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

АГРОИНЖЕНЕРНЫЙ ФАКУЛЬТЕТ

УТВЕРЖДАЮ
И. о. проректора по учебной работе
_____ Ф.Д. Кодзоева
« 30 » 06 2022 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.О.07 ХИМИЯ

Направление подготовки
бакалавриат

35.03.06 Агроинженерия

Квалификация выпускника
бакалавр

Форма обучения
очная, заочная

г. Магас, 2022

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Целями освоения дисциплины «Химия» являются:

- изучение студентами основных понятий и законов химии;
-освоение основного материала по строению атомов, химической связи и закономерностям, связанным с периодическим законом и периодической системой элементов Д. И. Менделеева;
- изучение основ химической термодинамики и кинетики химических процессов;
- получение глубоких знаний по теории растворов и теории электрохимических процессов.

2. МЕСТО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Химия» относится к обязательной части дисциплин Блока 1; изучается в 1 семестре.

Предлагаемый курс поможет студентам приобрести знания по основным химическим понятиям, понять сущность протекания химических процессов.

Таблица 2.1.

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

Код дисциплины	Дисциплины, последующие за дисциплиной «Химия»	Семестр
Б1.В.10	Математика	2,3
Б1.О.06	Физика	2,3
Б1.В.09	Биология с основами экологии	3

В результате освоения дисциплины студент должен

Знать:

- Принципы классификации и номенклатуру неорганических соединений;
- Основные типы химических связей;
- Основы современной теории строения атома;
- Теорию комплексных соединений;
- Основы энергетики и кинетики химических процессов;
- Теорию растворов неэлектролитов и электролитов;
- Основы электролитических процессов.

Уметь:

- Находить связь между строением вещества и его химическими возможностями;
- Решать любые химические задачи, опираясь на теоретический материал основ химии;
- Проводить простейшие расчёты по окислительно-восстановительным реакциям, энергетическим и кинетическим процессам, теории растворов;

- Работать в лаборатории с использованием простейшего лабораторного оборудования;
- Составлять химические реакции любых химических процессов и выполнять на их основе необходимые расчеты.

Владеть:

- Методикой проведения химического эксперимента в лабораторных условиях;
- Умением правильного объяснения результатов эксперимента, если даже результат отрицательный;
- Методами оказания первой помощи при несчастных случаях в химической лаборатории.

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:**
Общепрофессиональные компетенции и индикаторы их достижения			
ОПК-1	**Способен решать типовые задачи профессиональной деятельности на основе знаний основных законов математических, естественнонаучных и общепрофессиональных дисциплин с применением информационно-коммуникационных технологий**	**ОПК-1.1.** Демонстрирует знание основных законов математических, естественно-научных и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения типовых задач в области агроинженерии . **ОПК-1.2.** Использует знания основных законов математических и естественных наук для решения стандартных задач в агроинженерии. **ОПК-1.3.** Применяет информационно-коммуникационные технологии в решении типовых задач в области агроинженерии **ОПК-1.4.** Пользуется специальными программами и базами данных при разработке технологий и средств механизации в	**Знать:** - основные понятия и методы фундаментальных разделов математики, необходимые в профессиональной деятельности; - основные законы естественнонаучных дисциплин для решения стандартных задач в области профессиональной деятельности; - принципы, методы и средства решения стандартных задач профессиональной деятельности на основе информационной и библиографической культуры с применением информационно-коммуникационных технологий и с учетом основных требований информационной безопасности. **Уметь:** - использовать математические методы для решения прикладных задач; - читать научную литературу по своей специальности, использующую математический аппарат; - применять основные законы естественнонаучных дисциплин для решения стандартных задач в области профессиональной

		сельском хозяйстве	деятельности;
			- решать стандартные задачи профессиональной деятельности на основе информационной и библиографической культуры с применением информационно-коммуникационных технологий и с учетом основных требований информационной безопасности **Владеть:** - математико-статистическими методами обработки экспериментальных данных; - навыками использования основных законов естественнонаучных дисциплин для решения стандартных задач в области профессиональной деятельности; - навыками подготовки обзоров, аннотаций, составления рефератов, научных докладов, публикаций, и библиографии по научно-исследовательской работе с учетом требований информационной безопасности
ОПК-4	**Способен реализовывать современные технологии и обосновывать их применение в профессиональной деятельности**	**ОПК-4.1.** Использует материалы научных исследований по совершенствованию технологий и средств механизации сельскохозяйственного производства **ОПК-4.2.** Обосновывает применение современных технологий сельско-хозяйственного производства, средств механизации для производства, хранения и переработки продукции животноводства и растениеводства	**Знать:** - современные технологии профессиональной деятельности; **Уметь:** - реализовывать современные технологии и обосновывать их применение в профессиональной деятельности; **Владеть:** - навыками обоснования и реализации современных техно-логий в профессиональной деятельности

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Таблица 4.1.

Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	1 семестр
Общая трудоемкость дисциплины	180	180
Аудиторные занятия	66	66
Лекции	34	34
Лабораторные занятия (ЛР)	32	32
Самостоятельная работа (СРС)	60	60
Контроль	54	54

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 5 зачетных единиц, 180 часов.

№№ п/п	Наименование раздела (темы)	семес		Виды учебной работы			Формы текущего контроля успеваемости
				Л	ЛЗ	СР	
1.	Основные понятия химии. Стехиометрические законы.	1		2	-	6	Собеседование, тестовый контроль, Контрольная работа 1
2.	Основные классы неорганических соединений	1		2	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	2	6	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 4
5.	Химическая связь.	1		4	2	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	6	6	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 8
9.	Окислительно-восстановительные реакции и	1		4	4	6	Собеседование, тестовый контроль.

	электрохимические процессы.						Контрольная работа 9
10	Комплексные соединения.	1		2	4	6	Собеседование, тестовый контроль Контрольная работа 10
	ИТОГО:			**34**	**32**	**60**	

5.2. Содержание дисциплины «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.

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.

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 неорганической химии. Процесс выполнения лабораторных опытов осуществляется на основе обмена мнений 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 предлагает 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 2 часов в первом семестре. Лабораторные занятия проводят еженедельно в объеме 2 часов в неделю. После окончания изучения каждой темы студенты проходят тестирование, собеседование, выполняют контрольные работы.

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

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2002. – 743 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.:Интеграл-Пресс, 2002. – 727 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.:Химия, 2001.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.:ВШ, 2000. – 527 с.
5. Саламов А.Х., Китиева Л.И., Акталиева А.Г. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. Под ред. профессора Султыговой З.Х. – Магас, Пилигрим, 2008. – 71 с.

