



**Министерство образования и науки
Российской Федерации**
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
**«Калужский государственный университет
им. К.Э. Циолковского»**

**ПРОГРАММА ВСТУПИТЕЛЬНЫХ ИСПЫТАНИЙ,
ПРОВОДИМЫХ УНИВЕРСИТЕТОМ САМОСТОЯТЕЛЬНО
при поступлении по программам магистратуры**

04.04.01 «Химия»

Магистерская программа

**«Эколого-аналитическая химии и химическая
экспертиза»**

1. Общие положения

1.1. Программа вступительных испытаний по направлению подготовки 04.04.01 «Химия» на магистерскую программу «Эколого-аналитическая химии и химическая экспертиза» включает в себя письменное тестирование по направлению подготовки 04.04.01 «Химия», позволяющие оценить подготовленность поступающих к освоению программы магистратуры.

1.2. В основу программы вступительных испытаний положены квалификационные требования, предъявляемые к бакалаврам по направлению 04.04.01 «Химия».

1.3. Программа вступительных испытаний содержит описание процедуры, программы вступительных испытаний и критерии оценки ответов.

1.4. Вступительные испытания проводятся на русском языке.

1.5. Организация и проведение вступительных испытаний осуществляется в соответствии с Правилами приема, утвержденными приказом ректора КГУ имени К.Э. Циолковского, действующими на текущий год поступления.

1.6. По результатам вступительных испытаний, поступающий имеет право на апелляцию в порядке, установленном Правилами приема, действующими на текущий год поступления.

1.7. Программа вступительных испытаний по направлению подготовки 04.04.01 Химия на магистерскую программу «Эколого-аналитическая химии и химическая экспертиза» ежегодно пересматривается и обновляется с учетом изменений нормативно-правовой базы РФ в области высшего образования и локальных документов, регламентирующих процедуру приема в КГУ имени К.Э. Циолковского. Изменения, внесенные в программу вступительных испытаний, рассматриваются и утверждаются на заседании учебно-методической комиссии. Программа вступительных испытаний утверждается проректором по учебной работе.

1.8. Программа вступительных испытаний публикуется на официальном сайте КГУ имени К.Э. Циолковского в разделе «Магистратура» не позднее даты, указанной в Правилах приема, действующих на текущий год поступления.

2. Цель и задачи вступительных испытаний

2.1. Вступительные испытания предназначены для определения степени готовности поступающего к освоению выбранной ООП магистратуры и проводятся с целью определения требуемых компетенций поступающего, необходимых для освоения данной основной образовательной программы «Эколого-аналитическая химии и химическая экспертиза» по направлению подготовки 04.04.01 Химия.

Цель вступительного тестирования – определить уровень подготовленности поступающего в магистратуру к выполнению профессиональных задач и видов профессиональной деятельности, оценить уровень сформированных у него профессиональных компетенций (ПК), предусмотренных Государственным образовательным стандартом и основной образовательной программой бакалавриата/специалитета, необходимых для освоения магистерской программы «Эколого-аналитическая химии и химическая экспертиза»

2.2. Основные задачи вступительного тестирования по направлению подготовки по профилю программы:

- проверка уровня теоретических знаний претендента;
- определение склонности к научно-исследовательской и организационно-управленческой деятельности;
- определение области научных интересов и эрудиции претендента;
- выявление мотивов поступления в магистратуру.

3. Вступительное тестирование: структура, процедура, программа и критерии оценки ответов

3.1. Структура вступительного тестирования

3.1.1. Вступительное тестирование включает теоретические вопросы по дисциплине «Химия».

3.1.2. В ходе вступительного тестирования поступающий должен показать:

Владение:

- специальной профессиональной химической терминологией;
- способностью к коммуникации в письменной форме для решения профессиональных задач.

Умение:

- использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии для решения профессиональных задач;
- использовать математический аппарат при количественном описании процессов и явлений;
- ставить цель и сформулировать задачи, связанные с реализацией профессиональных функций;
- обосновывать и отстаивать свою позицию, активно реализовывать собственные решения и идеи.

Знание:

- теоретических основ фундаментальных разделов химии (неорганической, аналитической, органической, физической, биохимии).

3.2 Требования к уровню подготовки абитуриента

Предшествующий уровень образования абитуриента - высшее образование.

Абитуриент должен иметь документ государственного образца о высшем образовании: диплом бакалавра или диплом, подтверждающий квалификацию специалиста.

3.3. Процедура проведения вступительных испытаний

Форма проведения вступительного испытания – письменное тестирование. Вступительный тест выполняется по одному из вариантов.

Максимальное количество баллов – 100 баллов.

Минимальное количество баллов, подтверждающее успешное прохождение вступительного испытания – 40 баллов.

Тест включает задания с выбором одного или двух правильных ответов, задания на установление соответствия и сопоставление, задания - кейсы с развернутым ответом.

