O_5

- б) CaCl_2
 в) NaOH
 г) H_2SO_4
7. Для получения сернистого газа в промышленности используются реакции:
 а) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} \rightarrow$
 б) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
 в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (70\% \text{ р-р}) \rightarrow$
 г) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$

Термическое разложение нитратов протекает по-разному в зависимости от свойств катиона соли.

Установите соответствие:

- 1) нитраты металлов средней активности
 2) нитраты неактивных металлов
 3) нитраты щелочных металлов
- А) нитриты металлов и кислород
 Б) оксиды металлов, оксид азота (IV) и кислород
 В) металлы, оксид азота (IV) и кислород
8. Аммиак получают в результате реакции:
 а) $\text{H}_2 + \text{N}_2 (\text{т, кат}) \rightarrow$ в) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$
 б) $\text{Mg}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ г) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 (\text{т}) \rightarrow$
9. Самой сильной из перечисленных кислот является:

- а) HNO_3
 б) HNO_2
 в) HN_3

Тема «Элементы IV А, III А групп»

Вариант № 1

1. Моноксид углерода проявляет восстановительные свойства в реакциях:
 а) $\text{CuO} + \text{CO} \rightarrow$
 б) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + \text{CO} \rightarrow$
 в) $\text{PdCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO} \rightarrow$
 г) $\text{H}[\text{CuCl}_2] + \text{CO} \rightarrow$
2. Термически наиболее устойчива соль:
 а) BaCO_3 в) $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$
 б) MgCO_3 г) Na_2CO_3
3. Для перевода диоксида кремния в растворимое состояние используют реакции:
 а) $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 (\text{тв.}) \rightarrow$ в) $\text{SiO}_2 + \text{HF} (\text{р-р}) \rightarrow$
 б) $\text{SiO}_2 + \text{HCl} (\text{р-р}) \rightarrow$ г) $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 (\text{р-р}) \rightarrow$
4. Сумма коэффициентов в левой части уравнения реакции
 $\text{Si} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) + \text{HF} \rightarrow$ равна:
 а) 11
 б) 9
 в) 13
 г) 15
5. СО является оксидом:
 а) безразличным

- б) амфотерным
- в) основным
- г) кислотным

6. Химия таллия(I) напоминает химию _____
7. Структурной единицей бора как простого вещества является _____
8. Изменение структуры от ионной, через полимерную к молекулярной тригалогенидов металлов IIIA группы от фторидов к иодидам связано с уменьшением _____
9. Резкое возрастание металлических свойств при переходе от бора к алюминию объясняется _____ -
10. . Продуктами гидролиза трифторида бора являются:
- а) $\text{H}[\text{BF}_4]$ в) H_2
 - б) HF г) $\text{B}(\text{OH})_3$

Вариант № 2

1. Для получения углекислого газа в лаборатории обычно используют реакции:
- а) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ в) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - б) $\text{CaCO}_3 \rightarrow$ г) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{t}, \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц})) \rightarrow$
2. Для осушения CO_2 можно использовать:
- а) CaO в) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.})$
 - б) NaOH г) P_2O_5
3. Из перечисленных оксидов в большей степени основными свойствами обладает:
- а) PbO_2 в) GeO_2
 - б) SnO_2 г) SiO_2
4. Вследствие высокой полярности связи Э-Ф тетрафториды олова и свинца в отличие от остальных тетрагалогенидов имеют структуру _____
5. При пропускании CO_2 через раствор NaOH до слабощелочной реакции образуется соль
- а) Na_2CO_3 ; б) NaHCO_3 .
6. В ряду BF_3 - BCl_3 - BBr_3 - BI_3 увеличиваются:
- а) температуры плавления и кипения
 - б) термическая устойчивость
 - в) длина связи
 - г) энергия связи
7. Основные свойства в ряду гидроксидов $\text{Al}(\text{OH})_3$ - $\text{Ga}(\text{OH})_3$ - $\text{In}(\text{OH})_3$ - $\text{Tl}(\text{OH})_3$
- а) к гидроксиду галлия уменьшаются, затем увеличиваются
 - б) уменьшаются
 - в) увеличиваются
 - г) не изменяются
8. Причиной диагонального сходства бора и кремния является _____

9. Из всех элементов III A группы только таллий способен образовывать устойчивые в обычных условиях соединения в одновалентном состоянии, потому что
- а) его валентные электроны слабее связаны с ядром
 - б) $6s^2$ -электроны - инертная пара, находятся под экраном 4f-подуровня
 - в) его валентные электроны сильнее связаны с ядром, вследствие ярко выраженного эффекта проникновения
10. Гибридизация атомных орбиталей бора в диборане _____

Тема « S-элементы IA-IIA группы»

Вариант № 1

1. В ряду щелочных металлов наиболее отрицательное значение электродного потенциала имеет
- а) натрий
 - б) калий
 - в) рубидий
 - г) цезий
 - д) литий
2. Электролиз водного раствора NaCl - это способ одновременного получения
- а) NaOH, Cl₂, H₂ в) NaH, Cl₂, O₂
 - б) Na, O₂, Cl₂ г) Na, Cl₂, H₂
3. Щелочные металлы (а) и щелочно-земельные металлы (б) имеют кристаллические решетки:
- 1) а) ОЦК, б) Be и Mg -ГПУ, Ca и Sr -ГЦК, Ba-ОЦК
 - 2) а) ГПУ, б) ГЦК
 - 3) а) Li-ОЦК, остальные-ГЦК, б) ГЦК
 - 4) а) ГЦК, б) ГПУ
4. Гидроксиды щелочных металлов кроме одного плавятся без разложения. Разлагается на Щелочные металлы, а также Ca, Sr, Ba при нагревании в атмосфере аммиака образуют
- а) амиды и водород в) гидриды и ангидрид HNO₂
 - б) гидриды и азот г) амиды и азот
5. оксид и воду при нагревании гидроксид
- а) LiOH г) RbOH
 - б) NaOH д) CsOH
 - в) KOH
6. Высокой комплексообразующей способностью среди металлов IIA группы обладает _____
7. Из щелочных металлов в обычных условиях с азотом реагирует _____
8. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $Mg(OH)_2 + NH_4Cl \rightarrow$ равна _____
9. Температура разложения в ряду LiBrO₄ - NaBrO₄ - KBrO₄ - RbBrO₄ _____ потому что _____

10. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $KI + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$ равна _____
11. Простым нагреванием $BeCl_2 \cdot 4H_2O$ нельзя получить безводный $BeCl_2$ вследствие сильно протекающего _____

Вариант № 2

1. Fr, завершающий IА группу, и Ra, завершающий IIА группу, являются
- а) радиоактивными элементами
 - б) очень мягкими
 - в) самыми распространенными в природе среди всех s-элементов
 - г) надежными изоляторами
2. В ряду сульфатов $BeSO_4$ - $MgSO_4$ - $CaSO_4$ - $SrSO_4$ - $BaSO_4$ растворимость уменьшается. Это связано
- а) с образованием более прочной кристаллической решетки
 - б) с уменьшением ионности связи
 - в) с увеличением ионности связи
 - г) с уменьшением прочности кристаллической решетки
 - д) с увеличением структурного соответствия размера катиона и аниона
3. Среди гидроксидов элементов IIА группы амфотерными свойствами обладает _____
4. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $Rb_2O_2 + CO_2 \rightarrow$ равна _____
5. На нейтрализацию раствора, полученного после обработки 5 г амальгамы натрия водой, израсходовано 25 мл 2 н соляной кислоты. Массовая доля натрия в амальгаме равна _____
6. Установите соответствие между частицей и ее пространственной структурой
- | | |
|-------------------------------|--------------------------|
| 1) тетрагидроксобериллат-ион | А) октаэдр |
| 2) катион гексааквамагния | Б) линейная |
| 3) молекула диiodида бериллия | В) тетраэдр |
| 4) катион тетрааквабериллия | Г) незавершенный октаэдр |
7. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $LiH + HCl \rightarrow$ равна _____
8. Реакция среды в растворе ортофосфата рубидия _____
9. С холодной водой магний взаимодействует плохо, в горячей воде реакция протекает более активно в следствие _____

Тема «Элементы III В, IV В, V В групп»

Вариант № 1

1. При термическом разложении гексагидрата нитрата лантана(III) можно получить
- | | |
|------------------------------|----------------------------------|
| а) $La(NO_2)_3 + O_2 + H_2O$ | в) $La_2O_3 + NO_2 + O_2 + H_2O$ |
| б) $La + NO_2 + O_2 + H_2O$ | г) $La + NO + H_2O$ |

2. Масса (в граммах) фтороцерата(IV) калия $K_2[CeF_6]$, образующегося при сплавлении 6,48 г фторида церия(IV) с 5,8 г фторида калия, если выход продукта составляет 62% от теоретического, равна
 - а) 6,18
 - б) 7,92
 - в) 5,84
 - г) 7,25
3. Из металлов подгруппы скандия не реагирует с водой в обычных условиях
 - а) La в) Sc
 - б) Ac г) Y
4. Сумма коэффициентов в левой части уравнения реакции

$$K_2Cr_2O_7 + TiBr_3 + HBr \rightarrow$$
 равна _____
5. Титан, цирконий и гафний реагируют с концентрированной серной кислотой. Продукт реакции отличается от остальных у
 - а) титана
 - б) циркония
 - в) гафния
6. Элементы 1VB группы устойчивы к действию концентрированных серной и азотной кислот, но легко растворяются в слабых плавиковой, щавелевой, уксусной (в присутствии F^-), потому что
 - а) создаются условия для образования прочных ацидокомплексов;
 - б) покрыты снаружи прочной оксидной пленкой;
 - в) имеют прочные кристаллические решетки;
 - г) пассивируются в кислотах окислителях.
7. Соединения ванадия проявляют окислительно-восстановительные свойства в реакциях
 - а) $NH_4VO_3 \rightarrow$ г) $NH_4VO_3 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$
 - б) $VCl_2 + Cl$ (разб) $\rightarrow$ д) $VCl_4 + NaOH$ (разб) $\rightarrow$
 - в) $V_2O_5 + Cl$ (конц) $\rightarrow$ е) $V_2O_5 + Na_2CO_3$ (конц) $\rightarrow$
8. Установите соответствие между веществом и структурным типом его кристаллической решетки

VO	А) полимерная из октаэдров
V ₂ O ₃	Б) решетка поваренной соли
VO ₂	В) решетка рутила
V ₂ O ₅	Г) решетка корунда
9. Электронная конфигурация атома тантала в основном состоянии
 - а) $5d^3 6s^2$ в) $6s^2 6p^3$
 - б) $5d^4 6s^1$ г) $5d^3 6s^1 6p^1$
10. Большие валентные возможности имеет титан по сравнению с остальными элементами, потому что
 - а) его валентные орбитали энергетически неравноценны;
 - б) атомный радиус небольшой, его валентные электроны прочно удерживаются ядром;

- в) его валентные орбитали энергетически равноценны;
г) его валентные электроны легко участвуют в образовании связей.