7.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины

Таблица 7.1.. Содержание самостоятельной работы обучающихся

Номер раздела (темы)	*Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение*	*Кол-во часов*	*Формы работы*
1.	Простые и сложные вещества. Распространенность элементов в земной коре и космосе. Химические и физические свойства вещества. Понятие о чистом веществе и примеси. Основные методы получения чистых веществ, ПДК. Классификация химических реагентов по степени	6	собеседование, тестовый контроль
	чистоты. Понятие о химической реакции как превращении веществ. Основные типы химических реакций: реакции разложения, соединения, замещения, обмена, внутреннего превращения. Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Интерметаллические соединения. Классификация сложных веществ по функциональным признакам.		
2.	Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов. Искусственная радиоактивность. «Меченые» атомы и их применение.	6	собеседование, тестовый контроль
3.	Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым методом интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальные подтверждения теоретических предсказаний Д.И. Менделеева. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами. Границы и эволюция периодической системы.	6	собеседование, тестовый контроль
4.	Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства вещества. Роль водородной связи в биологических процессах. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.	6	собеседование, тестовый контроль

5.	Ионный и радикальный механизмы химических реакций. Свободные радикалы. Понятие о цепных реакциях. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, микрогетерогенный, автокатализ, положительный и отрицательный катализ, понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов. Использование катализаторов в промышленности.	6	собеседование, тестовый контроль
6.	Применение термодинамических функций для характеристики реакционной способности веществ и оценке возможности протекания химических реакций	6	собеседование, тестовый контроль
7.	Свойства растворов. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, мольная доля, моляльность.	8	собеседование, тестовый контроль
8.	Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений. Степень окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Молярные массы эквивалентов в окислительновосстановительных реакциях.	8	собеседование, тестовый контроль
9.	Классификация комплексных соединений: типичные комплексные соединения, хелаты, полиядерные комплексы, изо- и гетерополисоединения, аквакомплексы (кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов). Аммиакаты. Ацидокомплексы. Двойные соли как частный случай ацидокомплексов. Полигалогениды, полисульды, пероксидные соединения. Кластерные соединения, п-комплексы, комплексы «гость-хозяин», соединения включения, клатраты, цеолиты. Изомерия комплексных соединений: гидратная, координационная, геометрическая, изомерия положения (солевая изомерия), ионизационная, оптическая.	8	собеседование, тестовый контроль

8. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Вопросы для собеседования

Тема: «Основные понятия и законы химии. Эквивалент»

1. Объем резиновой камеры автомобильной шины равен 0,025 $м^3$, давление в ней 5,0665 10^5 Па. Определите массу воздуха, находящегося в камере при 20°С.
2. Рассчитайте молекулярную массу газа, если $7·10^{-3}$ кг его при 20°С и $0,253·10^5$ Па занимают объем $22,18·10^{-3}$ $м^3$.
3. Рассчитайте среднюю молекулярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38% фосгена $COC1_2$ и 62 % хлора $C1_2$.
4. Определите массу 10^{-3} $м^3$ газовой смеси, содержащей (по объему) 50% водорода и 50% диоксида углерода (н.у.).
5. Газ (н.у.) занимает объем 1 $м^3$. При какой температуре объем газа утроится, если давление газа не меняется?
6. При каком давлении масса хлора объемом $3·10^{-3}$ $м^3$ составит $2,5·10^{-3}$ кг, если t=23°С?
7. Какую массу $CaCO_3$ надо взять, чтобы получить при его прокаливании диоксид углерода, занимающий объем $25·10^{-6}$ $м^3$ при 15°С и давлении 104000 Па?
8. Вычислите объем 0,100 кг газовой смеси состава $3CO+2CO_2$ при 50°С и давлении 98600 Па.
9. Из $5·10^{-6}$ кг хлората калия $KClO_3$ было получено $0,7·10^{-3}$ $м^3$ кислорода, измеренного при 20°С и давлении 111900 Па. Определите массовую долю примесей в хлорате калия.
10. При 0°С в сосуде объемом $14·10^{-3}$ $м^3$ содержится $0,8·10^{-3}$ кг водорода и 6,30 10^{-3} 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 $Ca(OH)_2$ оксиды N_2O_5, N_2O_3 и NO_2?
4. В чем проявляется кислотная природа тех оксидов, которые с водой непосредственно не взаимодействуют?
5. Назовите основные оксиды, непосредственно взаимодействующие с водой. Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Какие по характеру оксиды образуют неметаллы и металлы в разных степенях окисления? Покажите это на примере оксидов хрома CrO, Cr_2O_3, CrO_3.
7. У какого из двух оксидов основные свойства выражены сильнее: FeO или Fe_2O_3; SnO или SnO_2; ZnO или CdO; SnO или PO; BbO или CaO; As_2O_3 или Bi_2O_3?
8. В каких случаях два оксида могут взаимодействовать друг с другом и какие соединения при этом образуются?
9. Какие оксиды и на каком основании могут быть отнесены также и к классу солей? Приведите соответствующие примеры.
10. Формулами каких солей может быть формально выражен состав таких минералов, как шпинели, гаусманит, магнетит? К какому классу следует отнести эти соединения?

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

1. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности?

2. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
3. Неопределенность в скорости электрона равна 10^8 см/с. Найдите соответствующую неопределенность в положении электрона.
4. Что называют энергией ионизации? Какая величина имеет с ней одинаковое числовое значение? В каких единицах они измеряются?
5. Чему равно число всех возможных ионизационных потенциалов для данного атома и что является причиной увеличения их значений в ряду: $I_1<I_2<I_3$...?
6. Как зависит величина ионизационного потенциала от значения для электрона главного квантового числа и чем эта зависимость обусловлена?
7. Что называют сродством атома к электрону? Для каких элементов эта величина имеет наибольшее положительное значение и для каких отрицательное значение? Какие экспериментальные данные указывают на невозможность существования многозарядных простых ионов?
8. Какой вывод можно сделать о свойствах элемента по значению для него ионизационного потенциала и сродства к электрону?
9. Что называют абсолютной и относительной электроотрицательностью? Как по значению этой величины можно, судить о направлении смещения электронной плотности при образовании связей?
10. 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/=0,053нм, а d/H-H/=0,074нм.

2. Вычислите энергию **σ** -связи С-С, если стандартная теплота образования С-Н из газообразных углерода и водорода равна -2815 кДж/моль, а энергия о-связи С-Н равна -411,3 кДж/моль.

3. Энергия диссоциации HJ равна 298,4 кДж/моль. Можно ли разложить HI на элементы при облучении ультрафиолетовым светом $\lambda = 2\cdot10^{-10}$ м? Какую энергию надо затратить, чтобы разложить $5\cdot10^{-3}$ г HI?

4. Почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной пяти, а у азота такое состояние отсутствует?

5. В рамках теории ВС объяснить, почему у большинства р-элементов с переменной валентностью её значения различаются на 2?