II. Содержание программы

Раздел I. Неорганическая химия

Квантовомеханическая модель атома. Волновая теория строения атома, двойственная природа электрона, принцип неопределенности. Квантовомеханические представления о строении электронных оболочек атома: понятие о волновой функции, электронной плотности и её радиальном распределении в атоме водорода, радиусе атома, квантовых числах, s-, p-, d- и f- состояниях электронов, энергетическом уровне, подуровне, атомной орбитали. Принцип Паули и емкость электронных оболочек, правила Хунда. Строение электронных оболочек многоэлектронных атомов, энергия атомных орбиталей. Периодический закон Д.И. Менделеева. Длинная и короткая формы периодической системы, периоды, группы и подгруппы, семейства элементов. Периодичность изменения свойств атомов как следствие периодичности изменения структур электронных оболочек атомов. Периодичность изменения химических свойств простых веществ и химических соединений по периодам и группам. Теории химической связи. Механизм образования химической связи, её характеристики, типы связей. Свойства ковалентной связи: насыщаемость связи, понятие валентности, развитие этого понятия; направленность ковалентной связи. Теории ковалентной связи. Теория валентных связей (ВС). Теория молекулярных орбиталей (МО). Концепция гибридизации атомных орбиталей, пространственное строение молекул и ионов. Ионная связь. Трактовка полярных связей согласно концепции поляризации ионов. Химическая связь в комплексных соединениях. Состав комплексных соединений, пространственная конфигурация комплексных ионов. Положение в периодической системе элементов, являющихся типичными комплексообразователями и донорными атомами моно- и полидентантных лигандов. Элементы теории кристаллического поля. Связь в жидких и твердых веществах. Типы кристаллических решёток. Зависимость физических свойств веществ от их структуры. Температуры плавления и кипения в рядах веществ сходного состава, образованных элементами одной группы.

Общая характеристика элементов периодической системы

Первая группа Периодической системы Д.И. Менделеева. Щелочные элементы (ЩЭ). Общая характеристика ЩЭ. Нахождение элементов первой группы в природе. Получение ЩЭ в металлическом состоянии из природного сырья. Изменение химической активности ЩЭ в металлическом состоянии по ряду литий-цезий. Соединения ЩЭ с неметаллами – получение, строение, свойства гидридов, галогенидов, сульфидов, нитридов. Изменение термической устойчивости и состава кислородных соединений в группе ЩЭ. Оксиды, пероксиды, супероксиды, озониды. Гидроксиды ЩЭ. Получение, строение, свойства, применение едкого натра, едкого кали. Свойства, получение, применение солей ЩЭ – нитратов, сульфатов, галогенидов. Кристаллогидраты наиболее практически важных солей ЩЭ. Изменение степени гидратации катионов ЩЭ в водных растворах их солей по ряду литий-цезий. Изменение термической устойчивости карбонатов, нитратов, сульфатов в ряду литий-цезий. Изменение в том же ряду температуры плавления и электропроводности галогенидов ЩЭ. Комплексообразующие свойства катионов ЩЭ. Особые

свойства соединений лития. Применение ЩЭ в промышленности. Использование ЩЭ в металлическом состоянии в качестве теплоносителей в ядерной энергетике. Биологическая роль соединений ЩЭ (калий-натриевый «насос», препараты лития, калия в медицине).

Пятая группа – азот, фосфор, элементы подгруппы мышьяка – мышьяк, сурьма, висмут. Закономерное усиление металлических свойств от азота и фосфора к элементам подгруппы мышьяка. Азот. Общая характеристика азота. Распространенность и нахождение азота в природе. Строение молекулы азота (методы МО и ВС). Уникальные физические и химические свойства молекулярного азота. Энергия тройной, двойной и одинарной связи азот-азот. Сопоставление энергетических характеристик связей азот-азот, углерод-азот, углерод-углерод. Получение азота в лаборатории и промышленности. Применение молекулярного азота. Современные методы связывания атмосферного азота. Аммиак. Строение, физические и химические свойства. Получение аммиака в лаборатории. Сжижение аммиака. Физико-химические условия промышленного синтеза аммиака. Равновесие взаимодействия аммиака с водой. Соли аммония, их получение и свойства. Строение иона аммония. Термическая устойчивость солей аммония – производных важнейших минеральных кислот. Гидролиз солей аммония. Применение аммиака и солей аммония. Аммиакаты как пример комплексных азотсодержащих соединений. Гидразин и гидроксиламин, состав и свойства. Сравнение основных и окислительно-восстановительных свойств аммиака, гидразина и гидроксиламина. Азотистоводородная кислота и её соли (азиды). 9 Кислородные соединения азота. Природа связи азот-кислород. Состав, строение и закономерности в изменении свойств оксидов азота. Получение, сопоставление строения и свойств азотистой HNO_2 и азотной HNO_3 кислот: устойчивость, кислотные и окислительно-восстановительные свойства водных растворов. Зависимость состава продуктов взаимодействия азотной кислоты с металлами от концентрации кислоты и природы металла. Нитриты и нитраты, получение, свойства, их роль в технике.

Фосфор. Распространенность фосфора и формы его нахождения в природе. Валентные состояния фосфора. Аллотропные модификации фосфора. Условия стабильности белого и красного фосфора. Строение белого и красного фосфора, физические и химические свойства. Свечение фосфора. Взаимодействие фосфора с металлами и неметаллами. Получение и применение красного и белого фосфора в промышленности. Водородные соединения фосфора. Способы получения фосфина. Соли фосфония, их термическая и гидролитическая устойчивость. Галогениды фосфора. Получение, свойства. Кислородные соединения фосфора – оксиды, кислородсодержащие кислоты. Оксид фосфора (III), получение, строение молекулы, свойства. Фосфористая кислота, получение, строение, свойства, фосфиты. Фосфорноватистая кислота, получение, строение, свойства. Гипофосфиты. Фосфорноватая кислота, её соли. Оксид фосфора (V), получение, строение молекулы, свойства. Получение и взаимные переходы орто-, ди(пиго)- и метафосфорной кислот. Строение и свойства фосфорных кислот и их солей. Аналитические методы их идентификации. Гидролиз фосфатов. Полиметафосфаты. Сравнение кислотных, окислительно-восстановительных свойств и термической устойчивости кислородсодержащих кислот фосфора (I), (III), (V). Фосфорные удобрения и

