

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

СОГЛАСОВАНО:

Руководитель образовательной
программы

_____/к.т.н., доц. М.М. Малороев
от «30» апреля 2026г.

УТВЕРЖДАЮ:

Врио директора инженерно-
технического института

_____/к.т.н., доц. М.М. Малороев
от «23» мая 2026г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
Б1.О.13 Химия**

Направление подготовки
08.03.01 Строительство

профиль подготовки
Промышленное и гражданское строительство

Квалификация выпускника
бакалавр

Форма обучения
очная, заочная

Магас, 2026

1. Цели освоения дисциплины

Рабочая программа дисциплины «Химия» разработана:

- в соответствии с требованиями ФГОС ВО – бакалавриат по направлению подготовки

«08.03.01 «Строительство», утвержденного приказом Минобрнауки России № 481 от 31.05.2017;

- на основании учебного плана бакалавриата по направлению подготовки «08.03.01

«Строительство», направленность (профиль) «Промышленное и гражданское строительство».

ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

Цели изучения дисциплины:

- 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.

Задачи дисциплины:

- изучение принципов и методов измерений; оценки правильности результата измерения, метрологических характеристик средств измерений;
- овладение методами обработки результатов экспериментов, разработки стандартов и подтверждения соответствия;
- формирование представлений о необходимых и достаточных методах контроля и измерения параметров технологических процессов и оборудования в области горного производства, а также навыков практического применения оценок точности технических измерений физических величин.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Химия» относится к обязательной части Блока 1 «Дисциплины (модули)» основной профессиональной образовательной программы по направлению подготовки 08.03.01 «Строительство» направленность профиль «Промышленное и гражданское строительство» и изучается в 1 семестре.

3. РЕЗУЛЬТАТЫ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих

компетенций:

Код компетенции	Наименование компетенции	Индикатор достижения компетенции (закрепленный за дисциплиной)	В результате освоения дисциплины обучающийся должен:
ОПК-1	ОПК-1. Способен решать задачи профессиональной деятельности на основе использования теоретических и практических основ естественных и технических наук, а также математического аппарата	ОПК-1.1. Выявляет и классифицирует физические и химические процессы, протекающие на объекте профессиональной деятельности	Знать: основные физические законы и границы применения основных физических законов, лежащие в основе процессов, протекающих на объекте профессиональной деятельности Уметь: выявлять и классифицировать физические процессы, протекающие на объектах профессиональной деятельности Владеть: навыками использования основных общефизических законов и принципов для выявления и классификации физических процессов, протекающих на объектах профессиональной деятельности
		ОПК-1.3. Определяет характеристики химического процесса (явления), характерные для объектов профессиональной деятельности, на основе экспериментальных исследований	Знать: характерные особенности химических процессов, присущих для объектов профессиональной деятельности, их определение и оценку свойств Уметь: проводить расчеты основных параметров и оценивать их влияние на ход физико-химических процессов Владеть: методиками выполнения основных химических лабораторных операций; основами работы с учебной, научной и справочной литературой по химии

4. Структура и содержание дисциплины

4.1. Структура дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетных единиц, 108 часов.

Очное обучение

№ п/п	Наименование разделов и тем дисциплины (модуля)	семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в								Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по							
			Контактная работа				Самостоятельн ая работа											
			Всего	Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Др. виды контакт. работы	Всего	Курсовая работа(проект)	Подготовка к зачету	Другие виды	Собеседование	Коллоквиум	Проверка тестов	Проверка контролн. работ	Проверка реферата	Проверка эссе и иных творческих работ	курсовая работа (проект)
1.	Раздел 1.																	
1.	Введение. Раздел 1.	2	12	2	1						4							
2.	Раздел 2. Основные	2	7	4	2	2					4							
3.	Раздел 3. Строение	2	3	2	1						4							
4.	Раздел 4.	2	6	2	1						4							
5.	Раздел 5. Химическая	2	12	2	1	2					6							
6.	Раздел 6. Химическая	2	12	2	1	2					6							
7.	Раздел 7. Энергетика и	2	12	3	2	2					6							
8.	Раздел 8. Растворы и	2	9	2	1	2					4							
9.	Раздел 9. Окислительно-	2	12	3	2	2					4							
10.	Раздел 10. Общие	2	9	2							6							
11.	Раздел 11. Металлы d-	2	7	2							4							
12.	Раздел 12. Комплексные	2	7	2							4							
	Курсовая работа							*	*									
	Подготовка к зачету																	
	Общая трудоемкость, в часах		108	28	12	12		96			56	Промежуточная Форма Зачет Зачет с оценкой Экзамен						
																	2	