Вариант № 2

1. Реакция протекает по схеме: $\text{UCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{U}(\text{OH})_2\text{Cl}_2 + \text{H}_2 + \text{HCl}$

Масса (в граммах) хлорида урана(III), вступившего в реакцию, если образовалось 0,2 л 2н раствора HCl, равна

- а) 137,75 в) 119,4
б) 156,2 г) 123,84

2. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $\text{Sc} + \text{HNO}_3$ (оч. разб.) → равна _____

3. Из предложенных солей ScCl_3 , YCl_3 , LaCl_3 в наибольшей степени гидролизуеться в растворе _____

4. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{TiO} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц) → равна _____

5. Средние соли титана (IV) сложно получить в водных растворах вследствие активно протекающего _____

6. Температуры плавления, кипения и энтальпия атомизации в ряду титан-цирконий-гафний

- а) увеличиваются в) изменяются немонотонно
б) уменьшаются г) не изменяются, потому что _____

7. Химическая активность $\text{Э}_2\text{O}_5$ в ряду: V_2O_5 - Nb_2O_5 - Ta_2O_5

- а) увеличивается в) уменьшается
б) изменяется немонотонно г) не изменяется, потому что _____

8. В растворы оксохлоридов V, Nb и Ta прилили соляную кислоту и внесли кусочек цинка. Восстановление невозможно в случае _____

9. Из элементов подгруппы ванадия имеет большие валентные возможности, потому что

- а) атомный радиус велик, валентные электроны слабо удерживаются ядром;
б) имеется энергетическое различие валентных орбиталей;
в) атомный радиус небольшой, валентные электроны прочнее удерживаются ядром;
г) разница в энергии (n-1)d- и ns-орбиталей невелика.

10. Наиболее устойчива у ванадия степень окисления

- а) +3 в) +5
б) +4 г) +2

Тема «Элементы VI В, VII В групп»

Вариант № 1

1. Электронная конфигурация атома хрома в основном состоянии

- а) $3d^5 4s^1$ в) $3d^4 4s^1 4p^1$
б) $3d^4 4s^2$ г) $4s^2 4p^4$

2. Хром присутствует в растворе, полученном при растворении хрома в разбавленной серной кислоте при отсутствии воздуха, в виде иона
 - а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ в) CrO_4^{2-}
 - б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ г) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
3. Из раствора CrCl_3 осаждается $\text{Cr}(\text{OH})_3$ при добавлении растворов
 - а) Na_2CO_3 в) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
 - б) NH_3 г) Na_2SO_4
4. В щелочной среде могут существовать ионы
 - а) $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3+}$ в) CrO_4^{2-}
 - б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ г) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
5. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ равна
 - а) 17 в) 13
 - б) 12 г) 15
6. Увеличение температуры плавления в ряду Mn_2O_7 - Tc_2O_7 - Re_2O_7 (+6; +120; +301) связано
 - а) с увеличением полярности связи Э-О
 - б) с переходом от молекулярной структуры у Mn_2O_7 к полимерной структуре у Re_2O_7
 - в) с уменьшением ионности связи Э-О
 - г) с усилением межмолекулярного взаимодействия по мере роста размера молекул.
7. Устойчивость K_2MnO_4 в растворе понижается при добавлении
 - а) NH_4Cl в) CO_2
 - б) KOH г) HCl
8. При взаимодействии марганца с разбавленной серной кислотой образуются
 - а) MnSO_4 в) H_2
 - б) $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$ г) $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$
9. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HCl}$ (конц) — равна _____
10. В ряду HMnO_4 - HTcO_4 - HReO_4 уменьшаются свойства
 - а) кислотные в) восстановительные
 - б) окислительные г) устойчивость

Вариант № 2

1. При сплавлении Cr_2O_3 с KOH и KNO_3 образуется
 - а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$ в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 - б) KCrO_2 г) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
2. Электронная конфигурация атома вольфрама в основном состоянии
 - а) $5d^4 6s^2$ в) $6s^2 6p^4$
 - б) $5d^5 6s^1$ г) $5d^4 6s^1 6p^1$

3. При введении в растворы солей хрома (III) сульфид- и карбонат-ионов выпадает осадок _____
4. Соединения хрома проявляют окислительно-восстановительные свойства в реакциях
- $\text{Cr}_2(\text{SO}_3) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
 - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}(\text{кнц}) \rightarrow$
 - $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
5. $\text{Cr}(\text{OH})_3$ растворяется в
- $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{HCl} \rightarrow$
 - $\text{NaOH}(\text{конц}) \rightarrow$
 - $\text{NH}_3(\text{p-p}) \rightarrow$
6. Электронная конфигурация атома марганца в основном состоянии
- $3d^6 4s^1$
 - ... $3d^5 4s^2$
 - ... $3d^2 4s^2 4p^3$
 - ... $4s^2 4p^5$
7. Химическое взаимодействие отсутствует в смеси
- $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ —————}$
 - $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} \text{ —————}$
 - $\text{KMnO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{KOH} \text{ —————}$
 - $\text{KMnO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ —————}$
8. В отличие от Mn при действии H_2S на растворы HTcO_4 и HReO_4 выпадают осадки Tc_2S_7 и Re_2S_7 . Это экспериментально доказывает, что Tc^{7+} и Re^{7+} являются слабыми _____
9. Восстановление перманганат-иона в зависимости от реакции среды протекает по-разному. Установите соответствие:
- | | |
|---------------------------|------------------------|
| 1) до Mn^{2+} | А) в щелочной среде |
| 2) до MnO_2 | Б) в кислой среде |
| 3) до MnO_4^{2-} | В) в нейтральной среде |
10. Из элементов VIIВ группы не встречается в природе _____