моющие средства на основе фосфатов. Роль производных фосфорной кислоты в биологических процессах. Элементы подгруппы мышьяка – мышьяк, сурьма, висмут. Склонность элементов подгруппы мышьяка к образованию химической связи с серой. Минералы мышьяка, сурьмы, висмута. Получение мышьяка, сурьмы, висмута из природного сырья. Физические и химические свойства, применение мышьяка, сурьмы, висмута. Сплавы сурьмы и висмута, сплав Вуда. Важнейшие соединения мышьяка(V) и (III): оксиды(V) и (III), мышьяковая и мышьяковистая кислоты, арсенаты и арсениты. Сульфиды и тиосоли мышьяка(V) и (III). Проявление амфотерных свойств соединениями мышьяка. Сравнение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств однотипных соединений мышьяка(V) и (Ш). Кислородные соединения сурьмы: оксиды(V) и (III), сурьмяная и сурьмянистая кислоты, антимонаты и антимониты. Сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений сурьмы(V) и (III). Состояние сурьмы(V) и (III) в 10 водных растворах. Галогениды сурьмы(V) и (III), их гидролиз. Сульфиды и тиосоли сурьмы(V) и (III). Важнейшие соединения висмута(III) – оксид и гидроксид, соли и оксосоли, сульфид висмута(III). Состояние висмута(III) в водных растворах. Соединения висмута(V) – висмутаты, их получение и свойства сильнейших окислителей. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута, получение, строение, свойства. Применение соединений элементов подгруппы мышьяка в промышленности. Токсичность соединений мышьяка, сурьмы, висмута. Сопоставление состава, строения, характера химической связи, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств, термодинамических характеристик однотипных соединений элементов главной подгруппы. Сравнение химических свойств элементов главной и побочной подгрупп Периодической системы. Побочная подгруппа пятой группы. Общая характеристика элементов пятой группы. Нахождение в природе. Валентные состояния элементов пятой группы. Металлические ванадий, ниобий, tantal, их физические и химические свойства, получение, применение. Ванадиевые стали. Соединения элементов пятой группы со степенью окисления(V). Оксиды(V) ванадия, ниobia, tantalа, получение, свойства. Ванадий(V), ниобий(V) и tantal(V) в водных растворах. Влияние pH среды на состояние ионов элементов пятой группы в водных растворах. Изополисоединения ванадия. Ванадаты, ниобаты, tantalаты – получение, свойства. Использование фторониобатов и фторотанталатов для разделения смесей ниобий-тантал методом дробной кристаллизации. Принципы экстракционного и хроматографического разделения смесей ниобий-тантал. Изменение устойчивости соединений с высшими и низшими степенями окисления в ряду ванадий-тантал. Получение соединений ванадия(IV), (III), (II) в водных растворах, состояние ионов; гидролиз соединений ванадия с различными степенями окисления. Сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений ванадия со степенями окисления(V), (IV), (III), (II).

Раздел II. Аналитическая химия

Аналитическая химия как наука о методах анализа, способах разделения и обнаружения химических частиц с целью определения состава, структуры и состояния вещества. Аналитический сигнал и его связь с концентрацией вещества. Метрологические характеристики аналитических методов и их оценка. Статистическая обработка результатов измерений. Способы оценки

правильности. Теоретические закономерности и положения, лежащие в основе аналитической химии. Связь положения элемента в Периодической системе с его аналитическими свойствами. Закон действия масс. Термодинамическая, концентрационная и условная константы равновесия. Ионная сила, активность, коэффициент активности. Типы реакций и процессов в аналитической химии. Кислотно-основное равновесие. Современные представления о кислотах и основаниях: протолитическая теория Бренстеда-Лоури, теории Льюиса, Усановича. Константы кислотности и основности. Процессы ионизации и диссоциации. Реакции автопротолиза, ионное произведение растворителя, водородный показатель. Явление гидролиза. Константа и степень гидролиза. Гидролиз с точки зрения протолитической теории кислот и оснований. Буферные растворы. Сущность буферного действия. Уравнение Гендерсона-Гассельбаха. Буферная емкость. Равновесие в гетерогенной системе осадок-раствор. Произведение растворимости. Факторы, влияющие на растворимость малорастворимых соединений. Окислительно-восстановительные реакции. Редоксиперходы. Константа равновесия, окислительно-восстановительный потенциал, уравнение Нернста. Реакции комплексообразования. Константа устойчивости комплексов. Использование комплексообразования для обнаружения, разделения и маскировки ионов, определения, для растворения осадков. Методы аналитической химии Основные стадии анализа вещества: отбор пробы, подготовка пробы к анализу, измерение сигнала, оценка результатов анализа. Методы разделения и концентрирования (осаждение, экстракция, отгонка, хроматография): общая характеристика, применение в анализе. Хроматографические методы разделения. Общая характеристика и классификация хроматографических методов. Ионообменная хроматография и её применение для разделения катионов. Классификация методов определения. Сравнительная характеристика химических, физико-химических и физических методов анализа. Химические методы. Гравиметрический метод: сущность метода, условия получения кристаллических и аморфных осадков, применение метода. Титrimетрический метод. Понятие о рабочих, стандартных растворах, точке эквивалентности, точке конца титрования. Классификация методов титrimетрического анализа. Кривые титрования и выбор индикаторов. Метод кислотно-основного титрования. Индикаторные погрешности. Примеры определения. Метод окислительно-восстановительного титрования. Примеры определения неорганических и органических веществ. Метод комплексометрического титрования. Комплексонометрия. Металлоиндикаторы. Определяемые элементы. Электрохимические методы анализа. Кондуктометрические методы анализа. Прямая кондуктометрия и кондуктометрическое титрование. Факторы, влияющие на электропроводность растворов электролитов. Потенциометрические методы анализа. Прямая потенциометрия и потенциометрическое титрование. Факторы, определяющие величину потенциала индикаторного электрода. Амперометрическое титрование с двумя поляризованными электродами. Виды кривых при титровании электрохимических обратимых и необратимых систем. Метод кулонометрического титрования при постоянном токе. Основные требования, предъявляемые к реакциям. Способы фиксирования конечной точки титрования. Спектроскопические методы. Атомно-эмиссионная спектроскопия. Зависимость интенсивности спектральных линий от концентрации,