Заочное обучение

№ п/п	Наименование разделов и тем дисциплины (модуля)	семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в									Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по						
			Контактная работа					Самостоятельн ая работа				Собеседование	Коллоквиум	Проверка тестов	Проверка контрол. работ	Проверка реферата	Проверка эссе и иных курсовых работ	курсовая работа (проект)
			Всего	Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Др. виды контакт. работы	Всего	Курсовая работа(проект)	Подготовка к зачету	Другие виды							
1.	Раздел 1.																	
1.	Введение. Раздел 1.	2	12	0,5							8							
2.	Раздел 2. Основные	2	7	0,5							8							
3.	Раздел 3. Строение	2	3	0,5							8							
4.	Раздел 4.	2	6	0,5							8							
5.	Раздел 5. Химическая	2	12	0,5	0,5	1					8							
6.	Раздел 6. Химическая	2	12	0,5	0,5	1					8							
7.	Раздел 7. Энергетика и	2	12	0,5	0,5						8							
8.	Раздел 8. Растворы и	2	9	0,5		1					8							
9.	Раздел 9. Окислительно-	2	12	0,5	0,5	1					8							
10.	Раздел 10. Общие	2	9	0,5							8							
11.	Раздел 11. Металлы d-	2	7	0,5							6							
12.	Раздел 12. Комплексные	2	7	0,5							6							
	Курсовая работа							*	*									
	Подготовка к экзамену									4								
	Общая трудоемкость, в часах		10 8	6	2	4		96		4	92	Промежуточная						
		Форма																
		Зачет										2						
		Зачет с оценкой																
												Экзамен						

Содержание разделов дисциплины

Введение

Химия как часть естествознания - наука о веществах и их превращениях. Виды химических реакций. Связь химии с другими науками. Значение химии в формировании

мышления в изучении природы и развитии техники. Химия и проблемы экологии.

Раздел 1. Основные химические понятия и законы. Агрегатные состояния веществ.

Химия – наука о веществах и их превращениях. Атомно-молекулярное учение. Закон

постоянства состава. Закон простых кратных отношений. Атомные и молекулярные массы.

Количество вещества. Закон Авогадро. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака.

Закон эквивалентов. Газовые законы.

Раздел 2. Основные классы неорганических соединений.

Классификация неорганических веществ. Классификация реакций в неорганической химии. Номенклатура, получение и химические свойства неорганических веществ.

Оксиды.

Основания. Кислоты. Амфотерные гидроксиды. Соли.

Раздел 3. Строение атома.

История развития учения о строении атома. Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа. Строение многоэлектронных атомов. Периодический закон Д.И.

Менделеева. Периодическая система Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация элемента.

Изменение свойств элементов в периодах и группах.

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

Менделеева

Поиски основы классификации химических элементов до открытия периодического закона.

Три этапа работы Д.И. Менделеева в области систематики химических элементов.

Формулировка периодического закона. Создание периодической системы элементов.

Логические выводы из периодического закона и периодической системы элементов.

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

Типические элементы, полные аналоги.

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

Закономерности изменения основных характеристик атомов по периодам и группам.

Радиусы атомов и ионов, энергия ионизации, сродство к электрону,

электроотрицательность: изменения этих характеристик по периодам и группам.

Закономерности изменения валентности, окислительно-восстановительных свойств элементов и свойств однотипных соединений.

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

Раздел 5. Химическая связь

Типы химической связи. Ковалентная (полярная и неполярная). Метод валентных связей (МВС). Сигма- и пи-связи. Основные характеристики ковалентной связи.

Длина и энергия связи. Кратность связи. Гибридизация атомных орбиталей. Метод молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Энергетические диаграммы гомо- и гетероядерных молекул. Поляризация связи. Дипольный момент связи.

Характеристики взаимодействующих атомов: потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Ионная связь как предельный случай

ковалентной полярной связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Межмолекулярные взаимодействия молекул. Значение водородных связей. Металлическая связь. Комплексные соединения. Координационная теория. Типичные комплексообразователи и лиганды. Моно- и полидентатные лиганды. Хелатные комплексы. Изомерия комплексных соединений. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Квантовомеханические методы трактовки химической связи в комплексных соединениях. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона. Применение комплексных соединений.

