

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



«Утверждаю»

Проректор по учебной работе

"25" мая 2018г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

Основной профессиональной образовательной программы

академического бакалавриата

09.03.02 «Информационные системы и технологии»

Квалификация выпускника

Бакалавр

Форма обучения

Очная

МАГАС, 2018 г.

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 базовой части дисциплин; 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.ОД.3	Математическая логика и теория алгоритмов	2
Б1.Б.24	Физика	3
Б1.Б.9	Экология	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:

а) общекультурных (ОК) – ОК-2, ОК-9.

Таблица 3.1.

**Матрица связи компетенций, формируемых на основе изучения дисциплины
«Химия», с временными этапами освоения ее содержания**

Коды компетенций (ФГОС)	Компетенция	Семестр изучения
ОК-2	Готовность к кооперации с коллегами, работе в коллективе, знание принципов и методы организации и управления малыми коллективами	1
ОК-9	Знание своих прав и обязанностей как гражданина своей страны, способность использовать действующее законодательство и другие правовые документы в своей деятельности, демонстрировать готовность и стремление к совершенствованию и развитию общества на принципах гуманизма, свободы и демократии	1

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Таблица 4.1.

Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	1 семестр
Общая трудоемкость дисциплины	180	180
Аудиторные занятия	58	58
Лекции	20	20
Лабораторные занятия	36	36
Контроль самостоятельной работы	2	2
Самостоятельная работа	86	86
Контроль	36	36

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

Таблица 5.1.

Структура и содержание дисциплины

№№ п/п	Наименование раздела (темы)	семестр	неделя	Виды учебной работы			Формы текущего контроля успеваемости
				Л	ЛЗ	СР	
1.	Основные понятия химии. Стехиометрические законы.	1	1, 2	2	-	8	Собеседование, тестовый контроль, Контрольная работа 1
2.	Основные классы неорганических соединений	1	3, 4	2	4	8	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 2
3.	Строение атома.	1	5, 6	2	4	8	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 3
4.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева.	1	7, 8	2	4	8	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 4
5.	Химическая связь.	1	9, 10	2	4	10	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 5
6.	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	1	11, 12	2	4	8	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 6
7.	Энергетика и направленность химических процессов.	1	13, 14		4	8	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 7
8.	Растворы. Теория электролитической диссоциации.	1	15, 16	2	4	10	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 8
9.	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы.	1	17, 18	2	4	10	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 9
10	Комплексные соединения.	1	19, 20	2	4	8	Собеседование, тестовый контроль Контрольная работа 10
	ИТОГО:			20	36	86	

Условные обозначения:

Л – лекционные занятия; ЛЗ – лабораторные занятия; СР – самостоятельная работа

Таблица 5.2.

Конкретизация результатов освоения дисциплины

<i>ОК-2 Готовность к кооперации с коллегами, работе в коллективе, знание принципов и методы организации и управления малыми коллективами</i>		
Знать: теоретические основы принципов и методов организации и управления малыми коллективами	Уметь: применять теоретические знания на практике	Владеть: способностью к изменению производственного профиля своей профессиональной деятельности, к кооперации с коллегами, работе в коллективе
<i>ОК-9 Знание своих прав и обязанностей как гражданина своей страны, способность использовать действующее законодательство и другие правовые документы в своей деятельности, демонстрировать готовность и стремление к совершенствованию и развитию общества на принципах гуманизма, свободы и демократии</i>		
Знать: фундаментальные основы конституционного, гражданского, семейного, трудового, экологического, уголовного, административного, информационного права	Уметь: определять возможности применения норм права в конкретной ситуации	Владеть: навыками самостоятельного поиска необходимого нормативно-правового материала

Содержание дисциплины «Химия»

Раздел 1. Введение

Основные проблемы современной неорганической химии. Русская номенклатура неорганических соединений (кислород, окисел, гидроокись, вода, щелочь, перекись водорода, серноокислый, 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 одноподобных 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.

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.

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.

Перед очередной лекцией, как правило, практикуются «летучки» по материалу предыдущей лекции. Это позволяет определить степень усвоения изложенного ранее материала. 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 мнениями и выбора оптимального пути решения.

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

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

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

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

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

Лекционные занятия проводятся 1 раз в неделю в объеме 1 часа 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

<i>Номер раздела (темы)</i>	<i>Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение</i>	<i>Кол-во часов</i>	<i>Формы работы</i>
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 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.	6	собеседование, тестовый контроль
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.	10	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.	10	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.	10	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.	10	собеседование, тестовый контроль
6	Применение термодинамических функций для характеристики реакционной способности веществ и оценке возможности протекания химических реакций	10	собеседование, тестовый контроль
7	Свойства растворов. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, молярная доля, моляльность.	10	собеседование, тестовый контроль

	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 окислительно-восстановительных реакциях.	10	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, полисульфиды, пероксидные соединения. Кластерные соединения, π-комплексы, комплексы «гость-хозяин», соединения включения, клатраты, цеолиты. Изомерия комплексных соединений: гидратная, координационная, геометрическая, изомерия положения (солевая изомерия), ионизационная, оптическая.	10	собеседование, тестовый контроль

8. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Фонды оценочных средств и критерии оценки представлены отдельно, как приложение к рабочей программе.

9. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) основная литература:

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 литература

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.

в) Интернет-ресурсы

1. http://c-books.narod.ru/pryanishnikov1_2_1.html
2. <http://alhimic.ucoz.ru/load/26>
3. <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/org.html>
4. <http://www.xumuk.ru>
5. <http://chemistry.narod.ru>
6. <http://www.media.ssu.samara.ru/lectures/deryabina/index/html>

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.
- 6) Специально разработанный и изданный практикум для студентов).
- 7) Набор реактивов и оборудования для лекционных опытов.

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.

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Утверждаю

Проректор по учебной работе

_____ З.О.Батыгов

« _____ » _____ 20 ____ г.

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

по дисциплине

«Химия»

Направление подготовки/специальность: 09.03.02 Информационные системы
и технологии

Уровень образования: академический бакалавриат

Фонд оценочных средств

разработал _____ Саламов А.М., профессор, к.п.н

Утвержден на заседании кафедры химии

протокол заседания № _____ от « _____ » _____ 20 ____ г.

Зав. кафедрой _____ З.Х.Султыгова

Магас, 20 ____ г.

1. ПЕРЕЧЕНЬ КОМПЕТЕНЦИЙ, ФОРМИРУЕМЫХ ДИСЦИПЛИНОЙ

Компетенции/контролируемые этапы	Показатели	Наименование оценочного средства
<p>ОК-2 Готовность к кооперации с коллегами, работе в коллективе, знание принципов и методы организации и управления малыми коллективами</p>	<p>Знать: теоретические основы принципов и методов организации и управления малыми коллективами Уметь: применять теоретические знания на практике Владеть: способностью к изменению производственного профиля своей профессиональной деятельности, к кооперации с коллегами, работе в коллективе</p>	<p>лабораторные занятия письменная контрольная работа</p>
<p>ОК-9 Знание своих прав и обязанностей как гражданина своей страны, способность использовать действующее законодательство и другие правовые документы в своей деятельности, демонстрировать готовность и стремление к совершенствованию и развитию общества на принципах гуманизма, свободы и демократии</p>	<p>Знать: фундаментальные основы конституционного, гражданского, семейного, трудового, экологического, уголовного, административного, информационного права Уметь: определять возможности применения норм права в конкретной ситуации Владеть: навыками самостоятельного поиска необходимого нормативно-правового материала</p>	<p>лабораторные занятия письменная контрольная работа</p>