6. 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?

7. На основании разности электроотрицательности атомов элементов укажите, как изменяется степень ионности связи в соединениях HF, HCl, HBr, HJ?

8. Рассчитайте эффективные заряды атомов водорода и хлора, образующих ковалентную полярную связь, если $\mu_{эксп}$ молекулы HC1 равен $3,4\cdot10^{-30}$ Кл·м, а длина связи Н- С1 равна $1,2710^{-10}$ м.

9. Как можно объяснить, что аммиак и трифторид азота, имеющие одинаковую пирамидальную форму и содержащие атомы элементов с примерно одинаковым различием

в электроотрицательности, существенно различаются по величине дипольных моментов: μ (NH3) = 0,49 • 10^{-29} Кл·м, μ(NF_3)=0,07·10^{-29} Кл· м?

10. Как согласовать малую полярность связи в молекуле CO (ц = 3,33 10^{-31} Клм) со значительным различием в ЭО C и O ЭО(C)=2,5; ЭО(O) = 3,5.

Ионная связь.

11. Температура плавления $CaC1_2$=780°C, $CdCl_2$=560°Q радиус Ca равен 0,104 нм, Cd—0,09 нм. Объяснить различие температур плавления.

12. При переходе от CsF к CsJ температура плавления кристаллов уменьшается. Объяснить наблюдаемый ход изменения температуры плавления.

13. Объяснить неустойчивость гидроксидов меди (I) и серебра (I).

14. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость $AuCI_3$ в сравнении с AuCI.

15. K_2CO_3 плавится при 890°C без разложения, Ag_2CO_3 разлагается уже при 220°C. Объяснить указанное различие.

16. $BaCl_2$ в водных растворах диссоциирует полностью, а $HgCl_2$ почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.

17. Что называют дополнительным поляризационным эффектом? Объяснить, как его наличие в соединениях Hg^{2+} делает оксид HgO менее устойчивым, чем оксид ZnO, несмотря на больший радиус иона ртути.

18. Какое соединение термически более устойчиво: а) $PbCO_3$ и $CaCO_3$, б) $HgCI_4$ и $PbCl_4$, в) $FeCl_3$ и $NiCI_3$, г) $Zn(OH)_2$ и $Ca(OH)_2$, д) $MgCO_3$ и $SrCO_3$.

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. Какой функцией состояния характеризуется тенденция системы к достижению так называемого вероятного состояния, которому соответствует максимальная беспорядочность распределения частиц?
4. Как изменяется энтропия системы с повышением температуры, в реакциях синтеза и разложения веществ?
5. Как влияет на энтропию системы образование газообразных продуктов?
6. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса?
7. 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?
8. При каком соотношении ΔH и TΔS: а) система находится в равновесии, б) химический процесс направлен в сторону экзотермической или эндотермической реакции?

9. Энтальпийным или энтропийным фактором определяется направление химических реакций при очень низких температурах?
10. 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 $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?
2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением 2А+В=2С. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В — 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,8 $л^2/моль^2мин^{-1}$. 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: $2N_2O = 2N_2 + O_2$ Константа скорости данной реакции равна $5\cdot10^{-4}$ 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 $2NO + O_2 = 2NO_2$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $C(NO)=0,8$; $C(O_2)=0,6$. 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. Константа скорости реакции первого порядка равна $2,5\cdot10^{-5}$ $с^{-1}$. Какое количество останется непрореагировавшим через 10 ч после начала реакции? Начальная концентрация равна 1 моль/л.
7. 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.
8. При 393 К реакция заканчивается за 18 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
9. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры, на 45° реакция замедлилась в 25 раз.
10. Константы скорости реакции первого порядка при 288 и 325 К соответственно равны $2\cdot10^{-2}$ и 0,38 $с^{-1}$. Каковы температурный коэффициент скорости этой реакции и константа скорости этой реакции при температуре 303 К?

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. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определения. Какую из них и почему называют постоянной величиной?
4. На какие группы условно делят электролиты по величине степени их диссоциации? Приведите примеры представителей этих групп.
5. Выпадет ли осадок при сливании насыщенных растворов: $SrCl_2$ и $CaSO_4$; $CaCl_2$ и SrSO4?
6. 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 $AgNO_3$?
7. Какая из двух солей больше растворима и во сколько раз: $CaSO_4$ или $BaSO_4$, $BaCO_3$ или $SrCO_3$, PbI_2 или $PbCl_2$?
8. Какие из солей не подвергаются гидролизу, и если подвергаются, то по какому типу: K_2SO_4, Na_2Se, BaS, $RbNO_3$, ZnCh, K_2SO_3, $KClO_3$, HCOOK, NaC1O_4, KBrO?
9. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение: $NaNO_3$ или $NaNO_2$, CH_3COOK или CH_3COONH_4, KClO или $KClO_3$?
10. Дайте сравнительную характеристику сульфатов, сульфитов и сульфидов щелочных металлов по их способности к гидролизу.

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?
9. Способствует ли кислая среда: а) окислению катионов до оксоанионов; б) окислительному действию оксоанионов?
10. Какие окислительно-восстановительные системы называют гетеро- и гомогенными? Что является причиной возникновения скачка потенциала в системах первого типа? Удается ли экспериментально определить его абсолютное значение, относительное значение?

Электролиз. Коррозия металлов.

11. Из каких процессов слагается общая реакция электрохимического разложения вещества?
12. 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.
13. При каких условиях и из каких солей, возможно, получить с помощью электролиза одновременно щелочь и кислоту?
14. Дайте формулировку законов Фарадея и их математические выражения. Что называют числом Фарадея F? Чему равна эта величина в кулонах и ампер-часах?
15. 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.
16. Одинаково ли отношение к коррозии технического и химически чистого металла? Чем вызывается коррозия обычной стали?
17. 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. Приведите примеры типичных лигандов. Какие лиганды называются монодентатными и какие полидентатными?
6. 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?
7. Приведите примеры комплексных соединений:

1) с комплексным анионом,
2) с комплексным катионом,
3) являющихся неэлектролитами.

Дайте им название.

8. Дайте определение и приведите примеры основных типов комплексных соединений.
9. Укажите основные виды изомерии комплексных соединений. Приведите примеры.
10. Как с позиций метода валентных связей объяснить образование связей между комплексообразователем и лигандами? Какие орбитали центрального атома могут одновременно участвовать в образовании связей? Чем это определяется?
11. Составьте координационные формулы следующих соединений: $2NH_4Cl \cdot PtCl_4$, $K_2C_2O_4 \cdot CuC_2O_4$, $KCl \cdot AuCl_3$, $2Ca(CN)_2 \cdot Fe(CN)_2$, $(NH_4)4Fe(SO_4)_2$.