Тема «Элементы VIII В группы»

Вариант № 1

1. Элемент с порядковым номером 78 может образовать несколько хлоридов. Их химические формулы _____
2. При взаимодействии Fe^{3+} с I⁻ и S²⁻ образуются соединения:
- Fe^{3+}
 - Fe^{6+}
 - Fe^{8+}
 - Fe^{2+}
3. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \text{ — равна}$ _____

4. Элементы подгруппы никеля образуют карбонилы состава _____
5. С увеличением степени окисления железа в ряду $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - H_2FeO_4 кислотные свойства _____ потому что _____
6. В ряду Fe - Co - Ni энтальпия атомизации, температуры плавления и кипения _____ потому что _____
7. В подгруппах железа, кобальта и никеля с увеличением порядкового номера энтальпия атомизации, температуры плавления и кипения _____
8. Пространственная структура большинства комплексов $\text{Fe}(\text{II})$ и $\text{Fe}(\text{III})$ с лигандами слабого и сильного поля _____
9. Расположите в порядке увеличения стабилизации степени окисления кобальта +3 следующие лиганды:
- 1) цианогруппа
 - 2) аминогруппа
 - 3) гидроксogруппа

Вариант № 2

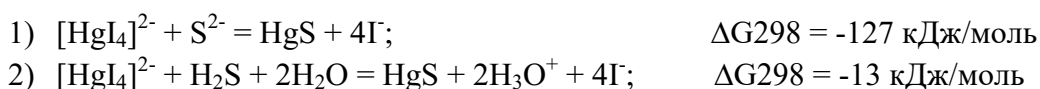
1. В ряду Fe^{2+} - Co^{2+} - Ni^{2+} устойчивость к окислению
- а) увеличивается
 - б) уменьшается
 - в) изменяется немонотонно
 - г) не изменяется
2. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$ равна
- а) 11
 - б) 7
 - в) 14
 - г) 9
3. Комплексы кобальта(III) в зависимости от силы поля лигандов могут быть парамагнитными и диамагнитными. Комплексы родия (III) и иридия (III) независимо от силы поля лигандов- _____
4. Элементы подгруппы железа образуют карбонилы состава _____
5. Рутений взаимодействует со смесью гидроксида калия и хлората калия. В реакцию вступило 3,24 г рутения, в котором массовая доля примесей 7 %. Масса рутената калия, образовавшегося при этом равна _____
6. В восьмой группе при переходе от элементов подгруппы железа к подгруппе никеля валентные возможности атомов _____ потому что _____
7. При взаимодействии кобальта с разбавленной азотной кислотой образуются:
- а) $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$ в) H_2
 - б) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ г) NO

8. Соединения железа (II) проявляют восстановительные свойства. Предложите способы стабилизации данного валентного состояния:
- а) образование нерастворимого гидроксида;
 - б) образование комплексов с лигандами слабого поля;
 - в) образование комплексов с лигандами сильного поля;
9. Расположите оксиды кобальта в порядке увеличения устойчивости:
- а) Co_3O_4 б) CoO в) Co_2O_3 .
10. Наиболее сильным окислителем является:
- а) перманганат-ион в) феррат-ион
 - б) бихромат-ион г) рутенат(IV)-ион

Тема «Элементы IV - V групп»

Вариант № 1

1. В пробирках находятся 0,1М водные растворы следующих солей натрия: 1) йодида; 2) бромид; 3) хлорида; 4) фторида. В каждую пробирку добавляют в избытке 0,1М раствор нитрата серебра. При одинаковых объемах реагентов количество вещества в осадке будет наименьшим в пробирке №
- а) 3 в) 2
 - б) 1 г) 4
2. Растворяются в растворе аммиака все вещества группы
- а) AgCl , AgBr , AgI в) AgCl , AgI
 - б) AgBr , AgI г) AgCl , AgBr
3. Химическая связь имеет более ковалентный характер в
- а) AgI в) AgCl
 - б) AgBr г) AgF , потому что # # #.
4. Устойчивость цианидных комплексов: $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$; $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$; $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ в ряду
- а) уменьшается в) увеличивается
 - б) не изменяется г) изменяется немонотонно, потому что
-
5. В ряду Cu-Ag-Au температура плавления и кипения
- а) уменьшается, затем увеличивается
 - б) увеличивается, затем уменьшается
 - в) увеличивается
 - г) уменьшается, потому что _____
 - б) Наиболее ярко проявляются кислотные свойства у
 - а) $\text{Au}(\text{OH})_3$ в) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 - б) Cu_2O г) Ag_2O , потому что
-
6. Приведены значения стандартной энергии Гиббса реакций:



- 3) $[\text{HgI}_4]^{2-} + 2\text{OH}^- = \text{HgO} + 4\text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$; $\Delta G_{298} = +26 \text{ кДж/моль}$
7. Наиболее легко разрушить в водном растворе тетраидомеркурат(II)-ион с помощью
- а) Na_2S в) NaOH
б) H_2S г) $\text{Na}_2\text{S}, \text{NaOH}$
8. Устойчивость однотипных соединений в рядах $\text{ZnO}-\text{CdO}-\text{HgO}$; $\text{ZnS}-\text{CdS}-\text{HgS}$
- а) уменьшается в) увеличивается
б) увеличивается, затем уменьшается г) не изменяется, потому что
-
9. Электронодонорная способность ионов в ряду: $\text{Zn}^{2+}-\text{Cd}^{2+}-\text{Hg}^{2+}$
- а) увеличивается в) увеличивается, затем уменьшается
б) уменьшается г) не изменяется, потому что
-
10. При внесении в водный раствор аммиака $\text{Zn}(\text{OH})_2$ pH раствора _____ потому что
-