2. ОПИСАНИЕ ПОКАЗАТЕЛЕЙ И КРИТЕРИЕВ ОЦЕНИВАНИЯ КОМПЕТЕНЦИЙ НА РАЗЛИЧНЫХ ЭТАПАХ ИХ ФОРМИРОВАНИЯ, ОПИСАНИЕ ШКАЛ

Сооставление шкал оценивания

4-балльная шкала (уровень освоения)	Отлично (повышенный уровень)	Хорошо (базовый уровень)	Удовлетворительно (пороговый уровень)	Неудовлетворительно (уровень не сформирован)
100-балльная шкала	91-100	81-90	61-80	0-60

3. ОЦЕНИВАНИЕ ВЫПОЛНЕНИЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАДАНИЙ

4-балльная шкала (уровень освоения)	Показатели	Критерии
Отлично (повышенный уровень)	1. Полнота выполнения практического задания; 2. Своевременность выполнения задания; 3. Последовательность и рациональность выполнения задания;	Студентом задание решено самостоятельно. При этом составлен правильный алгоритм решения задания, в логических рассуждениях, в выборе формул и решении нет ошибок, получен верный ответ, задание решено рациональным способом.
Хорошо (базовый уровень)	4. Самостоятельность решения; 5. и т.д.	Студентом задание решено с подсказкой преподавателя. При этом составлен правильный алгоритм решения задания, в логическом рассуждении и решении нет существенных ошибок; правильно сделан выбор формул для решения; есть объяснение решения, но задание решено нерациональным способом или допущено не более двух несущественных ошибок, получен верный ответ.
Удовлетворительно (пороговый уровень)		Студентом задание решено с подсказками преподавателя. При этом задание понято правильно, в логическом рассуждении нет существенных ошибок, но допущены существенные ошибки в выборе формул или в математических расчетах; задание решено не полностью

		или в общем виде.
Неудовлетворительно (уровень не сформирован)		Студентом задание не решено.

4. СООТВЕТСТВИЕ ИЗУЧАЕМЫХ РАЗДЕЛОВ, РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ И ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины*	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений	ОК-2, ОК-9	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 1
2.	Основные классы неорганических соединений	ОК-2, ОК-9	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 2
3.	Строение атома	ОК-2, ОК-9	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 3
4.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	ОК-2, ОК-9	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 4
5.	Химическая связь	ОК-2, ОК-9	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 5
6.	Скорость химических реакций. Химическое равновесие	ОК-2, ОК-9	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 6
7.	Энергетика и направленность химических процессов	ОК-2, ОК-9	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 7
8.	Растворы. Теория электролитической диссоциации	ОК-2, ОК-9	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 8
9.	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	ОК-2, ОК-9	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 9
10.	Комплексные соединения	ОК-2, ОК-9	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 10

5. ТИПОВЫЕ КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ ИЛИ ИНЫЕ МАТЕРИАЛЫ,

НЕОБХОДИМЫЕ ДЛЯ ОЦЕНКИ ЗНАНИЙ, УМЕНИЙ, НАВЫКОВ И (ИЛИ) ОПЫТА ДЕЯТЕЛЬНОСТИ

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

Тема: «Основные понятия и законы химии. Эквивалент»

1. Объем резиновой камеры автомобильной шины равен $0,025 \text{ м}^3$, давление в ней $5,0665 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Определите массу воздуха, находящегося в камере при 20°C .
2. Рассчитайте молекулярную массу газа, если $7 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ его при 20°C и $0,253 \cdot 10^5 \text{ Па}$ занимают объем $22,18 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.
3. Рассчитайте среднюю молекулярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38% фосгена COCl_2 и 62 % хлора Cl_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 $3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ составит $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$, если $t=23^\circ\text{C}$?
7. Какую массу CaCO_3 надо взять, чтобы получить при его прокаливании диоксид углерода, занимающий объем $25 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ при 15°C и давлении 104000 Па ?
8. Вычислите объем $0,100 \text{ кг}$ газовой смеси состава $3\text{CO}+2\text{CO}_2$ при 50°C и давлении 98600 Па .
9. Из $5 \cdot 10^{-6} \text{ кг}$ хлората калия KClO_3 было получено $0,7 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода, измеренного при 20°C и давлении 111900 Па . Определите массовую долю примесей в хлорате калия.
10. При 0°C в сосуде объемом $14 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ содержится $0,8 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ водорода и $6,30 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ азота. Определите парциальное давление азота и общее давление смеси.
11. Газовая смесь состоит из $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ азота, находящегося под давлением 95940 Па , $3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода. Объем смеси $8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. Общее давление газовой смеси 104200 Па . Под каким давлением взят кислород?
12. В газонаполненных лампах содержится смесь газов, имеющая объемный состав: 86% Ar и 14% N_2 . Рассчитайте парциальное давление каждого из газов, если общее давление равно 39990 Па .
13. Газовая смесь составлена из $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ метана под давлением 96000 Па , $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ водорода под давлением 84000 Па и $3 \cdot 10^{-3}$ диоксида углерода под давлением 109000 Па . Объем смеси $8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. Определите парциальные давления газов в смеси и общее давление смеси.
14. Что называют молярной массой эквивалента? Чему она равна для кислот и оснований в реакциях полной нейтрализации?
15. Что называют количеством вещества эквивалента? Чему равна эта величина для $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 (в реакциях полной нейтрализации), BaCl_2 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, взятых количеством вещества 1 моль?

16. Какое прилагательное применяют для выражения отношения данной величины к количеству вещества? Приведите примеры.
17. Какую величину дают для элемента отношения:
18. $M(X)/M(f_{\text{экв}}(X)X)$ и $Ar(X)/(M(f_{\text{экв}}(X)X))$.
19. Чему равно $n(\text{CaSO}_4)$ в гипсе $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой 1,72 кг и n для кристаллогидрата в гипсе, полученном из 0,68 кг безводного сульфата кальция?
20. При растворении в кислоте металла массой 11,9 г выделился водород объемом 2,24 л (н.у.). Чему равны $f_{\text{экв}}(X)$ и $M(f_{\text{экв}}(X)X)$ для этого металла.

Тема: «Основные классы неорганических соединений»

1. Какие бинарные соединения называют оксидами? Укажите возможные способы их получения.
2. На чем основана классификация оксидов на: а) несолеобразующие и солеобразующие; б) кислотные, основные и проявляющие кислотно-основную двойственность? Какие реакции характерны для оксидов каждой из этих групп?
3. Приведите примеры оксидов, которые при взаимодействии с водой образуют две кислоты. Как взаимодействуют с раствором $\text{Ca}(\text{OH})_2$ оксиды N_2O_5 , N_2O_3 и NO_2 ?
4. 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 ; VbO 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?
11. Как получить оксиды CuO , CO_2 , SO_2 , P_2O_5 , Fe_2O_3 , MgO из простых и сложных веществ?
12. Получите по два оксида из различных исходных веществ: а) кислот, б) оснований, в) солей.
13. Какой оксид можно получить из каждой кислоты следующего ряда: HClO_4 , H_2MoO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
14. Как получить оксид цинка из: а) металла, б) минералов галмея ZnCO_3 и цинковой обманки ZnS ?
15. Через какой промежуточный продукт, легко разлагающийся при нагревании, можно получить оксид металла из его соли? Покажите это на примерах: $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$; $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$; $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO}$; $\text{MnBr}_2 \rightarrow \text{MnO}$. Как можно для одного и того же элемента из одного оксида получить другой.

16. Какие соли называют гидроксосолями? Как их можно получить, если исходным веществом является гидроксид или соль, например $Mn(OH)_2$ и $Fe_2(SO_4)_3$?
17. Напишите графические формулы: гидроксобромида марганца (II); гидроксокарбоната магния; гидроксонитрата алюминия; тригидроксофосфата кальция.
18. Приведите примеры элементов, которые вместо гидроксолей образуют оксосоли. За счет чего это происходит? Напишите графические формулы: хлорида оксосурьмы(III); сульфата оксотитана; хлорида диоксоурана.
19. Как можно осуществить следующие переходы в прямом и обратном направлении: кислота \rightarrow гидросоль \rightarrow средняя соль \rightarrow гидроксо соль \rightarrow гидроксида оксид?
20. Напишите уравнения реакций, которые последовательно протекают при постепенном добавлении: а) NaOH к раствору гидросульфата цинка; б) кислоты к раствору алюмината калия.