Примерный комплект заданий для контрольных работ по дисциплине «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. 1г некоторого металла соединяется с 8,89г брома и с 1,78г серы. Найдите эквивалентные массы брома и Ме, зная, что эквивалентная масса серы 16,0г/моль.

3. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:

$$Ca_3(PO_4)_2 \xrightarrow{SiO_2+C,\ 1200°C} A \xrightarrow{Ca,\ t°C} B \xrightarrow{HCl} C \xrightarrow{O2} D \xrightarrow{Ca3(PO4)2} E$$

4. Напишите графические формулы соединений и дайте их названия: H_2O_2, SnO_2, H_3PO_4, H_2S2O_3, $(CuOH)_2CO_3$, NaH_2AsO_4.

5. Какой объем кислорода следует добавить к 1м^3 воздуха (21% O_2), чтобы содержание в нем кислорода повысилось до 25%.

6. Определите формулу одного из кристаллогидратов сульфата натрия, если его масса при полном обезвоживании уменьшилась на 47%.

7. 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, $Cr(OH)_3$, H_2SiO_3.

2. Определите массу серы, образующейся при взаимодействии сероводорода количеством вещества эквивалента 0,01моль с избытком концентрированной HNO_3

3. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:

$$Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow X_1 \longrightarrow FeCl_2 \longrightarrow X_2 \longrightarrow Fe_3O_4 \longleftarrow X_3 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3$$

4. Составьте формулы (эмпирические графические) всех возможных солей образованных гидроксидом магния и хромовой кислотой. Дайте названия солям.

5. К 50мл смеси в 2-х оксидах углерода добавили 100мл кислорода и подожгли. В результате реакции общий объем газов уменьшился на 10%. Все объемы газов измерялись при одинаковых условиях. Определите объемный состав исходный смеси.

6. При термическом разложении оксида марганца (IV), взятого массой 0,435г, выделился кислород и образовался другой оксид марганца массой 0,382г. Какова формула этого оксида?

7. 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.

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, р-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 значение 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=997ºC, MgF_2=1398ºC, AlF_3=1040ºC, SiF_4=-90ºC, PF_5=-94ºC, SF_6=-56ºC. 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

$0{,}31\cdot10^{-29}$Кл·м, а H_2Se-$0{,}08\cdot0^{-29}$Кл·м. Определите, как относятся длины диполей обеих молекул.

Вариант №2

1. Почему при наличии одной связи между атомами она может быть только о- 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 $2{,}31\cdot10^{-10}$ м, радиус иона F^- равен $1{,}33\cdot10^{-10}$ м.

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

Вариант №1

1. Дихромат аммония при нагревании разлагается по реакции:

$(NH_4)_2Cr_2O_7(т)=N_2\uparrow(г) + 4H_2O(г) +Cr_2O_3(т)$ $\Delta H°$ х р = -503 кДж

Сколько энергии выделилось при разложении некоторой порции дихромата аммония, если масса твердого остатка на 10г меньше массы исходного вещества.

2. Энтальпия образования $H_2O_2(г)$ 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 $\Delta H°_{298}$ и ΔU системы: $4NH_3(г) + 3O_2(г) = 2N_2(г) + 6H_2O(ж)$

4. При температуре 100°С 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?

5. Как изменится давление в системе первоначально содержащей HBr и O_2, если к моменту наступления равновесия: $4HBr(г) + O_2(г) = 2H_2o(г) + 2Br_2(г)$ прореагировало 10% исходного количества кислорода, а равновесные концентрации [HBr]=0,6 моль/л; $[O_2]$=0,36 моль/л?

6. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе:

$2A_2(г) + B_2(г) = 2A_2B(г)$

Чтобы при уменьшении концентрации вещества A_2 в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?

7. Для некоторой реакции $\Delta G°>0$. Какие из приведенных утверждений правильны:

а) к >1; б) к<1; в) в равновесной смеси преобладают продукты реакции; г) в равновесной смеси преобладают исходные вещества?

Вариант №2

1. 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).

2. $\Delta H°_{обр}$ MgO(к) и $CO_2(г)$ соответственно равна- 601,8 и -393,5 кДж/моль. Теплота разложения $MgCo_3$ на MgO и CO_2 ДН=100,7 кДж/моль. Используя эти данные, найдите теплоту образования $MgCO_3$ из элементов.

4. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции, если константа скорости ее при 100°С составляет $6\cdot10^{-7}$, а при 150°С $-7,2\cdot10^{-2}$.

5. Для того чтобы увеличить в 216 и 256 раз скорость реакции синтеза NH_3, во сколько раз надо повысить в первом случае концентрацию H_2, а во втором давление? Как изменится скорость реакции при увеличении давления в10 раз?

6. Система С(графит) $+CO_2(г) = 2CO(г)$ $\Delta H°$ =172,5 кДж

Находится в равновесии. Указать: а) как изменится содержание СО в системе при повышении t и при неизменном давлении? С увеличением давления при неизменной температуре? б) Изменится ли к р при повышении общего давления и неизменной t? При увеличении t? При введении в систему катализатора? Ответ обосновать.

7. Химическое равновесие реакции А(г) + В(г) = С(г) + Д(г)

Установить при следующих концентрациях: (А) = 6моль/л, (В) = 2моль/л, (С) = 4моль/л, (Д) = 3моль/л. В равновесную систему добавили 4 моль/л вещества В. Вычислить новые равновесные концентрации веществ.

Тема: «Растворы. Теория электролитической диссоциации»

Вариант №1

1. Раствор содержит 0,1моль $CaCl_2$ и 0,1моль $AlCl_3$ в 2л раствора. Какова молярная концентрация иона Cl^- в растворе?

2. pH $1\cdot10^{-3}$ Н раствора слабого однокислотного основания равен 9. Вычислите константу диссоциации основания.

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: K_2Se и K_2Te; Na_3PO_4 и Na_2HPO_4.

4. Найдите степень гидролиза солей и значение pH для их растворов концентрации

   0.1моль/л: NH_4Br, KClO, HCOONa.

5. ПР$Ag_2Cr_2O_7$, при 25ºС равно $2\cdot10^{-7}$. Выпадает ли осадок $Ag_2Cr_2O_7$ при смешивании равных объемов 0,05н растворов $AgNO_3$ и $K_2Cr_2O_7$? Степень диссоциации этих электролитов равна 90%.

6. Вычислить а и (Н+) в 0,3М растворе уксусной кислоты ($K=1,8\cdot10^{-5}$). Какие значения примут эти величины после добавления к 1л раствора кислоты 0,2моль CH_3COONa? Коэффициент активности ионов $f(CH_3COO^-)$ =0,7.

7. Сравнить растворимость $PbCl_2$ и PbI_2, $Be(OH)_2$ и $Ca(OH)_2$. Ответ обоснуйте исходя из поляризационных представлений.