Вариант № 2

1. Из элементов I В группы наиболее характерна степень окисления +1 для
- а) серебра в) золота
б) меди г) меди и серебра, потому что
-
2. Кусочек серебряной монеты массой 0,3 растворили в азотной кислоте и осадили из полученного раствора серебро в виде AgCl . Масса осадка оказалась равной 0,199 г. Массовая доля серебра в монете равна
- а) 49,9 в) 53,7
б) 27 г) 36,5
3. Устойчивость галогенокомплексов в ряду: $[\text{CuCl}_2]^-$; $[\text{CuBr}_2]^-$; $[\text{CuI}_2]$
- а) увеличивается в) не изменяется
б) уменьшается г) изменяется немонотонно, потому что
-
4. Золото реагирует с каждым из перечисленных веществ группы
- а) H_2SO_4 (к); H_2SeO_4 (к) в) HNO_3 ; HCl
б) HNO_3 ; $\text{HCl} + \text{Cl}_2$ г) $\text{HCl} + \text{Cb}$; H_2SeO_4 (к)
5. Растворимость в воде в ряду $\text{HgCl}_2-\text{HgBr}_2-\text{HgI}_2$
- а) уменьшается в) увеличивается
б) увеличивается, затем уменьшается г) не изменяется, потому что
-
6. В результате реакции сульфата цинка с концентрированным раствором аммиака образуется _____
-
7. Установите соответствие между комплексной частицей и ее геометрией
- 1) дицианоаргентат (I)-ион А) квадрат

- 2) катион диамминмеди (I) Б) незавершенный тетраэдр
 3) тетрахлороаурат (III)-ион В) линейная
 4) дихлорокупрат (I)-ион Г) тетраэдр
8. Для цинка и ртути характерно координационное число 4, а для кадмия - 4 и 6, потому что _____
9. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{к}) + \text{HCl}(\text{к})$ — равна:
- а) 20 в) 25
 б) 14 г) 18

Пространственная структура комплексов меди (II) - искаженный октаэдр или плоский квадрат. Это связано с проявлением эффекта

Критерии оценки ответа студента при выполнении тестовых заданий

Оценка	Требования к знаниям
отлично	Оценка «отлично» выставляется студенту, если он глубоко и прочно освоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, причем не затрудняется с ответом при видоизменении заданий, правильно обосновывает принятое решение.
хорошо	Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос, правильно применяет теоретические положения при решении практических вопросов и задач, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения.
удовлетворительно	Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он имеет знания только основного характера, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, испытывает затруднения при обосновании ответа.
неудовлетворительно	Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки, имеет затруднения при ответе на вопросы и обосновании ответов. Как правило, оценка «неудовлетворительно» ставится студентам, которые не могут продолжить обучение без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине.

Перечень вопросов к экзамену

Часть 1. Химия

- Основные положения АМУ. Атом. Молекула. Химический элемент. Простые и сложные вещества. Относительная атомная масса, относительная молекулярная масса. Моль. Число Авогадро. Молярная масса.
- Основные стехиометрические законы.
- Основные типы химических реакций.
- Классы неорганических веществ: оксиды, кислоты, основания, соли. Их физические и химические свойства, способы получения.
- Строение атома. Модель Резерфорда, его недостатки. Теория Бора. Квантовая теория строения атома.

6. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Гунда. Принцип наименьшей энергии. Правила Клечковского.
7. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Принцип построения. Группы и периоды. Закономерности изменения свойств атомов, простых веществ и соединений, образованных химическими элементами, в пределах главных подгрупп и периодов системы Д.И.Менделеева. Периодичность свойств атомов.
8. Химическая связь. Изображение химической связи. Ковалентная (полярная, неполярная). Механизмы образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи. Гибридизация орбиталей. Диполь, длина диполя, дипольный момент.
9. Метод валентных связей. Основные положения метода ВС.
10. Метод молекулярных орбиталей. Магнитные свойства веществ. Линейная комбинация атомных орбиталей (ЛКАО). Связывающие и разрыхляющие МО
11. Ионная связь.
12. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Межмолекулярное взаимодействие: 1) электростатическое – ориентационное (диполь-дипольное), индукционное и дисперсионное; 2) донорно-акцепторное. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Значение водородных связей.
13. Металлическая связь. Сходство и различие с ковалентной связью. Ненасыщенность и ненаправленность металлической связи.
14. Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Система. Гомогенные и гетерогенные системы. Фаза. Скорость гомогенной и гетерогенной реакций.
15. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость от концентрации. Основной закон химической кинетики.
16. Влияние на скорость химических реакций температуры. Правило Вант-Гоффа. Активные молекулы. Энергия активации. Зависимость энергии активации от природы реагирующих веществ. Энергетический барьер, переходное состояние. Уравнение Аррениуса, как более точно описывающее зависимость скорости химической реакции от температуры.
17. Зависимость скорости химических реакций от природы реагирующего вещества.
18. Понятие о катализе и катализаторах. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм действия катализаторов. Активные центры катализаторов. Каталитические яды. Промоторы. Избирательность катализаторов.
19. Термодинамика. Термодинамическая система. Фаза. Гетерогенная и гомогенная системы. Компоненты системы. Функции и параметры состояния. Внутренняя энергия.
20. Первое начало (закон) термодинамики. Энтальпия. Стандартное состояние вещества. Стандартная энтальпия реакции.
21. Термохимия. Термохимическое уравнение. Закон Лавуазье-Лапласа. Основной закон термохимии - закон Гесса. Круговые процессы (циклы).
22. Энтропия как функция состояния системы. Термодинамическая вероятность состояния системы W . Стандартная энтропия. Второе начало (закон) термодинамики.
23. Постулат Планка (третье начало термодинамики). Изменение энтропии вещества с увеличением температуры.
24. Энергия Гиббса. Связанная энергия. Направленность химического процесса.
25. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия.
26. Растворы. Классификация растворов по агрегатному состоянию. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы.
27. Концентрация растворов. Концентрированные и разбавленные растворы. Способы выражения концентрации растворов.
28. Электролиты и неэлектролиты. Сильные, слабые и средней силы электролиты.
29. Электролитическая диссоциация. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
30. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. pH растворов солей.
31. Произведение растворимости. Реакции ионного обмена.
32. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Реакция среды. Степень и константа гидролиза.