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 положения электрона равна:
 - а) 10^{-10} м; б) 1 см. Какой будет при этом неопределенность в импульсе и скорости?
4. Неопределенность в скорости электрона равна 10^8 см/с. Найдите соответствующую неопределенность в положении электрона.
5. Погрешность в определении положения электрона равна: а) 0,5 см; б) 0,05 нм. Какой будет при этом погрешность в определении скорости? Для второго случая сравните ΔV , выраженную в км/с, со скоростью движения электрона по первой орбите Бора.
6. 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.
7. Свет имеет двойственную природу, поэтому энергия фотона может быть выражена двумя уравнениями: $E=h\nu$ и $E=mc^2$. Найдите отсюда взаимосвязь между длиной волны, скоростью света и массой фотона. Получите уравнение де Бройля, заменив фотон любой микрочастицей. Почему корпускулярно-волновой дуализм свойствен только микрочастицам?
8. Какое экспериментальное подтверждение нашла гипотеза де Бройля о волновых свойствах микрочастиц?
9. Чему равна масса фотона красного света ($\lambda=648$ нм)? Сравните ее с массой
10. электрона ($9,11 \cdot 10^{-28}$ г).
11. Чему равен импульс фотона для света с $\lambda=485$ нм?
12. Энергия фотона равна $5 \cdot 10^{-19}$ Дж. Найдите длину волны этого излучения. Чему равны длина волны, масса и импульс для фотона с энергией 6,7 эВ?

13. Если атом гелия имеет энергию 0,04 эВ (энергия теплового движения при комнатной температуре), то какой будет соответственно дебройлевская длина волны?
14. Что называют энергией ионизации? Какая величина имеет с ней одинаковое числовое значение? В каких единицах они измеряются?
15. Чему равно число всех возможных ионизационных потенциалов для данного атома и что является причиной увеличения их значений в ряду: $I_1 < I_2 < I_3 \dots$?
16. Как зависит величина ионизационного потенциала от значения для электрона главного квантового числа и чем эта зависимость обусловлена?
17. 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?
18. Какой вывод можно сделать о свойствах элемента по значению для него ионизационного потенциала и сродства к электрону?
19. Что называют абсолютной и относительной электроотрицательностью? Как по значению этой величины можно, судить о направлении смещения электронной плотности при образовании связей?
20. Что называют степенью окисления элемента и чему равна их общая сумма в молекуле и ионе?

Тема: «Химическая связь»

1. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух атомов, которые её образуют? Покажите и объясните на примере молекулы H_2 , зная, что $r/H = 0,053 \text{ нм}$, а $d/H - H = 0,074 \text{ нм}$.
2. Вычислите энергию σ -связи C-C, если стандартная теплота образования C-H из газообразных углерода и водорода равна -2815 кДж/моль, а энергия σ -связи C-H равна - 411,3 кДж/моль.
3. Энергия диссоциации HI равна 298,4 кДж/моль. Можно ли разложить HI на элементы при облучении ультрафиолетовым светом $\lambda = 2 \cdot 10^{-10} \text{ м}$? Какую энергию надо затратить, чтобы разложить $5 \cdot 10^{-3} \text{ г HI}$?
4. Почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной пяти, а у азота такое состояние отсутствует?
5. В рамках теории ВС объяснить, почему у большинства p-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, HI?

8. Рассчитайте эффективные заряды атомов водорода и хлора, образующих ковалентную полярную связь, если $\mu_{\text{эсп}}$ молекулы HCl равен $3,4 \cdot 10^{-30}$ Кл·м, а длина связи H-Cl равна $1,27 \cdot 10^{-10}$ 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: $\mu(\text{NH}_3) = 0,49 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, $\mu(\text{NF}_3) = 0,07 \cdot 10^{-29}$ Кл·м?
10. Как согласовать малую полярность связи в молекуле CO ($\mu = 3,33 \cdot 10^{-31}$ Клм) со значительным различием в ЭО C и O ЭО(C)=2,5; ЭО(O) = 3,5.
11. Как на основе теории МО определяют кратность связи между двумя атомами? Приведите примеры.
12. Как теория МО объясняет невозможность образования молекул He₂, Be₂, Ne₂.
13. Как теория МО объясняет: а) диамагнетизм молекул N₂, F₂; б) парамагнетизм B₂ и O₂.
14. Составить энергетическую диаграмму МО частиц NO⁺, NO и NO⁻ и сравнить их кратность и E_{св}?
15. Составить энергетическую диаграмму МО и АО молекулы LiH. Какие орбитали в ней являются связывающими, а какие несвязывающими?
16. У какой молекулы N₂ или CO больше энергия диссоциации?
17. Объясните, почему отрыв одного электрона от молекулы CO приводит к ослаблению связи, а от молекулы NO⁻ к её упрочнению?

Ионная связь.

18. Температура плавления CaCl₂=780°C, CdCl₂=560°C радиус Ca равен 0,104 нм, Cd—0,09 нм. Объяснить различие температур плавления.
19. При переходе от CsF к CsI температура плавления кристаллов уменьшается. Объяснить наблюдаемый ход изменения температуры плавления.
20. Объяснить неустойчивость гидроксидов меди (I) и серебра (I).
21. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость AuCl₃ в сравнении с AuCl.
22. K₂CO₃ плавится при 890°C без разложения, Ag₂CO₃ разлагается уже при 220°C. Объяснить указанное различие.
23. BaCl₂ в водных растворах диссоциирует полностью, а HgCl₂ почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.

24. 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.
25. Какое соединение термически более устойчиво: а) PbCO_3 и CaCO_3 , б) HgCl_4 и PbCl_4 , в) FeCl_3 и NiCl_3 , г) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$, д) MgCO_3 и SrCO_3 .

Тема: «Энергетика и направленность химических процессов»

1. На какую величину отличается изменение энтальпии от изменения внутренней энергии системы? В каких случаях $\Delta H = \Delta U$ и $Q_v = Q_p$?
2. Зависит ли изменение энтальпии системы от температуры?
3. Какие системы называют конденсированными? Почему для них обычно опускают ограничивающие условия $V = \text{const}$ и $p = \text{const}$?
4. Какой закон является основным законом термохимии? Дайте его формулировку.
5. Перечислите следствия, вытекающие из закона Гесса. Для каких определений они используются в термохимических расчетах?
6. Какой функцией состояния характеризуется тенденция системы к достижению так называемого вероятного состояния, которому соответствует максимальная беспорядочность распределения частиц?
7. В изолированной системе все самопроизвольные процессы протекают в сторону увеличения беспорядка. Как изменяется при этом энтропия?
8. Как изменяется энтропия системы за счет прямой и обратной реакций при синтезе аммиака?
9. Как изменяется энтропия системы с повышением температуры, в реакциях синтеза и разложения веществ?
10. Как влияет на энтропию системы образование газообразных продуктов?
11. Почему при плавлении вещества температура остается постоянной несмотря на то, что в это время теплота к системе подводится?
12. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса?
13. Какую тенденцию системы выражает: а) энтальпийный фактор, б) энтропийный фактор? Какая функция состояния системы дает количественную характеристику одновременного влияния того и другого фактора? Каким уравнением это выражается?
14. 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?
15. При каком соотношении ΔH и $T\Delta S$: а) система находится в равновесии, б) химический процесс направлен в сторону экзотермической или эндотермической реакции?
16. Энтальпийным или энтропийным фактором определяется направление химических реакций при очень низких температурах?
17. Возможно ли самопроизвольное протекание прямой реакции, если при положительном значении ΔS : а) $\Delta H > 0$, б) $|\Delta H| > |T\Delta S|$?