Вариант №2

1. Раствор содержит 0,1моль - эквивалентов $(NH_4)_3PO_4$ в 200мл раствора. Какова молярная концентрация ионов NH_4^+ в растворе?

2. Вычислите pH 0,001н 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 0,1моль/л. Из полученных данных сделайте вывод о сравнительной силе кислот, образовавших эти соли. Кд(HIOз)=$1.6\cdot10^{-1}$; Кд(HIO)=$2.3\cdot10^{-11}$.

6. Выпадает ли $BaSO_4$ при добавлении раствора серной кислоты объемом 100мл при концентрации 0,2моль/л. к раствору $BaCl_2$ того же объема, если молярная концентрация эквивалента этого раствора равна 0,2моль/л.? Будет ли добавленное количество серной кислоты эквивалентным или избыточным?

7. Сколько моль NH_4Cl следует добавить к 1л 0,1М раствора NH_4OH($K=1,8\cdot10^{-5}$) для того, чтобы концентрация ионов OH^- стала численно равна Кд? Условно примем $f(NH_4^+)$=1.

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»

Вариант №1

1. Закончить составление уравнения реакции и подобрать коэффициенты простейшим способом: $SO_2+H_3AsO_4+H_2O \rightarrow H_3AsO_3+...$

2. Напишите уравнения реакций и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом: $MnSO_4+(NH_4)_2S_2O_8+H_2O \rightarrow HMnO_4+...$; $H_2O_2+CaOCl \rightarrow$

3. Составить в молекулярной форме уравнение реакции: $[Fe(CN)_6]^{3-} +H_2O_2 \rightarrow [Fe(CN)6]^{4-}+O_2$

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, состоящей из водородных электродов, погруженных в 1 и 0,1н растворы KOH при 25ºC, если кажущая степень диссоциации растворов KOH соответственно равны 77 и 91%?

6. Гальванический элемент

(-)$2Cr/2Cr^3+ | H_2SO_4 | (Pb)\ 3H_2/6H^+$ (+)

образовавшейся при коррозии хрома, опаянного 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: $H_2SO_4+KI+KClO_3 \rightarrow KCl+l_2...$

2. Напишите уравнения реакций и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом: $H_2SO_4+H_2S+KMnO4 \rightarrow S+...$; $HNO_3+FeS_2 \rightarrow$

3. Составить в молекулярной форме уравнение реакции: $N_2H_4+I_2 \rightarrow N_2+I^-$.

4. Какую массу алюминия можно окислить с помощью 0,1л 0,25н $K_2Cr_2O_7$ по реакции $Al+K_2Cr_2O_7+H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3+Cr_2(SO_4)_3+K_2SO_4+H_2O$.

5. ЭДС гальванической цепи (-)$Ag/AgNO_3$ 0,005н /α=98% | | Ag/x н/α=85%/$AgNO_3$(+)=0,085В. 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

(-) 4A1/4A1 | H_2O, O_2 | (Cr) $12OH/6H_2O$, $3O_2$ (+)

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: $Ba[Cu(C_2O_4)_2]$, $[Co(NH_3)_2(en)(Cl_2)]Cl$, $[PtCl_2][AuCl_4]$.

2. Написать формулы: а) тетрайодоиндат(Ш) индия^); б) хлорид бромматетраамми-наквахрома(Ш); в) триамминхлородинитрокобальт.

3. Можно ли осадить ионы Ni^2+ из раствора $K_2[Ni(CN)_4]$ объемом 1л и С=0,1 моль/литр, содержащего 0,2 моль KCN(a=80%), если добавить 10^{-4}моль сульфида аммония? При какой мт концентрации сульфида аммония начнет выпадать осадок? (ПР(NiS)=$2\cdot10^{-28}$).

4. Определите тип гибридизации в следующих комплексах, а так же изобразите их геометрическую формулу: $[AuCl_4]^-$; $[PtCl_4]^-$.Чему равны их магнитные моменты?

5. Для осаждения хлорид-ионов, составляющих внешнюю сферу комплексного соединения, из 100мл 0,02м раствора соединения $CrCl_3 \cdot 5H_2O$ потребовалось 20мл

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

Вариант №2

1. Назвать комплексные соединения: $Na_2[Zn(OH)_4]$, $[Ni(H_2O)_6](N0_3)_2$, $[Co(En)_3(NO_3)_3]$.

2. Написать формулы: а) амминпентацианоферрат(П) натрия; б) дигидроксотетра-хлороплатинат (IV) аммония.

3. К 0,2м $NiSO_4$ добавили равный объем 2м NH_3, вычислить $[Ni]^2+$, если считать что в растворе образуется комплексный ион $[Ni(NH_3)_6]^2+$.

4. В комплексах $[Co(NO_2)_6]^{4-}$ и $[Ni(CNS)_6]^{4-}$ лиганды обладают сильным полем. Составьте энергетическую схему образования связей (метод ВС) в этих комплексах и укажите магнитные свойства комплексов.

5. Определите координационное число (х): $[Fe^{II}F_X]^{-(X-2)}$; $[Fe^{II}Cl_X]^{-(X-2)}$.

Критерии оценки ответа студента при выполнении контрольной работы

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

Тема: «Основные понятия и законы химии. Эквивалент»

Вариант № 1

1. Фактор эквивалентности соли

   1) 1/основность
   2) 1/число катионов * валентность катионов
   3) 1/кислотность
   4)1/число атомов элемента * валентность элемента

2. Фактор эквивалентности основания

   1) 1/основность
   2) 1/число катионов * валентность катионов
   3) 1/кислотность
   4) 1/число атомов элемента * валентность элемента

3. Плотность газа по гелию равна 11, плотность газа по неону

   1) 2,2 2) 1,1 3) 20 4) 44

4. При сгорании $4*10^{-6}$ кг углерода число молекул CO_2 равно

   1) $2*10^{21}$ 2) $2*10^{20}$ 3) $2*10^{22}$ 4) $2*10^{23}$

5. Эквивалент исходных веществ в реакции

   $H_2C_2O_4 + Ca(0H)_2 = CaC_20_4 + H_2O$

   1) 1/2, 1/2 2) 1, 1/2 3) 1/2, 1 4) 1, 1

6. Объем (в л), занимаемый 5,25 г азота при26°С и давлении 98,9 кПа # # #

7. Массовые доли галогена в галогениде металла и кислорода в его оксиде соответственно равны 68,35% и 15,4%. Название галогена # # #

8. 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

9. 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. 4: Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди (II)
   1) 0,3 2) 3,353) 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
9. 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) $Na_2SO_4 * 2H_2O$ 2) $Na_2SO_4 * 7H_2O$
   3) $Na_2SO_4 * {}_5H_2O$ 4) $Na_2SO_4 * 6H_2O$