33. Идеальные растворы. Коллигативные свойства растворов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Рауля. Следствия из закона Рауля.
34. Окислительно-восстановительные реакции. Теория ОВР. Классификация ОВР. Окислители и восстановители. Методы составления уравнений ОВР.
35. Электролиз. Электролиз расплавов, водных растворов. Понятие о ГЭ. Составление ГЭ. ЭДС элемента. Стандартная ЭДС элемента.
36. Электродные потенциалы. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала от концентраций веществ и температуры (уравнение Нернста). Электрохимический ряд напряжений металлов.
37. Количественная характеристика процессов электролиза (закон Фарадея).
38. Дисперсные системы. Дисперсная фаза и дисперсионная среда. Суспензии и эмульсии. Коллоидные растворы. Эффект Тиндаля. Коагуляция. Значение коллоидных растворов.
39. Комплексные соединения. Координационная теория Вернера. Основные типы к.с. Номенклатура к.с. Практическое применение к.с.

Часть 2. Бионеорганическая химия

1. Элементы VII А группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Биологическая роль.
2. Элементы VI А группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Биологическая роль.
3. Элементы V А группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Биологическая роль.
4. Элементы IV А группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Биологическая роль.
5. Элементы III А группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Комплексообразование. Биологическая роль.
6. Элементы II А группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Комплексообразование. Биологическая роль.
7. Элементы I А группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения.

8. Элементы III В группы. Лантаноиды и актиноиды. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Комплексообразование. Биологическая роль.

10. Элементы V В группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Комплексообразование. Биологическая роль.

11. Элементы VI В группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Комплексообразование. Биологическая роль.

12. Элементы VII В группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Комплексообразование. Биологическая роль.

13. Элементы VIII В группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Комплексообразование. Биологическая роль.

14. Элементы I В группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соединения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Комплексообразование. Биологическая роль.

15. Элементы II В группы. Электронные конфигурации атомов, изменение атомных свойств по группе сверху вниз (атомные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону), устойчивость различных валентных состояний. Простые вещества (структура, связи, физические и химические свойства). Оксиды, гидроксиды, другие бинарные соеди-

нения. Закономерности изменения структуры, характера связей, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Комплексообразование. Биологическая роль

16. Азот и сера, сравнительная характеристика свойств простых веществ, их соединений в различных степенях окисления, устойчивость комплексов. Биологическая роль.

17. Фосфор и олово. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы. Биологическая роль.

18. Галогениды бора. Их строение, геометрическая модель молекул, растворимость.

19. Бериллий и бор, сравнительная характеристика свойств простых веществ, их соединений в различных степенях окисления, устойчивость комплексов. Биологическая роль.
20. Теллур и йод. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость. Биологическая роль.
21. Бром и магний. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы. Биологическая роль.
22. Калий и медь. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы. Биологическая роль.
23. Кремний и фосфор. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость. Биологическая роль.
24. Сравните свойства простых веществ ванадия, титана, охарактеризуйте свойства их соединений, устойчивость комплексов. Биологическая роль.
25. Сурьма и индий. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы. Биологическая роль.
26. Охарактеризуйте свойства серы и германия, кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства их соединений.
27. Алюминий, бериллий. Дайте сравнительную характеристику простых веществ этих элементов, их соединений, комплексов. Биологическая роль.
28. Висмут и свинец. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы. Биологическая роль.
29. Кремний и хлор. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость. Биологическая роль.
30. Галлий и селен. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость. Биологическая роль.
31. Железо и кобальт. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы. Биологическая роль.
32. Хром и марганец. Сравните свойства простых веществ, их реакционную способность, свойства соединений в различных степенях окисления, их устойчивость, комплексы.