18. Стандартная теплота образования NH_3 и PH_3 равна соответственно $-46,2$ и $+5,0$ кДж/моль. Какой следует сделать вывод из этих данных об относительной устойчивости молекул NH_3 и PH_3 ?
19. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой $8,86$ г. Вычислите теплоту образования CO_2 из элементов. Тепловой эффект реакции $\Delta H = -79,2$ кДж.
20. Стандартная теплота образования MgO (к) и CO_2 (г) соответственно равна $-601,8$ и $-393,5$ кДж/моль. Теплота разложения MgCO_3 на MgO и CO_2 $\Delta H = +100,7$ кДж/моль. Используя эти данные, найдите теплоту образования MgCO_3 из элементов.

Тема: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Реакция идет по уравнению $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?
2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $2\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна $0,3$ моль/л, а вещества В — $0,5$ моль/л. Константа скорости реакции равна $0,8 \text{ л}^2/\text{моль}^2\text{мин}^{-1}$. Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшается на $0,1$ моль.
3. Разложение N_2O на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению: $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$. Константа скорости данной реакции равна $5 \cdot 10^{-4}$ л/мольмин при 1173 К. Начальная концентрация N_2O $3,2$ моль/л. Определите скорость реакции при заданной температуре в начальный момент и в тот момент, когда разложится 25% N_2O .
4. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $\text{C}(\text{NO}) = 0,8$; $\text{C}(\text{O}_2) = 0,6$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до $0,9$ моль/л, а концентрацию оксида азота до $1,2$ моль/л?
5. Докажите, что реакция взаимодействия муравьиного альдегида и пероксида водорода с образованием муравьиной кислоты и воды является реакцией второго порядка, если через 2 ч после начала реакция завершилась на 50% , а через 2 ч 40 мин концентрация муравьиной кислоты стала $0,285$ моль/л. Исходные концентрации НСОН и H_2O_2 одинаковы и равны $0,50$ моль/л.
6. Рассчитайте константу скорости реакции первого порядка, учитывая, что за 25 мин реакция проходит на 25% , т. е. прореагировала четвертая часть веществ.
7. Константа скорости реакции первого порядка равна $2,5 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. Какое количество останется непрореагировавшим через 10 ч после начала реакции? Начальная концентрация равна 1 моль/л.
8. 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.
9. Константа скорости некоторой реакции при 273 и 298 К равна соответственно

10. 1,17 и 6,56 л/моль·мин. Найдите температурный коэффициент скорости реакции.
11. Во сколько раз увеличится скорость растворения железа в 5 %-ной HCl при повышении температуры на 32°, если температурный коэффициент скорости растворения равен 2,8?
12. При 393 К реакция заканчивается за 18 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
13. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры, на 45° реакция замедлилась в 25 раз.
14. Константы скорости реакции первого порядка при 288 и 325 К соответственно равны $2 \cdot 10^{-2}$ и $0,38 \text{ с}^{-1}$. Каковы температурный коэффициент скорости этой реакции и константа скорости этой реакции при температуре 303 К?
15. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ $K=0,26$. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,28 моль/л. Вычислите равновесную и первоначальную концентрации N_2O_4 . Какая массовая доля в % этого вещества продиссоциировала к моменту установления равновесия?
16. При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции $\text{Cl}_2 + \text{CO} = \text{COCl}_2$. Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации равны (моль/л): $C(\text{Cl}_2) = 2,5$; $C(\text{CO}) = 1,8$; $C(\text{COCl}_2) = 3,2$.
17. Химическое равновесие реакции $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ установилось при концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $C(\text{COCl}_2) = 10$; $C(\text{CO}) = 2$; $C(\text{Cl}_2) = 4$. В равновесную систему добавили хлор в количестве 4 моль/л. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения равновесия.
18. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ равны (моль/л): $C(\text{кислоты}) = 0,02$; $C(\text{спирта}) = 0,32$; $C(\text{эфира}) = 0,08$; $C(\text{воды}) = 0,08$. Какими стали равновесные концентрации после смещения равновесия вследствие увеличения концентрации $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в 4 раза?

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. Какими условиями определяется возможность электролитической диссоциации вещества? Какая величина характеризует ионизирующую способность растворителя? Покажите механизм распада частиц растворенного вещества на ионы.
4. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определения. Какую из них и почему называют постоянной величиной?

5. На какие группы условно делят электролиты по величине степени их диссоциации? Приведите примеры представителей этих групп.
6. Выпадет ли осадок при сливании насыщенных растворов: SrCl_2 и CaSO_4 ; CaCl_2 и SrSO_4 ?
7. 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 ?
8. 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 ?
9. Останется ли прозрачным фильтрат из-под осадка PbCl_2 , если к нему добавить раствор иодида калия?
10. В насыщенном растворе PbI_2 концентрация иодид ионов равна $1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Найдите концентрацию ионов Pb^{2+} в этом растворе.
11. В насыщенном растворе $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ объемом 10 л содержится соль массой 3 г. Вычислите ее растворимость и найдите молярные концентрации каждого иона в этом растворе.
12. Всегда ли нейтральность раствора соли указывает на отсутствие гидролиза? Объясните.
13. Для растворов каких солей pH имеет такое же значение, как для воды? Покажите это на примере NaCl и $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
14. Какие из солей не подвергаются гидролизу, и если подвергаются, то по какому типу: K_2SO_4 , Na_2Se , BaS , RbNO_3 , ZnCl_2 , K_2SO_3 , KClO_3 , HCOOK , NaClO_4 , KBrO_4 ?
15. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение: NaNO_3 или NaNO_2 , CH_3COOK или $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, KClO или KClO_3 ?
16. Дайте сравнительную характеристику сульфатов, сульфитов и сульфидов щелочных металлов по их способности к гидролизу.
17. Для каких солей гидролиз проходит ступенями? Чем определяется их число и как изменяется интенсивность гидролиза от первой ступени к последней?
18. Почему малиновая окраска фенолфталеина в растворе ацетата натрия становится более интенсивной при нагревании раствора и снова бледнеет при его охлаждении?
19. Объясните причину изменения степени гидролиза солей при нагревании их растворов, основываясь на зависимости диссоциации воды от температуры.
20. Что называют константой гидролиза K_2 . Зависит ли эта величина от: природы соли, концентрации раствора, температуры? Чем определяется большее или меньшее значение K_2 для различных солей?

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. Напишите уравнения полуреакций и ионно-молекулярные уравнения, которыми могут быть выражены процессы окисления и восстановления в водных растворах, идущих по следующим схемам:
 - а) $\text{KClO} + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - б) $\text{KBiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{BiCl}_3 +$
 - в) $\text{KClO}_3 + \text{KNO}_2 \rightarrow \text{KCl} + \dots$
 - г) $\text{KClO} + \text{KJ} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} +$
8. Покажите влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций на примере изменения окислительной емкости перманганат - иона.
9. Какими кислотами можно пользоваться для создания среды при проведении Red-Ox реакций? Почему с этой целью применяют обычно разбавленную серную кислоту?
10. Способствует ли кислая среда: а) окислению катионов до оксоанионов; б) окислительному действию оксоанионов?
11. Какие окислительно-восстановительные системы называют гетеро- и гомогенными? Что является причиной возникновения скачка потенциала в системах первого типа? Удастся ли экспериментально определить его абсолютное значение, относительное значение?
12. Чем должны отличаться друг от друга две окислительно-восстановительные системы для того, чтобы их можно было использовать при составлении гальванического элемента?
13. Какую информацию содержит электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов о сравнительной активности ВФ и ОФ металлов? Почему он дает возможность оценить ЭДС гальванических элементов, составленных из любых пар металлов?
14. Почему водородный электрод в паре с медным полуэлементом является анодом, а в паре с цинком - катодом?