температуры и положения атомов в Периодической системе элементов. Источники возбуждения, используемые приборы и оборудование. Области применения метода. Атомно-абсорбционная спектроскопия. Теоретические основы метода. Источники первичного излучения: лампы полого катода, атомизаторы. Молекулярная абсорбционная спектроскопия. Закон светопоглощения, ограничения и условия применимости закона Бугера-Ламберта-Бера. Применение метода для анализа объектов и изучения равновесия в растворах. Пламенная фотометрия. Механизм формирования аналитического сигнала, способы его усиления. Аппаратура метода.

Раздел III. Органическая химия

Основные понятия органической химии. Гомологические ряды. Основные положения теории химического строения органических соединений. Типы связей, их характеристики и пространственное строение. Структурная и пространственная изомерия. Электронные представления в органической химии. Взаимное влияние атомов в молекулах органических соединений. Индуктивный и мезомерный эффект. Оптическая активность органических соединений. Строение и реакционная способность органических соединений. Классификация реагентов: радикальные, электрофильные и нуклеофильные, их использование для синтеза органических соединений. Промежуточные частицы, переходное состояние и механизм реакции. Энергетические диаграммы реакций. Основные принципы номенклатуры органических соединений. Алканы. Понятие о конформации и конфигурации. Реакционная способность C-H связей. Свободно-радикальные реакции: галогенирование, сульфохлорирование, нитрование, окисление. Крекинг и пиролиз алканов. Алкены. Способы образования двойной связи. Реакции электрофильного присоединения к алкенам, механизм. Перекисный эффект. Радикальные реакции алkenов. Окислительное превращение алкенов: цис- и транс-гидроксилирование, озонолиз. Алкадиены. Сопряженные алкадиены. Их особые свойства. Алкины. Реакции электрофильного присоединения, замещение водорода на металл. Сравнительная характеристика химических свойств алканов, алкенов и алкинов. Арены. Строение. Ароматичность. Правило Хюкеля. Устойчивость к окислению. Реакции электрофильного, нуклеофильного и радикального замещения. Механизм реакций. Правила ориентации. Согласованная и несогласованная ориентация. Галогенопроизводные углеводородов. Основные представления о механизме нуклеофильного замещения у насыщенного атома углеводорода (SN_1 , SN_2). Реакции элиминирования (E_1 , E_2). Магний- и литийорганические соединения. Получение, реакции. Спирты. Одноатомные и многоатомные спирты. Строение. Основные реакции спиртов. Простые эфиры. Фенолы. Строение. Реакционная способность. Альдегиды и кетоны. Строение. Реакции нуклеофильного присоединения. Реакции, отличающие альдегид от кетона. Карбоновые кислоты и их производные. Кислоты предельные, непредельные, одно- и двухосновные. Гидро-, оксо- и аминокислоты. Связь строения и реакционной способности. Производные кислот. Азотсодержащие соединения. Амино-, нитро-, азо- и диазосоединения. Влияние строения на химические свойства. Гетероциклы с одним гетероатомом: фуран, тиофен, пиррол, пиридин, хинолин. Строение, химические свойства.