2. Карбонат калия реагирует в растворе с веществами набора

1) CO_2, SO_2, H_3PO_4 2) CO, KOH, HC1
3) $BaC1_2$, HNO3, Rb_2SO_4 4) $KHSO_4$, NaOH, SO_3

3. Одновременно не могут находится в растворе вещества набора

1)Na_2SO_4 и HC1 2) NaOH и H_2SO_4
3) NaC1 и H_2SO_4 4) NaOH и K_2SO_4

4. Одновременно в растворе могут находится 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) $A1^{3+}$, 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_3S0_4 и Al(OH)
1) 4 2) 1 3) 2 4) 3 5) 5

Вариант № 2

1. Гидрид одновалентного металла содержит 12,5% водорода по массе.
1) серебро 2) натрий 3) литий 4)золото
2. Диоксид углерода может реагировать с веществами набора
1) CaO, $(NH_4)_2C0_3$ раствор, $HN0_3$ 2) Na_2C0_3 раствор, Mg, C (кокс)
3) KOH, H_2SO_4, раствор $BaCl_2$ 4) $CuS0_4$, NH_3, NaOH
3. Одновременно не могут находится в растворе вещества набора
1) $BaCl_2$ и $NaN0_3$ 2) $BaCl_2$ и NaBr
3) $Ba(N0_3)_2$ и KI 4) $Ba(N0_3)_2$ и H_2SO_4
4. Кислую соль можно получить в водной среде при взаимодействии
1) LiOH и HBr 2)CsOH и P_2O_5
3) $Mg(0H)_2$ и HCOOH 4) $Al0H)_3$ и N_2O_3
5. Одновременно в растворе могут находится ионы

1) Ba^{2+}, Na^+, F^-, CO^{2-}
2) Ag^+, Ca^{2+}, Br^-, NO_3^-
3) Zn^{2+} , NH_4^+ , OH^- , I^-
4) Cu^{2+}, Al^{3+}, Cl^-, SO_4^{2-}

6. Установить соответствие между веществом и способом его распознания:

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

7. 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:

$$Ca3(PO4)_2 \xrightarrow{SiO2+C} X_1 \xrightarrow{Ca} X_2 \xrightarrow{HCl} X_3 \xrightarrow{O2} X_4 \xrightarrow{Ca3(PO4)2} X_5$$

образуется конечный продукт X_5

1) $Ca(HPO_4)_2$ 2) $CaHPO_4$ 3) $CaHPO_4*2H_2O$ 4) $Ca_2P_2O_7$

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

Вариант № 1

1. Изоэлектронные 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, 1 = 0, m = 1 2) n = 2, 1 = 1, m = 0
   3) n = 3, 1 = 2, m = -1 4) n = 3, 1 = 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. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами

   1: $1s^22s^22p^63s^23p^1$ А: Na^+
   2: $1s^22s^22p^63s^23p^6$ Б: N
   3: $1s^22s^22p^6$ В: S^{2-}
   4: $1s^22s^22p^3$ Г: A1

10. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах

    А: 5s Б: 4d В: 3d Г: 5p Д: 6s Е: 4p

Вариант № 2

1. Изоэлектронные атомы и ионы

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

2. Набор квантовых чисел n = 3, l = 1, s = ±1/2 имеет

   1) Si 2) Al 3) Cl 4) S 5) P

3. Одинаковое количество электронов у ионов

   1) Ba^{2+}, Mg^{2+}, Cd^{2+} 2) Ba^{2}+, I^{-}, Te^{2-} 3) Hg^{2+}, I^{-}, Sn 4) I^{-}, Cd^{2+}, 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) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^03d^5$ А: F^-
    2) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^5$ Б: C
    3) $1s^22s^22p^6$ В: Fe^{+3}
    4) $1s^22s^22p^2$ Г: Cr

Тема: «Химическая связь»
Вариант № 1

1. В ряду водородных соединений элементов VI А группы: H_2O - H^ - H_2Se полярность связи Э - Н

   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) $C1O^-$

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

1. Набор квантовых чисел n = 3, l = 1, s = ±1/2 имеет
1) Si 2) Al 3) Cl 4) S 5) P

2. 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+}

3. Электронная емкость g –подуровня
1) 6 2) 14 3) 10 4) 18

4. Энергия ионизации в группе
1) не изменяется
2) увеличивается
3) уменьшается
4) остаются постоянной

5. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами
1) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^03d^5$ А: F^-
2) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^13d^5$ Б: C
3) $1s^22s^22p^6$ В: Fe^{+3}
4) $1s^22s^22p^2$ Г: Cr

6. 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

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

   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) $C1O^-$

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

1. Вещество с ионной связью имеет формулу

   1) KBr 2) SO_3 3) CH_4 4) HC1

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

   1 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 $H_2(г) + I_2(г) = 2HI(г)$ 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°С реакция протекает 1 мин. При какой температуре реакция закончится за 1ч 21мин, если температурный коэффициент равен 3

   1) 50°С 2) 40°С 3) 60°С 4) 150°С 5) 140°С

3. Химическое равновесие реакции Zn(т) + 16HI(d = $8I_2(г)$ + $8H_2S$(d - Q сместится вправо при понижении

   1) концентрации H_2S; 2) концентрации HI; 3) давления; 4) температуры.

4. Химическое равновесие реакции $Zr(_т) + 2C1_2(_г) = ZrCl_4(г) + Q$ смещается вправо при:

   1) повышении давления 2) повышении концентрации $ZrCl_4$
   3) дополнительном введении Zr 4) повышении температуры

5. В гомогенной системе $3A(_г) + B(_г) = 2C(_г) + D(_г)$ 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 СО и 2 моль $C1_2$ образовалось при некоторой температуре 0,45 моль $COC1_2$. Константа равновесия реакции $CO + C1_2 = COC1_2(_г)$

   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 ΔH = 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 $CaO_{(т)} + CO_2(г) = CaCO_{3(т)}$ 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°С до 115°С, 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) $2NO(г) + O_2(г) = 2NO_2(г)$ 2) $C(т) + CO_2(г) = 2CO(г)$
   3) $2NF(г) + 3H_2(г) = 6HF(г) + N_2(г)$ 4) $CH_4(г) + 4S(г) = CS_2(г) + 2H_2S(г)$

4. Химическое равновесие реакции $4FeS_{2(т)} + 11O_2(г) = 8SO_{2(г)} + 2Fe_2O_{3(т)} + Q$ 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 $H_2(г) + I_2(г) = 2HI_{(г)}$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: HI - 0,02; I_2 - 0,05; 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 $4HC1(г) + O_2(г) = 2H_2O(г) + 2C1_2$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: HC1 - 0,85; O_2 - 0,44; $C1_2$ - 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