15. Из четырех металлов Ag, Cu, Au и Sn выберите те пары, которые дают наименьшую и наибольшую ЭДС составленного из них гальванического элемента.
16. Какие изменения концентраций растворов солей на электроде-окислителе и электроде-восстановителе приводят к увеличению и уменьшению ЭДС?
Электролиз. Коррозия металлов. Какие электрохимические процессы протекают на электродах при электролизе расплавов электролитов? Приведите примеры.
17. Из каких процессов складывается общая реакция электрохимического разложения вещества?
18. 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.
19. При каких условиях и из каких солей, возможно, получить с помощью электролиза одновременно щелочь и кислоту?
20. Дайте формулировку законов Фарадея и их математические выражения. Что называют числом Фарадея F? Чему равна эта величина в кулонах и ампер-часах?
21. 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.
22. Одинаково ли отношение к коррозии технического и химически чистого металла? Чем вызывается коррозия обычной стали?
23. 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. Какие комплексы называют высокоспиновыми и низкоспиновыми? Укажите параметры, которые являются для них общими и различными.
12. Что такое энергия расщепления кристаллическим полем, от чего она зависит? Какие факторы определяют положение лиганда в спектрохимическом ряду?
13. Как ТКП объясняет закономерности изменения устойчивости комплексных соединений?
14. Исходя из ТКП, объяснить окраску комплексных соединений.
15. Что является количественной характеристикой устойчивости комплексных
16. ионов?
17. Каково соотношение между общей константой нестойкости и константами, характеризующими отдельные стадии процесса диссоциации комплексного иона?
18. Какое влияние оказывает комплексообразователь на связи в координированных около него молекулах H_2O и NH_3 ?
19. Приведите примеры, показывающие влияние координации на окислительно-восстановительные свойства комплексообразователя.
20. Составьте координационные формулы следующих соединений: $2\text{NH}_4\text{Cl}\cdot\text{PtCl}_4$, $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4\cdot\text{CuC}_2\text{O}_4$, $\text{KCl}\cdot\text{AuCl}_3$, $2\text{Ca}(\text{CN})_2\cdot\text{Fe}(\text{CN})_2$, $(\text{NH}_4)_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$.

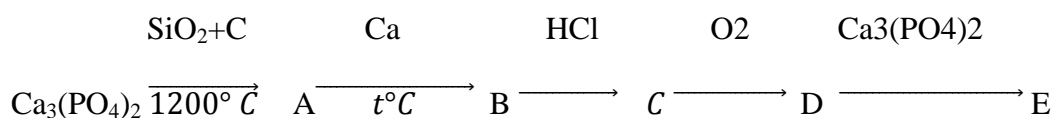
Примерный комплект заданий для контрольных работ по дисциплине «Химия»

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 Me, зная, что эквивалентная масса серы 16,0г/моль.
3. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:



4. Напишите графические формулы соединений и дайте их названия: H_2O_2 , SnO_2 , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, NaN_2AsO_4 .
5. Какой объем кислорода следует добавить к 1 м^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 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2SiO_3 .
2. Определите массу серы, образующейся при взаимодействии сероводорода количеством вещества эквивалента 0,01 моль с избытком концентрированной HNO_3 .
3. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:
$$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \longrightarrow \text{X}_1 \longrightarrow \text{FeCl}_2 \longrightarrow \text{X}_2 \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \longleftarrow \text{X}_3 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$
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 исходной 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} , Tь.
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(O²⁻); 0,98(Na⁺); 0,74(Mg²⁺); 0,57(Al³⁺)
7. Объясните особо низкую устойчивость соединений p-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, p-подуровень - три, d-подуровень - пять и f-подуровень - семь. Укажите тах число электронов на этих подуровнях.
5. Чему равна дебройлевская длина волны электрона, движущегося со скоростью: а) $6 \cdot 10^6$ м/с; б) 2187 км/с?
6. Энергия ионизации при последовательном отрыве электрона от атомов Mg составляет: $E_1=733$, $E_2=1447$ и $E_3=7718$ кДж/моль. Чем объяснить резкое возрастание E_3 ?
7. Какую структуру должен иметь восьмой период? Повторяет ли он полностью седьмой период?

Тема: «Химическая связь»

Вариант №1

1. Чем объяснить невозможность образования 100% ионной связи и чему примерно равна доля ковалентности в наиболее ионных бинарных соединениях?
2. Установите пространственную структуру следующих молекул и ионов, определив орбитали центрального атома и их тип гибридизации: NF_3 , NO_2^- , PH_3 , PO_4^{3-} .
3. Как должны меняться значения моментов диполей молекул в ряду: а) ClF - BrF - IF ; б) NH_3 - PH_3 - AsH_3 ?
4. Поляризуемость какого из ионов больше: F^- или Br^- , S^{2-} или Te^{2-} , Cl^- или I^- ? Объясните причину.
5. Тпл. для $\text{NaF}=997^\circ\text{C}$, $\text{MgF}_2=1398^\circ\text{C}$, $\text{AlF}_3=1040^\circ\text{C}$, $\text{SiF}_4=-90^\circ\text{C}$, $\text{PF}_5=-94^\circ\text{C}$, $\text{SF}_6=-56^\circ\text{C}$. Объяснить наблюдаемую зависимость. Объяснить резкое различие Тпл. AlF_3 и SiF_4 считая, что полярность связи равномерно уменьшается от NaF к SF_6 .
6. Чем объяснить значительно более высокие Тпл. и Тк. воды и плавиковой кислоты по сравнению с теми, которые должны соответствовать их молярным массам?
7. Электрический момент диполя молекулы H_2S равен $0,31 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, а H_2Se - $0,08 \cdot 10^{-29}$ Кл·м. Определите, как относятся длины диполей обеих молекул.

Вариант №2

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

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

Вариант №1

1. Дихромат аммония при нагревании разлагается по реакции:

$$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{т}) = \text{N}_2\uparrow(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{т}) \quad \Delta H^\circ_{\text{х р}} = -503 \text{ кДж}$$

Сколько энергии выделилось при разложении некоторой порции дихромата аммония, если масса твердого остатка на 10г меньше массы исходного вещества.
2. Энтальпия образования $\text{H}_2\text{O}_2(\text{г})$ из простых веществ равна - 136,1 кДж/моль, энтальпия диссоциации газообразных водорода и кислорода соответственно равны 432, 490 кДж/моль. Вычислите энергию связи О-Н в перексиде водорода, приняв энергию связи О-О равной - 138,07 кДж/моль.
3. Определите ΔH°_{298} и ΔU системы: $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
4. При температуре 100°C скорость одной реакции в 2 раза больше скорости второй. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен - 2, второй - 4. При какой температуре скорости обеих реакций выравниваются?
5. Как изменится давление в системе первоначально содержащей HBr и O_2 , если к моменту наступления равновесия: $4\text{HBr}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Br}_2(\text{г})$ прореагировало 10% исходного количества кислорода, а равновесные концентрации $[\text{HBr}] = 0,6$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,36$ моль/л?
6. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе:

$$2\text{A}_2(\text{г}) + \text{B}_2(\text{г}) = 2\text{A}_2\text{B}(\text{г})$$

Чтобы при уменьшении концентрации вещества A_2 в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?
7. Для некоторой реакции $\Delta G^\circ > 0$. Какие из приведенных утверждений правильны:
 а) $k > 1$; б) $k < 1$; 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. $\Delta H^\circ_{\text{обр}}$ $\text{MgO}(\text{к})$ и $\text{CO}_2(\text{г})$ соответственно равна - 601,8 и -393,5 кДж/моль. Теплота разложения MgCO_3 на MgO и CO_2 $\Delta H = 100,7$ кДж/моль. Используя эти данные, найдите теплоту образования MgCO_3 из элементов.
4. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции, если константа скорости ее при 100°C составляет $6 \cdot 10^{-7}$, а при 150°C $-7,2 \cdot 10^{-2}$.