Раздел 6. Кинетика и механизм химических реакций

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

Ингибиторы и ингибирование. Особенности кинетики газофазных, жидкофазных и твердофазных реакций. Механизмы реакций с участием органических соединений. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Состояние равновесия и принцип микроскопической обратимости реакции. Кинетический и термодинамический подходы к описанию химического равновесия.

Константа химического равновесия и различные способы ее выражения. Связь константы химического равновесия со стандартным изменением энергии Гиббса. Смещение химического равновесия при изменении условий. Принцип Ле Шателье. Влияние среды на протекание химических реакций. Особенности газофазных, жидкофазных, твердофазных реакций. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в определении направления процесса.

Раздел 7. Энергетика и направленность химических процессов

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

Внутренняя энергия, и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Первое начало термодинамики. Энтальпия образования химических соединений.

Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса. Термохимические циклы. Теплоемкость. Температурная зависимость теплоемкости и энтальпии.

Второй закон термодинамики. Энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Критерий самопроизвольного протекания процессов. Химический потенциал, зависимость химического

потенциала от концентрации, давления реагентов. Условие химического равновесия. Изотерма химической реакции.

Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов.

Использование значений стандартной энтальпии и энтропии для расчета констант равновесия химических реакций. Факторы, влияющие на величину константы равновесия. Термодинамический вывод закона действующих масс.

Раздел 8. Растворы

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

Понятие о коллоидных растворах.

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

Электролитическая диссоциация (С.Аррениус). Сильные и слабые электролиты.

Степень и константа диссоциации. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Диссоциация слабых электролитов. Закон разведения Оствальда.

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

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

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

Раздел 9. Окислительно-восстановительные реакции

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

Раздел 10. Общие свойства металлов.

Положение металлов в периодической системе. Кристаллическое строение.

Физические свойства металлов. Металлическая связь. Получение металлов. Общие химические свойства металлов.

Раздел 11. Металлы d-семейства.

Электронное строение и положение в Периодической системе. Физические и химические свойства d-металлов. Свойства соединений d-металлов.

Раздел 12. Комплексные соединения.

Координационная теория Вернера. Номенклатура комплексных соединений. Химическая связь в комплексных соединениях. Комплексные соединения как электролиты.

Тематика семинарских/практических и лабораторных занятий (для очной формы обучения; для заочной формы обучения – не предусмотрены)

1. Основные химические понятия и законы. Агрегатные состояния веществ.
2. Основные классы неорганических соединений.
3. Строение атома.
4. Химическая связь.
5. Химическая термодинамика.
6. Химическая кинетика.
7. Растворы. Дисперсные системы.
8. Окислительно-восстановительные реакции.
9. Электрохимия.
10. Общие свойства металлов.
11. Металлы d-семейства.
12. Комплексные соединения.

Лабораторные занятия

Очная форма обучения

Лабораторная работа 1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.

Лабораторная работа 2. Скорость химических реакций. Катализ.

Лабораторная работа 3. Сильные и слабые электролиты.

Лабораторная работа 4. Окислительно-восстановительные реакции.

Лабораторная работа 5. Электролиз.

Лабораторная работа 6. Электрохимическая коррозия.

Лабораторная работа 7. Общие свойства металлов.

Лабораторная работа 8. Свойства соединений d-металлов.

Лабораторная работа 9. Комплексные соединения d-металлов.

Заочная форма обучения

Лабораторная работа 1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.

Лабораторная работа 2. Скорость химических реакций. Катализ.

Лабораторная работа 5. Электролиты

5. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В ходе обучения применяются:

Лекции, которые являются одним из важнейших видов учебных занятий и составляют основу теоретической подготовки обучающихся. Цели лекционных занятий:

-дать систематизированные научные знания по дисциплине, акцентировать внимание на наиболее сложных вопросах дисциплины;

-стимулировать активную познавательную деятельность обучающихся, способствовать формированию их творческого мышления.

Практические занятия.

Цели практических занятий:

-совершенствовать умения и навыки решения практических задач.

Главным содержанием этого вида учебных занятий является работа каждого обучающегося по овладению практическими умениями и навыками профессиональной деятельности.

Лабораторные работы по общей и неорганической химии. 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.

Консультации (текущая консультация, накануне *зачета* является одной из форм руководства учебной работой обучающихся и оказания им помощи в самостоятельном изучении материала дисциплины, в ликвидации имеющихся пробелов в знаниях, задолженностей по текущим занятиям, в подготовке письменных работ (проектов).