Критерии оценки ответа на экзамене

4-балльная шкала (уровень освоения)	Показатели	Критерии
Отлично (повышенный уровень)	1. Полнота изложения теоретического материала; 2. Полнота и правильность решения практического задания; 3. Правильность и/или аргументированность изложения (последовательность действий);	Студентом дан полный, в логической последовательности развернутый ответ на поставленный вопрос, где он продемонстрировал знания предмета в полном объеме учебной программы, достаточно глубоко осмысливает дисциплину, самостоятельно, и исчерпывающе отвечает на дополнительные вопросы, приводит собственные примеры по проблематике поставленного вопроса, решил предложенные практические задания без ошибок.
Хорошо (базовый уровень)	4. Самостоятельность ответа; 5. Культура речи;	Студентом дан развернутый ответ на поставленный вопрос, где студент демонстрирует знания, приобретенные на

	б. и т.д.	лекционных и семинарских занятиях, а также полученные посредством изучения обязательных учебных материалов по курсу, дает аргументированные ответы, приводит примеры, в ответе присутствует свободное владение монологической речью, логичность и последовательность ответа. Однако допускается неточность в ответе. Решил предложенные практические задания с небольшими неточностями.
Удовлетворительно (пороговый уровень)		Студентом дан ответ, свидетельствующий в основном о знании процессов изучаемой дисциплины, отличающийся недостаточной глубиной и полнотой раскрытия темы, знанием основных вопросов теории, слабо сформированными навыками анализа явлений, процессов, недостаточным умением давать аргументированные ответы и приводить примеры, недостаточно свободным владением монологической речью, логичностью и последовательностью ответа. Допускается несколько ошибок в содержании ответа и решении практических заданий.
Неудовлетворительно (уровень не сформирован)		Студентом дан ответ, который содержит ряд серьезных неточностей, обнаруживающий незнание процессов изучаемой предметной области, отличающийся неглубоким раскрытием темы, незнанием основных вопросов теории, несформированными навыками анализа явлений, процессов, неумением давать аргументированные ответы, слабым владением монологической речью, отсутствием логичности и последовательности. Выводы поверхностны. Решение практических заданий не выполнено т.е. студент не способен ответить на вопросы даже при дополнительных наводящих вопросах преподавателя.

9. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

9.1. Учебная литература:

а) основная:

1. Ершов Ю.А., Попков В. А. и др. Общая химия - М.: Высшая школа, 1993.
2. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. М. Высшая школа, 1989.
3. Руководство к лабораторно-практическим занятиям по общей химии. Ч.1 Под ред. Никитиной Л.Е., Казань, 2005
4. Селезнев К.А. Аналитическая химия. ВШ., Москва 1963
5. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учеб. 3-е изд., перераб. и доп.

- М.: Высш.шк., 1998. 743 с.
6. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия: Учеб. М.: Изд-во Моск.ун-та., 1991, 1994. т.1, 2.
 7. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. - М.: Химия, 2006.- 632
 8. Некрасов Б.В. Основы общей химии. - М.: Химия, 1973.- т. 1,2.
 9. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Современная неорганическая химия. М.: Мир, 1969. т. 1, 2, 3.
 10. Ершов Ю.А., Попков В. А. и др. Практикум по общей химии - М.: Высшая школа, 1993.
 11. Султыгова З.Х. Бокова Л.М. Инаркиева З.И. Лабораторный журнал по общей и бионеорганической химии.- ИнГГУ, 2011.

б) дополнительная:

1. Оленин С.С., Фадеев Г.И. Неорганическая химия М., 1979
2. Бабков А.В. и др. Практикум по общей химии с элементами количественного анализа. М.1973.
3. Руководство к лабораторным работам по общей и неорганической химии. Под ред. Кульбе Ф.Я., II Химии, 1976
4. Мушкамбаров Н.Н. Физическая и коллоидная химия: Учебник для студентов медицинских вузов. М.: Геотар-Мед, 2001.-384с.
5. Захарченко В.Н. Коллоидная химия. М.: ВШ, 1989.-238с.
6. Слесарев В.И. Химия: Основы химии живого: Учебник для вузов. Спб.: Химиздат. 2000 , 768с
7. Хьюи Дж. Неорганическая химия: строение вещества и реакционная способность. М.: Химия, 1987. 695 с.
8. Полтораки О.М., Ковба Л.М. Термодинамические основы неорганической химии. М.: Мир, 1984.
- 9.. Некрасов Б.В. Основы общей химии. М.: Химия, 1973. т. 1, 2, 3.
10. Костромина Н.А., Кумок В.Н., Скорик Н.А. Химия координационных соединений. Учеб. М.: Высшая школа, 1990. 432 с.

9.2. Интернет-ресурсы:

<http://fizrast.ru/sitemap.html>
<http://www.don-agro.ru>
<http://xn-80abucjiibhv9a.xn-plai/>
<http://www.agroxxi.ru/> (РГБ)
<http://elibrary.rsl.ru> Научная электронная библиотека
<http://elibrary.ru/default.asp> Российская национальная библиотека
<http://primo.nl.ru> <http://nbggu.ru> Электронная библиотека Российской государственной библиотеки

9.3. Программное обеспечение

Университет обеспечен необходимым комплектом лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения, в том числе отечественного производства.

Каждый обучающийся в течение всего периода обучения обеспечен индивидуальным неограниченным доступом к электронной информационно-образовательной среде университета из любой точки, в которой имеется доступ к информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» как на территории университета, так и вне ее.

Университет обеспечен следующим комплектом лицензионного программного обеспечения.

1. Лицензионное программное обеспечение, используемое в ИнГУ
 - 1.1. Microsoft Windows 7
 - 1.2. Microsoft Office 2007
 - 1.3. Программный комплекс ММИС “Визуальная Студия Тестирования”
 - 1.4. Антивирусное ПО Eset Nod32
 - 1.5. Справочно-правовая система “Консультант”
 - 1.6. Справочно-правовая система “Гарант”

Наряду с традиционными изданиями студенты и сотрудники имеют возможность пользоваться электронными полнотекстовыми базами данных:

Таблица 9.1.