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 в 10 раз?

6. Система $\text{C}(\text{графит}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г})$ $\Delta H^\circ = 172,5 \text{ кДж}$

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

7. Химическое равновесие реакции $\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) = \text{C}(\text{г}) + \text{D}(\text{г})$

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

Тема: «Растворы. Теория электролитической диссоциации»

Вариант №1

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

2. pH $1 \cdot 10^{-3} \text{ Н}$ раствора слабого одноосновного 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 0,1 моль/л: NH_4Br , KClO , HCOONa .

5. $\text{PPrAg}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, при 25°C равно $2 \cdot 10^{-7}$. Выпадает ли осадок $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при смешивании равных объемов 0,05 н растворов AgNO_3 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? Степень диссоциации этих электролитов равна 90%.

6. Вычислить a и (H^+) в 0,3 М растворе уксусной кислоты ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$). Какие значения примут эти величины после добавления к 1 л раствора кислоты 0,2 моль CH_3COONa ? Коэффициент активности ионов $f(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 0,7$.

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

Вариант №2

1. Раствор содержит 0,1 моль - эквивалентов $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ в 200 мл раствора. Какова молярная концентрация ионов NH_4^+ в растворе?

- Вычислите рН 0,001н раствора серной кислоты.
- Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации рН больше или меньше. Ответ обоснуйте исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов: NaHCO_3 и Na_2ClO_3 ; NaClO_4 и NaClO .
- Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определение. Какую из них и почему называют постоянной величиной?
- Найдите степень гидролиза NaIO_3 и NaIO в растворах концентрации 0,1 моль/л. Из полученных данных сделайте вывод о сравнительной силе кислот, образовавших эти соли. $K_d(\text{HIO}_3)=1.6 \cdot 10^{-1}$; $K_d(\text{HIO})=2.3 \cdot 10^{-11}$.
- Выпадает ли BaSO_4 при добавлении раствора серной кислоты объемом 100мл при концентрации 0,2 моль/л. к раствору BaCl_2 того же объема, если молярная концентрация эквивалента этого раствора равна 0,2 моль/л.? Будет ли добавленное количество серной кислоты эквивалентным или избыточным?
- Сколько моль NH_4Cl следует добавить к 1л 0,1М раствора NH_4OH ($K=1,8 \cdot 10^{-5}$) для того, чтобы концентрация ионов OH^- стала численно равна K_d ? Условно примем $f(\text{NH}_4^+)=1$.

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»

Вариант №1

- Закончить составление уравнения реакции и подобрать коэффициенты простейшим способом: $\text{SO}_2 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \dots$
- Напишите уравнения реакций и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом: $\text{MnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$; $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CaOCl} \rightarrow$
- Составить в молекулярной форме уравнение реакции: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{O}_2$
- 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 ?
- Будет ли работать гальванический элемент, состоящий из водородных электродов, погруженных в 1 и 0,1н растворы КОН при 25°C, если кажущая степень диссоциации растворов КОН соответственно равны 77 и 91%?
- Гальванический элемент



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?

7. Медный кулонометр соединен последовательно с электролизером, в котором идет электролиз водного раствора AgNO_3 на угольных электродах (дайте полную схему процессов, происходящих при электролизе AgNO_3). На катоде в кулонометре выделилось 192г меди, а в электролизере 450г серебра. Определите выход по току в электролизере. Какой объем займет выделившийся кислород, если этот объем измерить при 10°C и давлении 97303Па?

Вариант №2

1. Закончить составление уравнения реакции и подобрать коэффициенты простейшим способом: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \dots$

2. Напишите уравнения реакций и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$; $\text{HNO}_3 + \text{FeS}_2 \rightarrow$

3. Составить в молекулярной форме уравнение реакции: $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{I}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{I}_2$.

4. Какую массу алюминия можно окислить с помощью 0,1л 0,25н $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ по реакции $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

5. ЭДС гальванической цепи $(-)\text{Ag}/\text{AgNO}_3 \ 0,005\text{н} \ / \alpha=98\% \ || \ \text{Ag}/\text{x}$
 $\text{n}/\alpha=85\%/\text{AgNO}_3(+)=0,085\text{В}$. Определите концентрацию электролита при положительном электроде, если коэффициенты активности иона серебра в растворах AgNO_3 при отрицательном и положительном электроде равны 0,945 и 0,750.

6. При работе гальванического элемента



образовавшегося при коррозии алюминия, который находится в контакте с хромом, за 1 мин 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.

7. Через серебряный кулонометр пропускали ток в течение 3ч. Амперметр показывал силу тока равную 0,9А. Найти % погрешности, даваемый амперметром, если за это время в кулонометре на катоде выделилось 12,32г серебра.

Тема: «Комплексные соединения»

Вариант №1

1. Назвать комплексные соединения: $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{en})(\text{Cl}_2)]\text{Cl}$, $[\text{PtCl}_2][\text{AuCl}_4]$.

2. Написать формулы: а) тетраодоиндат(III) индия⁺; б) хлорид броматетраамминаквахрома(III); в) триамминхлородинитрокобальт.
3. Можно ли осадить ионы Ni^{2+} из раствора $K_2[Ni(CN)_4]$ объемом 1л и $C=0,1$ моль/литр, содержащего 0,2 моль KCN($\alpha=80\%$), если добавить 10^{-4} моль сульфида аммония? При какой мт концентрации сульфида аммония начнет выпадать осадок? ($IP(NiS)=2 \cdot 10^{-28}$).
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: $Na_2[Zn(OH)_4]$, $[Ni(H_2O)_6](NO_3)_2$, $[Co(En)_3(NO_3)_3]$.
2. Написать формулы: а) амминпентацианоферрат(II) натрия; б) дигидроксотетрахлороплатинат (IV) аммония.
3. К 0,2м $NiSO_4$ добавили равный объем 2м NH_3 , вычислить $[Ni]^{2+}$, 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 (x): $[Fe^{II}F_x]^{-(x-2)}$; $[Fe^{II}Cl_x]^{-(x-2)}$.

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 $4 \cdot 10^{-6}$ кг углерода число молекул CO_2 равно
 - 1) $2 \cdot 10^{21}$ 2) $2 \cdot 10^{20}$ 3) $2 \cdot 10^{22}$ 4) $2 \cdot 10^{23}$
5. Эквивалент исходных веществ в реакции

$$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaC}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
 - 1) 1/2, 1/2 2) 1, 1/2 3) 1/2, 1 4) 1, 1
6. Объем (в л), занимаемый 5,25 г азота при 26°C 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) 3,35 3) 0,2 4) 5
5. Один моль воды при н.у. занимает объем
 - 1) 18 мл 2) 118 л 3) 22,4 л 4) 22,4 мл
6. Плотность газа по воздуху равна 1,17, молекулярная масса газа
7. Масса (в граммах) натрия в 35,1 г хлорида натрия равна
8. На нейтрализацию 3 г H_3AsO_4 израсходовалось 2,366 г KOH. Основность кислоты
10. Из 48,15 г оксида металла можно получить 88,65 г его нитрата. Молярная масса эквивалента двухвалентного металла в г/моль

Тема: «Основные классы неорганических соединений»

Вариант №1

1. Формула кристаллогидрата сульфата натрия, масса которого при обезвоживании уменьшилась на 47%
 - 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 4) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
2. Карбонат калия реагирует в растворе с веществами набора
 - 1) CO_2 , SO_2 , H_3PO_4 2) CO, KOH, HCl
 - 3) BaCl_2 , HNO_3 , Rb_2SO_4 4) KHSO_4 , NaOH, SO_3
3. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора
 - 1) Na_2SO_4 и HCl 2) NaOH и H_2SO_4
 - 3) NaCl и H_2SO_4 4) NaOH и K_2SO_4