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

2. 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

3. Уравнению $3Ag^{+} + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4$ 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

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

5. 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%

6. Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1М и $К_д = 1,76*10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{ион}$) составит

   1) $1,3*10^{-2}$ 2) $1,5*10^{-2}$ 3) $1,3*10^{-3}$ 4) $1,5*10^{-3}$

7. Если концентрация ионов водорода $[H^{+}]$ и ацетат-ионов $[CH_3COO^{-}]$ в 0,1М растворе уксусной кислоты равна 0,00132 моль/л, то ее константа ионизации

   1) $1,74*10^{-5}$ 2) $1,76*10^{-4}$ 3) $1,78*10^{-4}$ 4) $1,74*10^{-4}$

8. Концентрацию ионов водорода в растворе при pH = 4,32 равна

   1) $4,78*10^{-4}$ 2) $4,76*10^{-5}$ 3) $4,74*10^{-5}$ 4) $4,74*10^{-5}$

9. Активная концентрация анионов a_{OH^-} в 0,01М раствора гидроксида калия КОН, учитывая ионную силу раствора равна

   1) $9*10^{-3}$ 2) $8*10^{-3}$ 3) $7*10^{-3}$ 4) $6*10^{-3}$

10. Константа гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1М раствора соли $HCOONH_4$ (Кд(кис)= $1,8*10^{-4}$, Кд(осн) = $1,76*10^{-5}$)

    1) $3,16*10^{-6}$, 0,177 и 6,5 2) $4,76*10^{-4}$, 0,745 и 8,3
    3) $2,74*10^{-5}$, 0,587 и 8,54 4) $5,75*10^{-10}$, 0,345 и 6,62

Вариант № 2

1. К 100 мл 96%-ной серной кислоты (ρ = 1,84г/мл) прибавили 400мл 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

2. 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 %

3. Уравнению $Fe^{3+} + 3OH^{-} = Fe(OH)_3$ соответствует взаимодействие

   1) $FeC1_3$ с KOH 2) $Fe_2(SO_4)_3$ с $Ba(OH)_2$
   3) $FeSO_4$ с NaOH 4) $Fe(OH)_3$ с HC1

4. 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

5. 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

6. Если концентрация азотистой кислоты HNO_2 равна 0,12М и $К_д = 6,9*10^{-4}$, то степень ее ионизации составит

   1) $7,6*10^{-2}$ 2) $8,6*10^{-2}$ 3) $8,6*10^{-3}$ 4) $7,6*10^{-3}$

7. Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1М и $К_д = 1,76*10^{-5}$, то его степень ионизации ($а_{ион}$) составит

   1) $1,3*10^{-2}$ 2) $1,5*10^{-2}$ 3) $1,3*10^{-3}$ 4) $1,5*10^{-3}$

8. Концентрация ионов водорода $[H^+]$ 6%-ного раствора хлороводородной кислоты (ρ = 1,028 г/мл) составляет

   1) 1,69 2) 2) 1,76 3) 1,78 4) 1,65

9. Активность хлорид-ионов в 0,1 М растворе хлорида натрия NaC1 равна

   1) $7,58*10^{-2}$ 2) $7,62*10^{-2}$ 3) $7,68*10^{-2}$ 4) $7,54*10^{-2}$

10. Степень гидролиза и pH соли бромида аммония NH_4Вч pH 0,01н раствора (Кд = $1,76*10^{-5}$)

   1) $2,38*10^{-2}$ и 5,62 2) 4,52 $*10^{-2}$ и 8,34 3)5,68 $*10^{-2}$ и 6,32 4) $3,54*10^{-12}$ и 4,35

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

1. Реакция диспропорционирования

   $HNO_2 = HNO_3 + NO + H_2O$
   $K_2MnO_4 + H_2O = KMnO_4 + MnO_4 + KOH$
   $NH_4NO_3 = N_2O + H_2O$
   $KCIO_3 = O_2 + KCl$

2. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

   1) $AgN0_3 = Ag + NO_2 + O_2$
   2) $Ag_2O = O_2 + Ag$
   3) $K_2SO_3 = K_2SO_4 + K_2S$
   4) $NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$

3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции $CaOCl_2 + H_2O + NaBr \rightarrow$

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

4. Установить соответствие

1: продукты электролиза расплава $CuCl_2$	А: Cu и Cl_2
2: продукты электролиза раствора $Cu(NO_3)_2$	Б: Cu и O_2
3: продукты электролиза раствора $Ca(N0_3)_2$	В: H_2 и O_2
	Г: Ca и O_2
	Д: H_2 и CI_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 $S0_2 + HClO_4 + H_2O = HCl + H_2SO_4$, 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 $Cu(N0_3)_2$ равно _____ В (округлить до тысячных)

9. Если концентрация ионов водорода в растворе $4,8*10^{-3}$ 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) $KClO_3 = O_2 + KCl$
2) $NH_4NO_3 = N2O + H_2O$
3) $HNO_2 = HNO_3 + NO + H_2O$
4) $K_2MnO_4 + H_2O = KMnO_4 + MnO_4 + KOH$

2. Реакция диспропорционирования

1) $K_2SO_3 = K_2SO_4 + K_2S$ 2) $NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$

3) $AgN0_3 = Ag + NO_2 + O_2$ 4) $Ag_2O = O_2 + Ag$

3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции

$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + Na_2S0_3 \rightarrow$

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

4. Установите соответствие

1: $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$	А: $MnSO_4 + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
2: $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow$	Б: $MnO_2 + KOH + Na_2SO_4$
3: $KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow$	В: $K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
	Г: $MnSO_4 + KOH + Na_2SO_4 + H_2O$

5. В процессе электролиза расплава NaC1, при силе тока 2А за 45 мин. на катоде выделяется продукт массой _____г (округлить до сотых)

6. В процессе электролиза раствора Na_2SO_4, при силе тока 2А за 2 ч на аноде выделяется продукт объемом _____л (округлить до сотых)

7. Если дихромат-ион восстанавливается до хрома (III), то молярная концентрация эквивалента дихромата калия (ω =10%; р = 1,07 г/мл) равна _____моль/л. (округлить до сотых)

8. Для взаимодействия с 0,25 моль $K_2Cr_2O_7$ требуется 2 н раствор HBr объемом _____л (округлить до сотых)

9. Если концентрация ионов водорода в растворе $3,8*10^{-3}$ моль/л, то потенциал водородного электрода равен _____В (округлить до тысячных)

10. 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

1. Парамагнитный низкоспиновый внутриорбитальный

   1) $[Mn(NO_2)_6]^{4-}$ 2) $[CoBr_6]^{3-}$ 3) $[Fe(CO)_4]^{2+}$ 4) $[VC1_6]^{4-}$

2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли

   1: $K_2[PtC1_4]$ 2: $[PtC1_3(NH3)3]Br$ 3: $[CoF3(H_2O)_3]$ 4: $[Co(NH_3)_6][Co(NO_2)_6]$