Название ресурса	Ссылка/доступ
Электронная библиотека онлайн «Единое окно к образовательным ресурсам»	http://window.edu.ru
«Образовательный ресурс России»	http://school-collection.edu.ru
Федеральный образовательный портал: учреждения, программы, стандарты, ВУЗы, тесты ЕГЭ, ГИА	http://www.edu.ru –
Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов (ФЦИОР)	http://fcior.edu.ru -
ЭБС "КОНСУЛЬТАНТ СТУДЕНТА". Электронная библиотека технического вуза	http://polpred.com/news
Издательство «Лань». Электронно-библиотечная система	http://www.studentlibrary.ru -
Русская виртуальная библиотека	http://rvb.ru –
Издательство «Лань». Электронно-библиотечная система	http://e.lanbook.com -
Еженедельник науки и образования Юга России «Академия»	http://old.rsue.ru/Academy/Archives/Index.htm
Научная электронная библиотека «e-Library»	http://elibrary.ru/defaultx.asp -
Электронно-библиотечная система IPRbooks	http://www.iprbookshop.ru -
Электронно-справочная система документов в сфере образования «Информио»	http://www.informio.ru
Информационно-правовая система «Консультант-плюс»	Сетевая версия, доступна со всех компьютеров в корпоративной сети ИнГУ
Информационно-правовая система «Гарант»	Сетевая версия, доступна со всех компьютеров в корпоративной сети ИнГУ
Электронно-библиотечная система «Юрайт»	https://www.biblio-online.ru

10. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Теоретический курс

- 1) Лекции: презентации.
- 2) Контрольные тесты.
- 3) Список вопросов для проведения собеседования.

- 4) Таблицы.
- 5) Варианты заданий для контрольных работ.

Лабораторный практикум

- 1) Тематика и описание лабораторных работ (специально разработанный и изданный лабораторный практикум для студентов-медиков).
- 2) Набор химических реактивов к каждой лабораторной работе.
- 3) Лабораторные установки, оборудование.

11. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина «Химия, бионеорганическая химия» направлена на формирование компетенций: УК-1, УК-3.

Промежуточная аттестация предполагает экзамен.

Приступая к изучению дисциплины, необходимо в первую очередь ознакомиться с содержанием рабочей программы дисциплины (РПД).

Лекции имеют целью дать систематизированные основы научных знаний.

При изучении и проработке теоретического материала для бакалавров необходимо:

- повторить законспектированный на лекционном занятии материал и дополнить его с учетом рекомендованной по данной теме литературы;
- при самостоятельном изучении теоретической темы сделать конспект, используя рекомендованные в РПД литературные источники и ресурсы информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»
- при подготовке к промежуточной аттестации по модулю использовать материалы фонда оценочных средств.

Лабораторные занятия проводятся с целью углубления и закрепления знаний, полученных на лекциях и в процессе самостоятельной работы над нормативными документами, учебной и научной литературой.

При подготовке к лабораторному занятию необходимо:

- изучить, повторить теоретический материал по заданной теме;
- при выполнении домашних расчетных заданий, изучить, повторить типовые задания, выполняемые в аудитории.

Рекомендации по работе с научной и учебной литературой

Работа с учебной и научной литературой является главной формой самостоятельной работы и необходима при подготовке к устному опросу на семинарских занятиях, к модульным контрольным работам, опросу, экзамену. Она включает проработку лекционного материала – изучение рекомендованных источников и литературы по тематике лекций. Конспект лекции должен содержать реферативную запись основных вопросов лекции, предложенных преподавателем схем (при их демонстрации), основных источников и литературы по темам, выводы по каждому вопросу. Конспект должен быть выполнен в отдельной тетради по предмету. Он должен быть аккуратным, хорошо читаемым, не содержать не относящуюся к теме информацию или рисунки.

Конспекты научной литературы при самостоятельной подготовке к занятиям должны быть выполнены также аккуратно, содержать ответы на каждый поставленный в теме вопрос, иметь ссылку на источник информации с обязательным указанием автора, названия и года издания используемой научной литературы. Конспект может быть опорным (содержать лишь основные ключевые позиции), но при этом позволяющим дать полный ответ по вопросу, может быть подробным. Объем конспекта определяется самим обучающимся.

В процессе работы с учебной и научной литературой обучающийся может:

- делать записи по ходу чтения в виде простого или развернутого плана (создавать перечень основных вопросов, рассмотренных в источнике);
- составлять тезисы (цитирование наиболее важных мест статьи или монографии, короткое изложение основных мыслей автора);
- готовить аннотации (краткое обобщение основных вопросов работы);

- создавать конспекты (развернутые тезисы).

Рабочая программа дисциплины «Химия, бионеорганическая химия» составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по специальности 31.05.01. «Лечебное дело», утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 09 февраля 2016 г. № 95.

Программу составили:

профессор кафедры химии

Султыгова З.Х.

доцент кафедры химии

Бокова Л.М.

Рабочая программа утверждена на заседании кафедры химии

Протокол заседания № 10 от « 21 » июня 2021 г.

Заведующий кафедрой

_____ / Султыгова З.Х. /

Рабочая программа одобрена учебно-методическим советом

химико-биологического факультета

Протокол заседания № 10 от « 23 » июня 2021 г.

Председатель учебно-методического совета

_____ / Плиева А.М. /

Программа рассмотрена на заседании Учебно-методического совета университета

Протокол заседания № 10 от « 30 » июня 2021 г.

Председатель Учебно-методического совета университета

_____ / Хашагульгов Ш.Б.

**Сведения о переутверждении программы на очередной учебный год и
регистрации изменений**

Учебн ый год	Решение кафедры (№ протокола, дата)	Внесенные изменения	Подпись зав. кафедрой