4. Одновременно в растворе могут находиться ионы

- 1) Ni^{2+} , K^+ , SO_4^{2-} , I^- 2) Pb^{2+} , S^{2-} , CH_3COO^- ; Ba^{2+}
3) NH_4^+ , PO_4^{3-} , Ca^{2+} , F^- 4) Al^{3+} , Fe^{2+} , CO_3^{2-} , Br^-

5. Установить соответствие между веществом и свойствами

- 1: азотная кислота А: взаимодействие с солями меди с образованием осадка
2: гидроксид натрия Б: взаимодействие с солями бария с образованием осадка
3: соляная кислота В: взаимодействие с серой при нагревании
4: сульфат алюминия Г: взаимодействие с цинком с образованием водорода

6. Количество возможных солей образованных H_2SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$

- 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 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ раствор, HNO_3 2) Na_2CO_3 раствор, Mg , C (кокс)
3) KOH , H_2SO_4 , раствор BaCl_2 4) CuSO_4 , NH_3 , NaOH

3. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

- 1) BaCl_2 и NaNO_3 2) BaCl_2 и NaBr
3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и KI 4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4

4. Кислую соль можно получить в водной среде при взаимодействии

- 1) LiOH и HBr 2) CsOH и P_2O_5
3) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и HCOOH 4) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и N_2O_3

5. Одновременно в растворе могут находиться ионы

- 1) Ba^{2+} , Na^+ , F^- , CO_3^{2-}
2) Ag^+ , Ca^{2+} , Br^- , NO_3^-
3) Zn^{2+} , NH_4^+ , OH^- , I^-
4) Cu^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-}

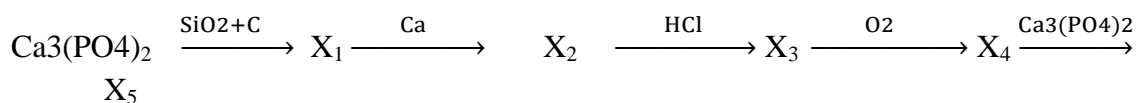
6. Установить соответствие между веществом и способом его распознавания:

- 1) 1: углекислый газ А: возгорание тлеющей лучины
2) аммиак Б: возгорание с характерным звуком
3) кислород В: помутнение известковой воды
4) водород Г: изменение окраски влажной индикаторной бумажки

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:



образуется конечный продукт X₅

- 1) Ca(HPO₄)₂ 2) CaHPO₄ 3) CaHPO₄*2H₂O 4) Ca₂P₂O₇

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

Вариант № 1

- Изоэлектронные атомы и ионы
1) Fe²⁺, Co³⁺ 2) Co, Ni²⁺ 3) Fe²⁺, Fe³⁺ 4) Co²⁺, Mn
- Электронная емкость f-подуровня
1) 14 2) 6 3) 18 4) 10
- Энергия сродства к электрону в периоде
1) не изменяется 2) уменьшается
3) увеличивается 4) остаются постоянной
- Разрешенный набор квантовых чисел электрона
1) n = 3, l = 0, m = 1 2) n = 2, l = 1, m = 0
3) n = 3, l = 2, m = -1 4) n = 3, l = 2, m = 3
- Наименьший радиус имеет ион
1) Cs⁻ 2) Ba²⁺ 3) Te²⁻ 4) I
- Модель атома, созданная Э.Резерфордом называется _____
- Число уровней у атома определяется _____ квантовым числом
- Энергия отрыва электрона от атома называется энергией _____
- Если электрон делает выбор между 4d и 5s атомной орбиталью, то атом содержит _____-электронов
- Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами
1: 1s²2s²2p⁶3s²3p¹ А: Na⁺
2: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶ Б: N
3: 1s²2s²2p⁶ В: S²⁻
4: 1s²2s²2p³ Г: Al
- Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах

А: 5s Б: 4d В: 3d Г: 5p Д: 6s Е: 4p

Вариант № 2

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

Тема: «Химическая связь»

Вариант № 1

- В ряду водородных соединений элементов VI А группы: $\text{H}_2\text{O} - \text{H}^{\wedge} - \text{H}_2\text{Se}$ полярность связи Э - Н
 - увеличивается
 - не изменяется
 - уменьшается
 - сначала уменьшается, потом увеличивается
- Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 2) NH_4NO_3 3) H_2SO_4 4) Li_2CO_3
3. Атом углерода в возбужденном состоянии образует
- 1) четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов
 - 2) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
 - 3) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
 - 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов
4. Вещество, которое не могут образовывать водородную связь
- 1) H_2O 2) HF 3) HN_3 4) HI
5. sp^3 гибридизация реализуется полностью
- 1) SO_2 2) CH_4 3) SO_3 4) ClO^-
6. Установить соответствие между физическими свойствами и типами кристаллических решеток
- 1: ковкость
 2: низкая температура кипения
 3: высокая твердость
 4: электрическая проводимость раствора
 А: атомная
 Б: металлическая
 В: ионная
 Г: молекулярная

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 $n = 3, l = 1, s = \pm 1/2$ 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+}
 - 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) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ А: F⁻
 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ Б: C
 3) $1s^2 2s^2 2p^6$ В: Fe⁺³
 4) $1s^2 2s^2 2p^2$ Г: Cr
11. 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: H₂O – H₂S- H₂Se 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) NH₄NO₃ 3) H₂SO₄ 4) Li₂CO₃
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) H₂O 2) HF 3) HN₃ 4) HI
5. sp³ гибридизация реализуется полностью

- 1) SO₂ 2) CH₄ 3) SO₃ 4) ClO⁻
6. Установить соответствие между физическими свойствами и типами кристаллических решеток:
- 1: ковкость
 2: низкая температура кипения
 3: высокая твердость
 4: электрическая проводимость раствора
- А: атомная
 Б: металлическая
 В: ионная
 Г: молекулярная
7. Установить соответствие между гибридизацией и молекулой или частицей
- | | |
|----------------------|----------------------------------|
| 1) sp | А: BeCl ₂ |
| 2) sp ² | Б: CO ₃ ²⁻ |
| 3) sp ³ | В: NF ₃ |
| 4) sp ³ d | Г: PF ₅ |
| | Д: PF ₆ |
| | Е: XeF ₆ |

Вариант № 2

1. Вещество с ионной связью имеет формулу
- 1) KBr 2) SO₃ 3) CH₄ 4) HCl
2. Атомная кристаллическая решетка характерна для
- 1) алюминия и карбида кремния
 2) серы и йода
 3) оксида кремния и хлорида калия
 4) алмаза и бора
3. sp² гибридизация реализуется полностью
- 1) SO₂ 2) SO₃ 3) CH₄ 4) ClO⁻ 5) ClO₂⁻
4. Установить соответствие между веществами и видами химической связи в них 1
- | | |
|-----------------|----------------------------------|
| вольфрам | А: ковалентная полярная алмаз |
| алмаз | Б: ковалентная неполярная аммиак |
| аммиак | 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	A:	OF_2	B:	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

- Во сколько раз увеличится скорость реакции $H_2(g) + I_2(g) = 2HI(g)$ при увеличении давления в 3 раза
1) в 9 раз 2) в 8 раз 3) в 6 раз 4) в 3 раз
- При температуре $90^\circ C$ реакция протекает 1 мин. При какой температуре реакция закончится за 1ч 21мин, если температурный коэффициент равен 3
1) $50^\circ C$ 2) $40^\circ C$ 3) $60^\circ C$ 4) $150^\circ C$ 5) $140^\circ C$
- Химическое равновесие реакции $Zn(g) + 16HI(d) = 8I_2(g) + 8H_2S(d) - Q$ сместится вправо при понижении
1) концентрации H_2S ; 2) концентрации HI ; 3) давления; 4) температуры.
- Химическое равновесие реакции $Zr(g) + 2Cl_2(g) = ZrCl_4(g) + Q$ смещается вправо при:
1) повышении давления 2) повышении концентрации $ZrCl_4$
3) дополнительном введении Zr 4) повышении температуры
- В гомогенной системе $3A(g) + B(g) = 2C(g) + D(g)$ 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
- Из 2 моль CO и 2 моль Cl_2 образовалось при некоторой температуре 0,45 моль $COCl_2$. Константа равновесия реакции $CO + Cl_2 = COCl_2(g)$
1) 0,19 2) 0,09 3) 0,12 4) 0,21
- Стандартная теплота образования MgO (к) и CO_2 (г) соответственно равна -601,8 и -393,5 кДж/моль. Теплота разложения $MgCO_3$ на MgO и CO_2 $\Delta H = 100,7$ кДж/моль. Теплота образования $MgCO_3$
1) -1096 кДж/моль; 2) -1006 кДж/моль; 3) -996 кДж/моль; 4) -876 кДж/моль.