Раздел IV. Физическая химия

Основы химической термодинамики и элементы термодинамики необратимых процессов и статистической термодинамики. Макроскопические системы и термодинамический метод их описания. Термодинамические понятия и определения, интенсивные и экстенсивные величины. Термодинамические параметры состояния, обобщенные силы и обобщенные координаты. Нулевой закон термодинамики, температура. Теплота и работа различного рода. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия, энталпия. Термохимия. Закон Гесса и его следствия. Теплоемкость, зависимость теплоемкости от температуры. Закон Кирхгофа. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах. Второй закон термодинамики. Теорем Карно-Клаузиуса. Понятие о методе Каратаедори. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Абсолютная температура. Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах. Постулат Планка. Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца и их свойства. Фундаментальное уравнение Гиббса. Характеристические функции. Условия равновесия и критерии самопроизвольного протекания процессов, выраженные через характеристические функции. Химический потенциал, определение и свойства, равновесие в поле внешних сил, полные потенциалы, химическая переменная. Химический потенциал идеального и реального газов. Метод летучести Льюиса. Метод вычисления летучести из опытных данных. Основные постулаты статистической термодинамики. Термодинамическая вероятность и энтропия. Молекулярная сумма по состояниям и сумма по состояниям макроскопической системы. Связь сумм по состояниям с термодинамическими параметрами и функциями. Суммы по состояниям для различных видов движения: поступательного, вращательного, колебательного, электронного. Расчет термодинамических параметров и функций, констант равновесия химических реакций методом статистической термодинамики. Термодинамика растворов. Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля. Идеальные и неидеальные растворы и их свойства. Отклонения от закона Рауля. Криоскопия. Осмотические явления. Уравнение Вант-Гоффа. Парциальные мольные величины и их определение из опытных данных (для бинарных систем). Равновесие жидкость-пар в двухкомпонентной системе. Законы Гиббса и Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства. Термодинамика фазовых равновесий. Гетерогенные системы. Понятие фазы, компонента, степени свободы. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды. Фазовые переходы первого рода. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса и его применение к различным фазовым переходам первого рода. Двухкомпонентные системы. Различные диаграммы состояния двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз. Химическое равновесие. Уравнение изотермы химической реакции и константа равновесия. Термодинамическое обоснование направления химической реакции. Методы расчета химических равновесий при различных температурах. Приведенная энергия Гиббса и ее использование для расчета химических равновесий. Зависимость констант равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры реакции и их термодинамический вывод. Использование различных приближений при расчетах химических равновесий при различных температурах. Химическая кинетика и катализ. Основные понятия химической

кинетики. Кинетические кривые. Кинетические уравнения. Определение скорости реакции, константы скорости и порядка реакции. Молекулярность элементарных реакций. Зависимость константы скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации химической реакции и способы её определения. Теория соударений в химической кинетике. Преимущества и недостатки. Метод переходного состояния в химической кинетике. Свойства активированного комплекса. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Механизм реакций кислотно основного катализа. Уравнения Бренстеда и его использование в кинетике каталитических реакций. Гетерогенный катализ. Активность и селективность катализаторов. Теории гетерогенного катализа. Основные положения мультиплетной теории. Электрохимия. Основные свойства растворов электролитов. Электрическая проводимость растворов электролитов. Основные положения теории Аррениуса, её недостатки. Понятие об электростатической теории сильных электролитов Дебая и Гюкеля. Понятие электрохимического и электродного потенциала. Формула Нернста. Условия равновесия на границе раздела электрод-раствор. Классификация электродов и электрохимических цепей. Определение коэффициентов активности и чисел переноса на основе измерения ЭДС. Применение метода ЭДС для определения физико-химических величин.

Раздел V. Биохимия

Аминокислоты, пептиды, белки. Строение и номенклатура аминокислот. Электрические и оптические свойства аминокислот. Классификация боковых радикалов аминокислот по полярности, гидрофобности и заряженности. Понятие об изоэлектрической точке (pI). Пептиды, строение и свойства. Пептидная связь. Полипептиды (белки). Уровни структурной организации белковых молекул. Элементы вторичной структуры белка (альфа-спираль и бета-структуры- параллельная и антипараллельная). Связи, обеспечивающие образование элементов вторичной структуры. Третичная структура, как модель пространственной организации белковой молекулы. Связи, участвующие в образовании третичной структуры. Четвертичная структура белка и ее биологический смысл. Отличие четвертичной структуры от белковых агрегатов. Способы определения первичной структуры белков. Углеводы. Классификация и номенклатура углеводов. Моносахарины, олигосахарины и полисахарины. Строение и оптические свойства. Понятие об энантиомерах, диастереомерах, аномерах. Гликозидные связи. Функции углеводов в организме. Строение и функции полисахаридов у растений и млекопитающих. Липиды, классификация липидов. Омыляемые и неомыляемые липиды. Фосфолипиды-глицерофосфолипиды и сфингофосфолипиды, классификация и строение. Строение и функции клеточных мембран. Понятие о метаболизме. Катаболизм и анаболизм. Центральные и специальные метаболические пути. Биологическое окисление, как источник энергии для процессов в организме. Биологические аккумуляторы энергии. Гликолиз и глюконеогенез. Этапы гликолиза и глюконеогенеза, промежуточные соединения (интермедиаты) и катализаторы стадий. Энергетическая ценность гликолиза. Аэробные этапы окисления углеводов- окислительное декарбоксилирование пирувата и цикл Кребса. Интермедиаты, катализаторы стадий ЦТК и энергетическая эффективность. Этапы субстратного фосфорилирования в гликолизе. Способы транспортировки восстановительных эквивалентов к дыхательной цепи, эффективность

трансмембранных переноса. Нуклеиновые кислоты. Строение и состав РНК и ДНК. Понятие об азотистых основаниях, нуклеозидах и нуклеотидах. Первичная, вторичная и третичная структуры ДНКовых молекул. Понятие о комплементарности цепей. Передача наследственной информации. Репликация и транскрипция. Этапы репликации ДНК в прокариотических клетках. Ферменты, участвующие в репликации. Способы определения первичной структуры ДНК.