Текущие консультации проводятся преподавателем, ведущим занятия в учебной группе, научным руководителем и носят как индивидуальный, так и групповой характер.

Самостоятельная работа обучающихся направлена на углубление и закрепление знаний, полученных на лекциях и других занятиях, выработку навыков самостоятельного активного приобретения новых, дополнительных знаний, подготовку к предстоящим учебным занятиям и промежуточному контролю.

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ, ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

6.1.ПЛАН САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

№ п/п	Наименование разделов	Виды занятий	
		Самостоятельная работа студента.	
		Очно	Заочно
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	6	10

	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.		
2.	Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов. Искусственная радиоактивность. «Меченые» атомы и их применение.	6	10
3.	Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым методом интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальные подтверждения теоретических предсказаний Д.И. Менделеева. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами. Границы и эволюция периодической системы.	6	10
4.	Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства вещества. Роль водородной связи в биологических процессах. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.	6	10
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.	7	12
6.	Применение термодинамических функций для характеристики реакционной способности веществ и оценке возможности протекания химических реакций	7	12
7.	Свойства растворов. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльная доля, моляльность.	6	12
8.	Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении	6	10

	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.		
9.	Классификация комплексных соединений: типичные комплексные соединения, хелаты, поли-ядерные комплексы, изо- и гетерополисоєдинєния, аквакомплексы (кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов). Аммиакаты. Ацидокомплексы. Двойные соли как частный случай ацидокомплексов. Полигалогениды, полисульды, пероксидные соединения. Кластерные соединения, п-комплексы, комплексы «гость-хозяин», соединения включения, клатраты, цеолиты. Изомерия комплексных соединений: гидратная, координационная, геометрическая, изомерия положения (солевая изомерия), ионизационная, оптическая.	6	10
	Итого:	56	96

6.2.МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОРГАНИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

Для более углубленного изучения темы задания для самостоятельной работы рекомендуется выполнять параллельно с изучением данной темы. При выполнении заданий по возможности используйте наглядное представление материала. Система накопления результатов выполнения заданий позволит вам создать копилку знаний, умений и навыков, которую можно использовать как при прохождении практики, так и в будущей профессиональной деятельности.

Самостоятельная работа по дисциплине включает:

- самоподготовку к учебным занятиям по конспектам, учебной литературе и с помощью
- электронных ресурсов (контролируются конспекты, черновики и др.);
- выполнение индивидуальных заданий по отдельным темам курса;
- подготовку к контрольным работам (самостоятельное выполнение контрольных заданий).

На учебных занятиях обучающиеся выполняют запланированные настоящей программой отдельные виды учебных работ. Учебное задание (работа) считается выполненным, если оно оценено преподавателем положительно.

Учебно-методические материалы для самостоятельной работы обучающихся из числа инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья (ОВЗ) предоставляются в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

Для лиц с нарушениями зрения:

- в печатной форме увеличенным шрифтом,
- в форме электронного документа,

Для лиц с нарушениями слуха:

- в печатной форме,
- в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:

- в печатной форме,
- в форме электронного документа.

Данный перечень может быть конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся.

6.3. МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО И ПРОЕЖУТОЧНОГО КОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ СТУДЕНТОВ

Оценочные средства для проведения текущего контроля успеваемости

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.

Тема: «Основные классы неорганических соединений»

1. Какие бинарные соединения называют оксидами? Укажите возможные способы их получения.
2. На чем основана классификация оксидов на: а) несолеобразующие и солеобразующие; б) кислотные, основные и проявляющие кислотно-основную двойственность? Какие реакции характерны для оксидов каждой из этих групп?
3. Приведите примеры оксидов, которые при взаимодействии с водой образуют две кислоты. Как взаимодействуют с раствором Ca(OH)_2 оксиды N_2O_5 , N_2O_3 и NO_2 ?

4. В чем проявляется кислотная природа тех оксидов, которые с водой непосредственно не взаимодействуют?
5. Назовите основные оксиды, непосредственно взаимодействующие с водой. Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Какие по характеру оксиды образуют неметаллы и металлы в разных степенях окисления? Покажите это на примере оксидов хрома CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 .
7. У какого из двух оксидов основные свойства выражены сильнее: FeO или Fe_2O_3 ; SnO или SnO_2 ; ZnO или CdO ; SnO или PO ; BbO или CaO ; As_2O_3 или Bi_2O_3 ?
8. В каких случаях два оксида могут взаимодействовать друг с другом и какие соединения при этом образуются?
9. Какие оксиды и на каком основании могут быть отнесены также и к классу солей? Приведите соответствующие примеры.
10. Формулами каких солей может быть формально выражен состав таких минералов, как шпинели, гаусманит, магнетит? К какому классу следует отнести эти соединения?