8. Теплота, которая поглощается или выделяется при разложении химического соединения количеством 1 моль на простые вещества называется _____
9. Если скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, то наступает химическое _____
10. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом _____

Вариант № 2

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

9. Смещение химического равновесия определяется принципом _____
10. Минимальная избыточная энергия, которой должны обладать молекулы, чтобы реакция между ними стала возможной называется _____

Тема: «Растворы. Теория электролитической диссоциации»

Вариант № 1

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 $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{ион}$) составит
- 1) $1,3 \cdot 10^{-2}$ 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$ 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$ 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$
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) $1,74 \cdot 10^{-5}$ 2) $1,76 \cdot 10^{-4}$ 3) $1,78 \cdot 10^{-4}$ 4) $1,74 \cdot 10^{-4}$
8. Концентрацию ионов водорода в растворе при $pH = 4,32$ равна
- 1) $4,78 \cdot 10^{-4}$ 2) $4,76 \cdot 10^{-5}$ 3) $4,74 \cdot 10^{-5}$ 4) $4,74 \cdot 10^{-5}$
9. Активная концентрация анионов a_{OH^-} в 0,01М раствора гидроксида калия KOH, учитывая ионную силу раствора равна

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

10. Константа гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1M раствора соли HCOONH_4
($K_d(\text{кис}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$, $K_d(\text{осн}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$)

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

Вариант № 2

1. К 100 мл 96%-ной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) 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 $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$ соответствует взаимодействие

- 1) FeCl_3 с KOH 2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ с $\text{Ba}(\text{OH})_2$

- 3) FeSO_4 с NaOH 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ с HCl

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 0,12M и $K_d = 6,9 \cdot 10^{-4}$, то степень ее ионизации составит

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

7. Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1M и $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{\text{ион}}$) составит

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

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

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

9. Активность хлорид-ионов в 0,1 M растворе хлорида натрия NaCl равна

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

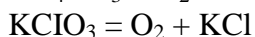
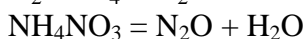
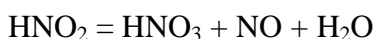
10. Степень гидролиза и pH соли бромида аммония NH_4Br в pH 0,01 н раствора ($K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$)

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

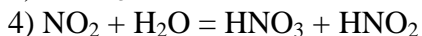
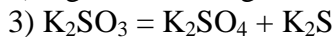
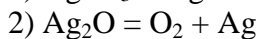
Тема: «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»

Вариант № 1

1. Реакция диспропорционирования



2. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления



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

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

4. Установить соответствие

1: продукты электролиза расплава CuCl_2 А: Си и Cl_2

2: продукты электролиза раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ Б: Си и O_2

3: продукты электролиза раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ В: H_2 и O_2

Г: Са и O_2

Д: H_2 и Cl_2

5. В процессе электролиза раствора NaCl , при силе тока 5А за 85 мин на аноде выделяется продукт объемом _____ л (округлить до десятых)

6. Для окисления в кислой среде 0,05 л 0,2 М NaNO_2 потребуется 0,25 н раствор KMnO_4 объемом _____ л (округлить до сотых)

7. Исходя из реакции $\text{SO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$, где 1 л раствора содержится 10 г HClO_4 , нормальность HClO_4 равна _____ -моль/л (округлить до десятых)

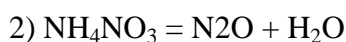
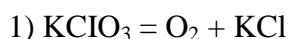
8. Значение электродного потенциала меди, погруженной в 0,0005 н раствор $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ равно _____ В (округлить до тысячных)

9. Если концентрация ионов водорода в растворе $4,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л, то потенциал водородного электрода равен _____ В (округлить до тысячных)

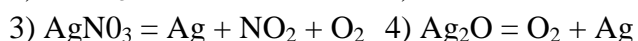
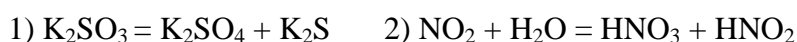
10. Если в 0,5л раствора содержится 0,0699 г FeCl_2 г, то потенциал железного электрода равен _____ В (округлить до тысячных)

Вариант № 2

1. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления



2. Реакция диспропорционирования

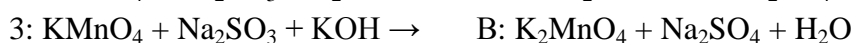
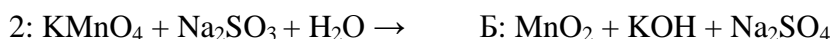


3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции



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

4. Установите соответствие



5. В процессе электролиза расплава NaCl , 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 ($\omega = 10\%$; $\rho = 1,07$ г/мл) равна _____ моль/л. (округлить до сотых)

8. Для взаимодействия с 0,25 моль $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ требуется 2 н раствор HBr объемом _____ л (округлить до сотых)

9. Если концентрация ионов водорода в растворе $3,8 \cdot 10^{-3}$ 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

Д: 3

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

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

4-балльная шкала (уровень освоения)	Показатели	Критерии
Отлично (повышенный)	1. Полнота изложения	Студентом дан полный, в логической последовательности развернутый ответ

уровень)	<p>теоретического материала;</p> <p>2. Полнота и правильность решения практического задания;</p> <p>3. Правильность и/или аргументированность изложения (последовательность действий);</p>	<p>на поставленный вопрос, где он продемонстрировал знания предмета в полном объеме учебной программы, достаточно глубоко осмысливает дисциплину, самостоятельно, и исчерпывающе отвечает на дополнительные вопросы, приводит собственные примеры по проблематике поставленного вопроса, решил предложенные практические задания без ошибок.</p>
Хорошо (базовый уровень)	<p>4. Самостоятельность ответа;</p> <p>5. Культура речи;</p> <p>6. и т.д.</p>	<p>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 ответе. Решил предложенные практические задания с небольшими неточностями.</p>
Удовлетворительно (пороговый уровень)		<p>Студентом дан ответ, свидетельствующий в основном о знании процессов изучаемой дисциплины, отличающийся недостаточной глубиной и полнотой раскрытия темы, знанием основных вопросов теории, слабо сформированными навыками анализа явлений, процессов, недостаточным умением давать аргументированные ответы и приводить примеры, недостаточно свободным владением монологической речью, логичностью и последовательностью ответа. Допускается несколько ошибок в содержании ответа и решении практических заданий.</p>
Неудовлетворительно (уровень не сформирован)		<p>Студентом дан ответ, который содержит ряд серьезных неточностей, обнаруживающий незнание процессов изучаемой предметной области, отличающийся неглубоким раскрытием темы, незнанием основных вопросов теории, несформированными навыками анализа явлений, процессов, неумением давать аргументированные ответы, слабым владением монологической речью, отсутствием логичности и последовательности. Выводы поверхностны. Решение практических заданий</p>

		не выполнено т.е. студент не способен ответить на вопросы даже при дополнительных наводящих вопросах преподавателя.
--	--	---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------