Рекомендуемая литература (в том числе электронные ресурсы)

1) основная:

1. Неорганическая химия: В 3-х т. / Под ред. Ю.Д. Третьякова. Т.1-3. М.: Академия, 2004.
2. Корольков Д.В., Скоробогатов Г.А. Основы теоретической химии. М.: Академия, 2004.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2005, 2012.
4. Мартыненко Л.И., Спицын В.И. Неорганическая химия. Ч. I и II. М.: Изд-во МГУ.
5. Некрасов Б.В. Основы общей химии. Т. 1, 2. СПб: Лань, 2003.
6. Основы аналитической химии / Под ред. Ю.А. Золотова. В 2-х т. М.: Высшая школа, 2000.
7. Основы аналитической химии. Практическое руководство / Под ред. Ю.А. Золотова. М.: Высшая школа, 2001.
8. Васильев В.П. Аналитическая химия. В 2 кн. М.: Дрофа, 2002.
9. Янсон Э.В. Теоретические основы аналитической химии. М.: Высшая школа, 1987.
10. Кунце У., Шведт Г. Основы качественного и количественного анализа. М.: Мир, 1997.
11. Терней А. Современная органическая химия. Т.1-2. М.: Мир, 1981.
12. Петров А.А., Вальян Х.В., Трощенко А.Т. Органическая химия. М.: Высшая школа, 1981.
13. Моррисон Р., Вайд Р. Органическая химия. - М.: Мир, 1974.
14. Агрономов Н.А. Избранные главы органической химии. - М.: Мир, 1990.
15. Несмеянов А.Н., Несмеянов Н.А. Начала органической химии. Ч.I и II. – М.: Химия, 1964.
16. Вилков Л.В., Пентин Ю.А. Физические методы исследования в химии. М. Мир, 2003.
17. Бахшиев Н.Г. Введение в молекулярную спектроскопию. Л. Изд. ЛГУ, 1987.
18. Кнорре Д.Г., Крылов Л.Ф., Музыкантов В.С. Физическая химия. М.: Высшая школа, 1981.
19. Щукин Е.Д., Перцов А.В., Амелина Е.А. Коллоидная химия. М.: Высшая школа, 2004.
20. Физическая химия / Под ред. К.с. Краснова. М.: Высшая школа, 1995.
21. Стромберг А.Г., Семченко Д.И. Физическая химия. М.: Высшая школа, 1999.

2) дополнительная

1. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Основы неорганической химии. М.: Мир, 1979.
2. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Строение вещества. М.: Высшая школа, 1978.
3. Полинг Л. Общая химия. М.: Мир, 1974.
4. Реми Н. М.: Курс неорганической химии. Т. I, II. М.: Мир, 1979.
5. Костромина Н.А., Кумок В.Н., Скорик Н.А. Химия координационных соединений. – М.: Высшая школа, 1990.
6. Хаускрофт К., Констебл Э. Современный курс общей химии: В 2-х т. М.: Мир, 2002.
7. Аналитическая химия. Проблемы и подходы: В 2 т.: / Под ред. Р. Кельнера, Ж.-М. Мерме, М. Отто, М. Видмера. М.: Мир, 2004.
8. Пилипенко А.Т., Пятницкий И.К. Аналитическая химия. В 2-х т. М.: Химия, 1990.
9. Скут Д., Уэст Д. Основы аналитической химии. В 2-х т. М.: Мир, 1979.
10. Фритц Дж., Шенк Г. Количественный анализ. М.: Мир, 1978.
11. Быкова Л.Н., Новиков Л.В., Чеснокова О.А. Аналитическая химия. М.: МГТУ им. А.Н. Косыгина, 2002.
12. Алексеев В.Н. Курс качественного химического полумикроанализа. М.: Химия, 1973.
13. Алексеев В.Н. Количественный анализ. М.: Химия, 1972.
14. Доерфель К. Статистика в аналитической химии. М.: Мир, 1994.
15. Механизмы органических реакций: учебное пособие. Томск: изд-во Том. унта, 1990.
16. Робертс Д., Кассерио М. Основы органической химии. М.: Мир, 1978. Т.1, 2.

III. Примеры тестовых заданий

Образец вступительного теста

Часть 1

Раздел 1. Выберите один правильный ответ (2 балла)

1. К физико-химическим методам анализа относят:

- 1) гравиметрический метод анализа
- 2) аргентометрию
- 3) потенциометрию
- 4) йодометрию

2. Установочное вещество для раствора перманганата калия:

- 1) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- 3) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

3. Индикатор в комплексонометрии:

- 1) фенолфталеин
- 2) эриохром черный
- 3) крахмал
- 4) метилоранж

4. Метод, основанный на измерении поглощения света окрашенными растворами:

- 1) спектрофотометрия
- 2) рефрактометрия
- 3) титриметрия
- 4) потенциометрия

5. В основе рефрактометрического метода анализа лежит:

- 1) прямое определение массы вещества при помощи взвешивания
- 2) измерение разности электродных потенциалов
- 3) измерение относительных показателей преломления вещества
- 4) измерение объема реагента израсходованного на реакцию с определяемым веществом

6. Хроматография, основанная на различной адсорбции веществ твердой неподвижной фазой, называется:

- 1) ионообменная
- 2) адсорбционная
- 3) бумажная
- 4) газовая

7. Процесс поглощения одного вещества другим называется:

- 1) десорбией
- 2) экстракцией
- 3) сорбцией
- 4) хроматографией

8. Если на электроде протекает несколько параллельных электрохимических реакций, то I закон Фарадея будет справедлив:

- 1) для суммы реакций
- 2) для разности реакций
- 3) для каждой из них

4) для средней из них

9. Электрод первого рода:

- 1) Обратим по катиону
- 2) Потенциал определяющими являются анионы
- 3) Необратим по катиону
- 4) Обратим по аниону

10. Устройство, которое преобразует энергию химической реакции в электрическую:

- 1) Кондуктометр.
- 2) Гальванический элемент
- 3) Химический элемент
- 4) Вольтметр

11. Все ионоселективные электроды основаны на принципе:

- 1) Непроницаемости мембран
- 2) Полупроницаемости мембран
- 3) Прозрачности мембран
- 4) Проницаемости мембран

12. Дайте характеристику электроду первого рода:

- 1) Металл покрыт слоем его труднорастворимой соли
- 2) Потенциал определяется активностью ионов.
- 3) Потенциал можно выразить через ПР соли и активность ионов.
- 4) Металл в растворе своих ионов

13. К проводникам первого рода не относятся:

- 1) бронза
- 2) латунь
- 3) расплав хлорида натрия
- 4) золото

14. Кривые зависимости силы проходящего через ячейку тока от поданного напряжения:

- 1) изотермы адсорбции
- 2) хроматограммы
- 3) кривые титрования
- 4) полярограммы

15. Математически Первый закон Фарадея выражается уравнением:

- 1) $m = k * I * t$
- 2) $m = V * I * t$
- 3) $m = C * V * t$
- 4) $m = k * C * I$

16. Как называются реакции и реагенты, дающие возможность открывать данный ион в присутствии других ионов?

- 1) групповыми, специфическими
- 2) избирательными, характерными
- 3) избирательными, специфическими
- 4) групповыми, характерными

17. Какое вещество следует добавить к раствору хромита калия, чтобы усилить гидролиз соли?

- 1) разбавить раствор

- 2) добавить щелочь
- 3) нагреть раствор
- 4) добавить кислоту

18. Какая из солей при одинаковой молярной концентрации гидролизуется в большей степени?

- 1) хлорид кальция
- 2) нитрат свинца
- 3) перхлорат калия
- 4) хлорид аммония

19. В 250 мл раствора содержится 0,1 г ёдкого натра. Найдите водородный показатель:

- 1) 11,00
- 2) 12,00
- 3) 2,00
- 4) 3,00

20. В каком водном растворе аммиака степень диссоциации наибольшая:

- 1) миллимолярном
- 2) сантимолярном
- 3) децимолярном
- 4) одномолярном

21. В каком растворе растворимость сульфата кальция будет наименьшая?

- 1) 0,1 н. серная кислота
- 2) 0,01 М сульфата калия
- 3) 0,1 М сульфата калия
- 4) 0,1 М нитрата кальция

22. В виде какого соединения ион свинца можно более полно осадить из раствора:

- а) хлорид свинца
- б) сульфат свинца
- в) сульфид свинца
- г) гидроксид свинца

23. В какой последовательности будет происходить осаждение карбонатов при постепенном прибавлении соды к смеси ионов бария, стронция и кальция?

- 1) BaCO_3 , CaCO_3 , SrCO_3
- 2) CaCO_3 , SrCO_3 , BaCO_3
- 3) SrCO_3 , CaCO_3 , BaCO_3
- 4) BaCO_3 , SrCO_3 , CaCO_3

24. Какие группы катионов (кислотно-основная классификация) могут быть выделены из смеси ионов посредством реакции комплексообразования?

- 1) шестая
- 2) вторая
- 3) четвертая
- 4) пятая

25. Определите, какая из перечисленных ниже солей подвергается анализу, если водный раствор соли имеет щелочную среду, обесцвечивает раствор иода, при действии кислот выделяет газ с резким запахом.

- 1) карбонат натрия
- 2) сульфат калия
- 3) сульфит натрия

4) нитрат натрия

26. В чем сущность гравиметрического анализа?

- 1) в точном измерении массы определяемого вещества и его компонента, выделяемых в химически чистом состоянии или в виде соответствующих соединений
- 2) в точном измерении объемов веществ
- 3) в точном измерении массы веществ и объемов содержащих их растворов
- 4) в точном измерении массы веществ

27. Какие условия необходимы для образования кристаллических осадков?

- 1) быстрое осаждение из горячих разбавленных растворов
- 2) медленное осаждение из горячих разбавленных растворов
- 3) быстрое осаждение из горячих концентрированных растворов
- 4) медленное осаждение из холодных разбавленных растворов

28. Какой объем раствора серной кислоты ($c(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4)=1$ моль/л) необходимо взять для осаждения ионов бария из раствора, приготовленного из дигидрата хлорида бария массой 0,5324 г? Вычисления проведите с учетом полуторного избытка осадителя.

- 1) 6,6 мл
- 2) 4,4 мл
- 3) 2,0 мл
- 4) 5,4 мл

29. Какой закон лежит в основе расчетов титrimетрического анализа?

- 1) закон сохранения массы веществ
- 2) закон кратных отношений
- 3) закон эквивалентов
- 4) закон постоянства состава

30. Как называется метод титрования, при котором массу навески растворяют в произвольном объеме воды и целиком титруют?

- 1) метод пипетирования
- 2) метод отдельных навесок
- 3) метод обратного титрования
- 4) метод заместительного титрования

31. Что означает выражение $T(\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{NaOH})=0,059$ г/мл?