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

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

Тема: «Химическая связь»

1. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух атомов, которые её образуют? Покажите и объясните на примере молекулы H_2 , зная, что

$r_{\text{H}}=0,053\text{нм}$, а $r_{\text{H}-\text{H}}=0,074\text{нм}$.

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 $\lambda = 2 \cdot 10^{-10}$ м? Какую энергию надо затратить, чтобы разложить $5 \cdot 10^{-3}$ г HI?

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

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

6. Для каких элементов, имеющих электронные конфигурации внешнего слоя атома $3s^2 3p^2$, $4s^2 4p^4$, $5s^2 5p^5$, $6s^1 6p^5$ 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 $\mu_{\text{эксп}}$ 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 пи-рамидальную 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 ($\mu = 3,33 \cdot 10^{-31}$ Кл·м) со значительным различием в ЭО C и O ЭО(C)=2,5; ЭО(O) = 3,5.

Ионная связь.

11. Температура плавления $\text{CaCl}_2=780^\circ\text{C}$, $\text{CdCl}_2=560^\circ\text{C}$ радиус Ca равен 0,104 нм, Cd—0,09 нм. Объяснить различие температур плавления.

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

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

14. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость AuCl_3 в сравнении с AuCl .

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

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

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

18. Какое соединение термически более устойчиво: а) PbCO_3 и CaCO_3 , б) HgCl_4 и PbCl_4 , в) FeCl_3 и NiCl_3 , г) Zn(OH)_2 и Ca(OH)_2 , д) MgCO_3 и SrCO_3 .

Тема: «Энергетика и направленность химических процессов»

1. Какой закон является основным законом термохимии? Дайте его

формулировку.

2. Перечислите следствия, вытекающие из закона Гесса. Для каких определений они используются в термохимических расчетах?
3. Какой функцией состояния характеризуется тенденция системы к достижению так называемого вероятного состояния, которому соответствует максимальная беспорядочность распределения частиц?
4. Как изменяется энтропия системы с повышением температуры, в реакциях синтеза и разложения веществ?
5. Как влияет на энтропию системы образование газообразных продуктов?
6. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса?
7. Что называют энергией Гиббса? Каким образом изменение этой величины (ΔG) указывает на термодинамическую возможность или невозможность самопроизвольного протекания процесса? Какое значение ΔG определяет равновесное состояние системы?
8. При каком соотношении ΔH и $T\Delta S$: а) система находится в равновесии, б) химический процесс направлен в сторону экзотермической или эндотермической реакции?
9. Энтальпийным или энтропийным фактором определяется направление химических реакций при очень низких температурах?
10. Возможно ли самопроизвольное протекание прямой реакции, если при положительном значении ΔS : а) $\Delta H > 0$, б) $|\Delta H| > |T\Delta S|$?

Тема: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Реакция идет по уравнению $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. 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 л²/моль²мин⁻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): $C(\text{NO}) = 0,8$; $C(\text{O}_2) = 0,6$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота до 1,2 моль/л?
5. Рассчитайте константу скорости реакции первого порядка, учитывая, что за 25 мин реакция проходит на 25 %, т. е. прореагировала четвертая часть веществ.
6. Константа скорости реакции первого порядка равна $2,5 \cdot 10^{-5}$ с⁻¹. Какое количество останется непрореагировавшим через 10 ч после начала реакции? Начальная концентрация равна 1 моль/л.
7. Сколько времени необходимо для прохождения на 60 % реакции второго

порядка, если при той же температуре за 20 мин реакция протекает на 30%? Начальные концентрации исходных веществ одинаковы и равны 2 моль/л.

8. При 393 К реакция заканчивается за 18 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

9. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры, на 45° реакция замедлилась в 25 раз.

10. Константы скорости реакции первого порядка при 288 и 325 К соответственно равны $2 \cdot 10^{-2}$ и 0,38 с⁻¹. Каковы температурный коэффициент скорости этой реакции и константа скорости этой реакции при температуре 303 К?