   А: тетрахлороплатинат (II) калия
   Б: бромид триамминтринитрохлороплатины (IV)
   В: триакватрифторокобальт
   Г: гексанитрокобальтат (III) гексаамминкобальта (III Д: дихлоротетраамминникеля Е: гексацианоферрат(П) калия

3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом

   1: $[FeFx]^{-(x-2)}$ А: 6
   2: $[Pt(N_2H_4)x]^{2+}$ Б: 4
   3: $[Pd(NH_3)x]^{2+}$ В: 5
   Г: 7
   Д: 3

4. Если раствор содержит 0,05 моль/л $K_2[Ag(CN)_3]$ и 0,05 моль KCN, $K_н = 1*10^{-21}$, то концентрация ионов серебра в моль/л _____

5. Если для комплексного иона энергия расщепления равна 167,2 кДж/моль, то он поглощает свет с длиной волны в нм _____

6. Если при действии раствора серной кислоты весь барий из раствора $Ba(CN)_2*Cu(CNS)_2$ осаждается в виде сульфата бария, то координационная формула соли _____

Вариант № 2

1. Парамагнитный высокоспиновый внутриорбитальный

   1) $[VCl_6]^{4-}$ 2) $[Fe(C0)_4]^{2+}$ 3) $[NiCl_4]^{2-}$ 4) $[Pd(NH_3)_6]^{2+}$

2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли 1: $K_3[Fe(CN)_6]$ А: гексацианоферрат(III) калия

2: $[Ni(NH3)_4]Cl_2$ Б: хлорид тетраамминникеля(II)
3: $K_2[SiF_6]$ В: гексафторосиликат (IV) калия
4: $[Ni(CO)_4]$ Г: тетракарбонилникель
Д: дихлоротетраамминникеля
Е: гексацианоферрат(II) калия

3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом

$[Ni(C0)x]^0$ А: 4
$[Co(CN)x]^{-(x-3)}$ Б: 6
$[Fe(CO)x]^0$ В: 5
Г: 7
Д: 3

4. Если раствор содержит 0,02 моль/л $Cd(N0_3)_2$ и 1 моль NH_3, $К_н = 2,75*10^{-7}$, 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 $PtCl_4*3NH_3$ ($КЧ_{Pt} = 6$) требуется 1 моль нитрата серебра, то координационная формула соединения_____

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

1. Основные положения АМУ. Атом. Молекула. Химический элемент. Простые и сложные вещества. Относительная атомная масса, относительная молекулярная масса. Моль.Число Авогадро. Молярная масса.
2. Основные стехиометрические законы.
3. Основные типы химических реакций.
4. Классы неорганических веществ:оксиды, кислоты, основания, соли. Их физические и химические свойства, способы получения.
5. 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.

Критерии оценки ответа на экзамене

<table>
<tr><th>4-балльная шкала (уровень освоения)</th><th>Показатели</th><th>Критерии</th></tr>
<tr><td>Отлично (повышенный уровень)</td><td rowspan="2">1. Полнота изложения теоретического материала;
2. Полнота и правильность решения практического задания;
3. Правильность и/или аргументированность изложения (последовательность действий);
4. Самостоятельность ответа;
5. Культура речи;
6. и т.д.</td><td>Студентом дан полный, в логической последовательности развернутый ответ на поставленный вопрос, где он продемонстрировал знания предмета в полном объеме учебной программы, достаточно глубоко осмысливает дис-циплину, самостоятельно, и исчер-пывающе отвечает на дополни-тельные вопросы, приводит собственные примеры по проблематике поставленного вопроса, решил предложенные практи-ческие задания без ошибок.</td></tr>
<tr><td>Хорошо (базовый уровень)</td><td>Студентом дан развернутый ответ на поставленный вопрос, где студент демонстрирует знания, приобретенные на 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</td></tr>
</table>

		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. Допускает-ся несколько ошибок в содержании ответа и решении практических заданий.
Неудовлетворительно (уровень не сформирован)		Студентом дан ответ, который содержит ряд серьезных неточностей, обнару-живающий незнание процессов изу-чаемой предметной области, отличаю-щийся 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

Учебная литература:

а) основная:

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2002. – 743 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.:Интеграл-Пресс, 2002. – 727 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.:Химия, 2001.
4. Некрасов Б.В. Общая и неорганическая химия. – М.:Химия, 1973.
5. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.:ВШ, 2000. – 527 с.
6. Саламов А.Х., Китиева Л.И., Акталиева А.Г. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. Под ред. профессора Султыговой З.Х. – Магас, Пилигрим, 2008. – 71 с.

б) дополнительная:

1. Степин Б. Д. Неорганическая химия: учебник для химических и химико-технологических специальностей высш. учеб. заведений/Б. Д. Степин, А. А.Цветков. – М.: Высшая школа, 1994. – 256 с.

2. Суворов А. В. Общая химия: учебное пособие для высш. учеб. заведений/А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб.: химия, 1995. – 624 с.

3. Лидин Р. А. Реакции неорганических веществ: справочник/Р. А. Лидин. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2007. – 638 с.

4. Рабинович В. А. Краткий химический справочник/В. А. Рабинович, З. Я. Хавина. – СПб .:Химия, 1994. – 432 с.

5. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие./Под ред. Н. В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2003. – 255 с.

6. Гольбрайх Р. А. Сборник задач и упражнений по химии: Учебное пособие для хим.-технол. спец. высш. учеб. заведений/Р. А. Гольбрайх, Е. И. Маслов. – М.: Высшая школа, 1997. – 384 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.nlr.ru http://nbmgu.ruЭлектронная 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 ИнгГУ
   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 ИнгГУ
Информационно-правовая система «Гарант»	Сетевая версия, доступна со всех компьютеров в корпоративной сети ИнгГУ
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 химического направления).
2) Набор химических реактивов к каждой лабораторной работе.
3) Лабораторные установки, оборудование.

11. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина «Химия» направлена на формирование компетенций: ОПК-1, ОПК-4.

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» составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки _35.03.06 Агроинженерия, утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от «23»_августа_2017 г. № 813

Программу составил:

Евлоева А. Я., старщий преподаватель

(Ф.И.О., должность, подпись)

Программа одобрена на заседании кафедры «Химия»

Протокол № 10 от «15» июня 2022 года

Программа одобрена Учебно-методическим советом Агроинженерного факультета/института /

протокол № 3 от «21» июня 2022 года

Программа рассмотрена на заседании Учебно-методического совета университета

протокол № 10 от «29» июня 2022 года

Сведения о переутверждении программы на очередной учебный год и регистрации изменений

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