- 1) 0,059 г гидроксида натрия взаимодействует с 1 мл раствора серной кислоты
- 2) 0,059 мл раствора гидроксида натрия взаимодействует с 1 г серной кислоты
- 3) 0,059 г серной кислоты взаимодействует с 1 мл раствора гидроксида натрия
- 4) 0,059 мл раствора серной кислоты взаимодействует с 1 г гидроксида натрия

32. Чему равен интервал перехода окраски индикатора тимолового синего, pT которого равен 8,9?

- 1) 9,9
- 2) 7,9
- 3) 7,9-9,9
- 4) 5,8-7,8

33. Определите молярную массу эквивалента окислителя при титровании щавелевой кислоты раствором перманганата калия в сернокислой среде?

- 1) 22,53
- 2) 63,03
- 3) 151,03
- 4) 31,61

34. В каком случае скачок титрования будет наибольшим, если 0,1 н раствор нитрата серебра титруют раствором иодида калия концентрации?

- 1) 0,01 н
- 2) 0,05 н
- 3) 1,0 н
- 4) 0,1 н

35. Какую массу сульфата железа (II) можно окислить в кислой среде с помощью 20 мл 0,1 н раствора перманганата калия?

- 1) 0,061
- 2) 0,152
- 3) 0,304
- 4) 0,112

36. Ионное произведение воды это:

- 1) Отрицательный логарифм концентрации ионов водорода
- 2) Произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов
- 3) Отрицательный логарифм концентрации гидроксид-ионов
- 4) Логарифм произведения концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов

37. Чему равен фактор эквивалентности серной кислоты в реакции полной нейтрализации:

- 1) $\frac{1}{2}$
- 2) 1
- 3) $\frac{1}{3}$
- 4) 2

38. При гидратации бутена получилось 37 г спирта, выход которого составляет 50% от теоретического. Масса бутена

- 1) 66 г
- 2) 26 г
- 3) 56 г
- 4) 46 г
- 5) 36 г

39. Алкин, в молекуле которого 12 атомов водорода, тяжелее водорода (н.у.) в

- 1) 8 раз
- 2) 38 раз
- 3) 28 раз
- 4) 18 раз
- E) 48 раз

40. При взаимодействии 225 г глицина с аланином образуется дипептид количеством вещества:

- 1) 1 моль
- 2) 2,5 моль
- 3) 3 моль
- 4) 2 моль
- 5) 1,5 моль

Раздел 2. Выберите два правильных ответа из 4-х (4 балла)

2.1. Мембранный потенциал зависит от:

- 1) Свойств мембраны
- 2) Свойств электродов
- 3) Температуры

4) Активности ионов в растворах

2.2. В гальваническом элементе катодом называется электрод, на котором:

1) Происходит восстановление

2) Выделяется металл

3) Устанавливается заранее известный потенциал

4) Происходит окисление

2.3. В основе работы всякого гальванического элемента лежат окислительно - восстановительные реакции, протекающие раздельно:

1) на отрицательном электроде – восстановление

2) на положительном (катоде) – окисление

3) на положительном (катоде) – восстановление

4) на отрицательном электроде (аноде) – окисление

2.4. Примерами электродов второго рода служат:

1) Газовый электрод

2) Каломельный электрод

3) Хлорсеребряный электрод

4). Амальгамный электрод

2.5 Метод прямой потенциометрии применяется непосредственно для определения:

1) Энергии вещества

2) Заряда ионов

3) Активности ионов вещества

4) Концентрации ионов вещества

Часть 2

Задания 1-10 являются расчетными. Запишите решение.

1. Рассчитайте стандартное изменение свободной энергии Гиббса (ΔG°) реакции горения метана при температуре $T=298$ К, если известно, что стандартные изменения энталпии (ΔH°) и энтропии (ΔS°) равны -890 кДж/моль и -243 Дж/(моль·К) соответственно.

2. Для химической реакции $A+B \rightarrow AB$, протекающей при постоянной температуре $T=300$ К, известно, что $\Delta H^\circ=-50$ кДж/моль, $\Delta S^\circ=+100$ Дж/(моль·К). Рассчитайте равновесную константу K_{eq} .

3. Вычислить количество теплоты, выделившейся при охлаждении образца металла массой $m=100$ г от начальной температуры $t_1=100^\circ\text{C}$ до конечной $t_2=20^\circ\text{C}$, если удельная теплоёмкость металла составляет $c=0.4$ Дж/(г·°C).

4. Реакция протекает согласно закону действующих масс:

$A+B \rightarrow P$. Константа скорости реакции равна $k=0.05 \text{ мин}^{-1}$. Начальные концентрации реагентов составляют $[A]_0=0.1$ М, $[B]_0=0.2$ М. Найдите концентрацию продукта через $t=10$ минут, если реакция первого порядка относительно каждого компонента.

5. Для растворения 1,16 г иодида свинца PbI_2 потребовалось 2 л воды. Рассчитайте произведение растворимости данной соли.

6. Давление идеального газа увеличили вдвое, поддерживая температуру неизменной. Во сколько раз изменится объём газа?

7. Рассчитать молярную концентрацию серной кислоты (H_2SO_4), если в 1 кг воды содержится 10 г кислоты.

8. Рассчитать количество молей нитрата аммония (NH_4NO_3), содержащихся в 250 мл 0.2 моль/л раствора.

9. Сколько миллилитров 0.1 моль/л раствора щёлочи потребуется для нейтрализации 50 мл 0.2 моль/л раствора уксусной кислоты?

10. Какова массовая доля сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$) в растворе, если в 1 литре сиропа содержится 150 г сахарозы?