Тема: «Растворы. Теория электролитической диссоциации»

1. Какие вещества называют электролитами? Чем отличаются их водные растворы от растворов неэлектролитов?

2. Что называют изотоническим коэффициентом i ? Каков его физический смысл и методы экспериментального определения? От каких факторов зависят значения i ?

3. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определения. Какую из них и почему называют постоянной величиной?

4. На какие группы условно делят электролиты по величине степени их диссоциации? Приведите примеры представителей этих групп.

5. Выпадет ли осадок при сливании насыщенных растворов: SrCl₂ и CaSO₄; CaCl₂ и SrSO₄?

6. В какой последовательности должны выпадать осадки, если к растворам, содержащим ионы: 1) Ca²⁺, Ba²⁺, Sr²⁺ и 2) Cl⁻, I⁻, Br⁻, постепенно прибавлять: к первому раствор Na₂SO₄, а ко второму раствор AgNO₃?

7. Какая из двух солей больше растворима и во сколько раз: CaSO₄ или BaSO₄, BaCO₃ или SrCO₃, PbI₂ или PbCl₂?

8. Какие из солей не подвергаются гидролизу, и если подвергаются, то по какому типу: K₂SO₄, Na₂Se, BaS, RbNO₃, ZnCl₂, K₂SO₃, KClO₃, HCOOK, NaClO₄, KBrO₃?

9. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение: NaNO₃ или NaNO₂, CH₃COOK или CH₃COONH₄, KClO или KClO₃?

10. Дайте сравнительную характеристику сульфатов, сульфитов и сульфидов щелочных металлов по их способности к гидролизу.

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»

1. Покажите условность терминов «принимает» и «отдает» электроны при определении функций окислителя и восстановителя. Почему такая условность возможна?

2. Что называют сопряженной окислительно-восстановительной парой и сколько их должно участвовать в окислительно-восстановительной реакции? Чему соответствует каждая из них?

3. Что называют окислительно-восстановительными коэффициентами? Какие методы существуют для их определения? Покажите сущность каждого и

объясните, в каких случаях и почему один из них предпочтительнее другого.

4. Меняются или остаются постоянными заряд и атомный состав ионов, участвующих в окислительно-восстановительных реакциях? Возможно ли превращение простого иона в оксоанион или обратный процесс?

5. Если кислота, взятая в избытке, участвует в реакции как окислитель или восстановитель, то совпадает ли для нее коэффициент в молекулярном уравнении реакции с окислительно-восстановительным? Разберите эти случаи на примерах взаимодействия: меди с разбавленной азотной кислотой, соляной кислоты с дихроматом калия.

6. Объясните причину резкого различия окислительно-восстановительных свойств двух металлов I группы ПС, находящихся в 5-м периоде.

7. Покажите влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций на примере изменения окислительной емкости перманганат-иона.

8. Какими кислотами можно пользоваться для создания среды при проведении Red-Ox реакций? Почему с этой целью применяют обычно разбавленную серную кислоту?

9. Способствует ли кислая среда: а) окислению катионов до оксоанионов; б) окислительному действию оксоанионов?

10. Какие окислительно-восстановительные системы называют гетеро- и гомогенными? Что является причиной возникновения скачка потенциала в системах первого типа? Удастся ли экспериментально определить его абсолютное значение, относительное значение?

Электролиз. Коррозия металлов.

11. Из каких процессов складывается общая реакция электрохимического разложения вещества?

12. Чем отличается электролиз водных растворов электролитов от электролиза их расплавов? Какие ионы и молекулы, находящиеся в водных растворах солей могут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде? Напишите уравнения соответствующих реакций.

13. При каких условиях и из каких солей, возможно, получить с помощью электролиза одновременно щелочь и кислоту?

14. Дайте формулировку законов Фарадея и их математические выражения. Что называют числом Фарадея F ? Чему равна эта величина в кулонах и ампер-часах?

15. При электролизе растворов AgNO_3 , CuSO_4 , BiCl_3 , находящихся в последовательно соединенных электролизерах, выделилось 5,4 г серебра. Найдите массу выделившихся при этом меди и висмута.

16. Одинаково ли отношение к коррозии технического и химически чистого металла? Чем вызывается коррозия обычной стали?

17. Какие существуют способы защиты металлов от коррозии? Кратко изложите сущность каждого из них.

Тема: «Комплексные соединения»

1. Какие соединения можно отнести к комплексным?

2. Пользуясь положениями координационной теории Вернера дайте определения следующим понятиям: а) комплексообразователь, б) лиганды, в) координационное

число комплексообразователя, г) внутренняя и внешняя сфера комплекса.

3. Как определяются заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя?

4. Какая связь между строением атомов элементов и их способностью к комплексообразованию? Приведите примеры типичных комплексообразователей.

5. Приведите примеры типичных лигандов. Какие лиганды называются монодентатными и какие полидентатными?

6. Какое влияние должно оказывать на значение координационного числа увеличение радиуса и заряда: а) комплексообразователя, б) лигандов? Каким соотношением двух сил, действующих между центральным атомом и лигандами и между самими лигандами, определяется координационное число?

7. Приведите примеры комплексных соединений:

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

Дайте им название.

8. Дайте определение и приведите примеры основных типов комплексных соединений.

9. Укажите основные виды изомерии комплексных соединений. Приведите примеры.

10. Как с позиций метода валентных связей объяснить образование связей между комплексообразователем и лигандами? Какие орбитали центрального атома могут одновременно участвовать в образовании связей? Чем это определяется?

11. Составьте координационные формулы следующих соединений: $2\text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{PtCl}_4$, $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{CuC}_2\text{O}_4$, $\text{KCl} \cdot \text{AuCl}_3$, $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$, $(\text{NH}_4)_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$.

Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации(экзамен)

Примерный перечень вопросов/заданий к экзамену по дисциплине:

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.

Примерные тестовые задания.

Тема: «Основные понятия и законы химии. Эквивалент»

Вариант № 1

Фактор эквивалентности соли

1) 1/основность

2) $1/\text{число катионов} \cdot \text{валентность катионов}$

3) 1/кислотность

4) $1/\text{число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента}$

Фактор эквивалентности основания

1/основность

1/число катионов * валентность катионов

1/кислотность

1/число атомов элемента * валентность элемента

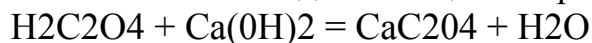
Плотность газа по гелию равна 11, плотность газа по неону

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

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) $2 \cdot 10^{23}$

Эквивалент исходных веществ в реакции



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

Объем (в л), занимаемый 5,25 г азота при 26°C и давлении 98,9 кПа # # #

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

Бром массой 0,4586 г вытесняет из раствора KI йод массой 0,7280 г, который взаимодействует с металлом массой 0,5935 г. Молярная масса эквивалента металла в г/моль

Цинк реагирует с избытком воды в щелочной среде (NaOH) с образованием 5,6 л газа (н.у.). Эквивалентное количество вещества цинка в моль

Вариант № 2

Фактор эквивалентности кислоты

1/кислотность

1/основность

1/число атомов элемента * валентность элемента

1/число катионов * валентность катионов

Фактор эквивалентности оксида

1/число катионов * валентность катионов

1/основность

1/число атомов элемента * валентность элемента

1/кислотность

Масса (в граммах) 0,25 моль оксида лития

1) 5,75 2) 6,2 3) 7,5 4) 9,25

4: Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди (II)

1) 0,3 2) 3,35 3) 0,2 4) 5

Один моль воды при н.у. занимает объем

1) 18 мл 2) 118 л 3) 22,4 л 4) 22,4 мл

Плотность газа по воздуху равна 1,17, молекулярная масса газа

Масса (в граммах) натрия в 35,1 г хлорида натрия равна

На нейтрализацию 3 г H_3AsO_4 израсходовалось 2,366 г KOH. Основность кислоты

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

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) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

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

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

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^-

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

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

Гидрид одновалентного металла содержит 12,5% водорода по массе.

- 1) серебро 2) натрий 3) литий 4) золото

Диоксид углерода может реагировать с веществами набора

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

Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

- 1) BaCl_2 и NaN_3 2) BaCl_2 и NaBr
3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и KI 4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4

Кислую соль можно получить в водной среде при взаимодействии

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

Одновременно в растворе могут находиться ионы

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

Установить соответствие между веществом и способом его распознавания:

- 1: углекислый газ А: возгорание тлеющей лучины
аммиак Б: возгорание с характерным звуком

кислород В: помутнение известковой воды
водород Г: изменение окраски влажной индикаторной бумажки

Установить соответствие между веществом и свойствами:

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

В результате следующих превращений:

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{\quad} \text{SiO}_2 + \text{C} \quad \text{X1} \xrightarrow{\quad} \text{Ca} \quad \text{X2}$
 $\xrightarrow{\quad} \text{HCl} \quad \text{X3} \xrightarrow{\quad} \text{O}_2 \quad \text{X4} \xrightarrow{\quad} \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \quad \text{X5}$
образуется конечный продукт X5

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

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

Вариант № 1

Изоэлектронные атомы и ионы

1) Fe^{2+} , Co^{3+} 2) Co , Ni^{2+} 3) Fe^{2+} , Fe^{3+} 4) Co^{2+} , 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) Ba^{2+} 3) Te^{2-} 4) I^-

Модель атома, созданная Э.Резерфордом называется

Число уровней у атома определяется _____ квантовым числом

Энергия отрыва электрона от атома называется энергией

Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частями

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

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

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

Набор квантовых чисел $n = 3$, $l = 1$, $s = \pm 1/2$ имеет

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

Одинаковое количество электронов у ионов

- 1) Ba^{2+} , Mg^{2+} , Cd^{2+} 2) Ba^{2+} , I^- , Te^{2-} 3) Hg^{2+} , I^- , Sn 4) I^- , Cd^{2+} , Sn^{4+}

Электронная емкость g -подуровня

- 1) 6 2) 14 3) 10 4) 18

Энергия ионизации в группе

- 1) не изменяется 2) увеличивается
3) уменьшается 4) остаются постоянной

Атомные орбитали дают сумму $n + l = 9$

- 1) 6f, 7d, 8p 2) 5f, 7p, 8s 3) 4f, 5d, 6p 4) 4d, 5p, 6s

Число неспаренных электронов в атоме хрома в невозбужденном состоянии

Энергия ионизации атома Ca (эВ): $I_1 = 6,113$; $I_2 = 11,871$; $I_3 = 51, 21$. третья энергия ионизации резко возрастает из-за отрыва _____ электрона

Число орбиталей у атома определяется _____ квантовым числом

Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ А: F-
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ Б: C
3) $1s^2 2s^2 2p^6$ В: Fe^{+3}
4) $1s^2 2s^2 2p^2$ Г: Cr

Тема: «Химическая связь»

Вариант № 1

В ряду водородных соединений элементов VI А группы: H_2O - H^+ - H_2Se 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

Атом углерода в возбужденном состоянии образует

четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов

три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары

ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует

две связи, за счет двух неспаренных электронов

Вещество, которое не могут образовывать водородную связь

- 1) H_2O 2) HF 3) HN_3 4) HI

sp³ гибридизация реализуется полностью

- 1) SO₂ 2) CH₄ 3) SO₃ 4) ClO₂

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

Набор квантовых чисел $n = 3, l = 1, s = \pm 1/2$ имеет

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

Одинаковое количество электронов у ионов

- 1) Ba²⁺, Mg²⁺, Cd²⁺
2) Ba²⁺, I⁻, Te²⁻
3) Hg²⁺, I⁻, Sn⁴⁺
4) I⁻, Cd²⁺, Sn⁴⁺

Электронная емкость g –подуровня

- 1) 6 2) 14 3) 10 4) 18

Энергия ионизации в группе

- 1) не изменяется
2) увеличивается
3) уменьшается
4) остаются постоянной

Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими элементами

- 1) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁴4s¹ А: F-
2) 1s²2s²2p⁶3s²3p⁴4s¹3d⁵ Б: С
3) 1s²2s²2p⁶ В: Fe³⁺
4) 1s²2s²2p² Г: Cr

Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах

- А: 6s Б: 7s В: 6s Г: 4f Д: 5f Е: 6d Ж: 5d

Тема: «Химическая связь»

Вариант № 1

В ряду водородных соединений элементов VI А группы: H₂O – H₂S- H₂Se

полярность связи Э – Н:

увеличивается

не изменяется

уменьшается

сначала уменьшается, потом увеличивается

Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой

1) Ba(OH)₂ 2) NH₄NO₃ 3) H₂SO₄ 4) Li₂CO₃

Атом углерода в возбужденном состоянии образует:

четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов

три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары

ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует

две связи, за счет двух неспаренных электронов

Вещество, которое не могут образовывать водородную связь

1) H₂O 2) HF 3) HN₃ 4) HI

sp³ гибридизация реализуется полностью

1) SO₂ 2) CH₄ 3) SO₃ 4) ClO⁻

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

Вещество с ионной связью имеет формулу

1) KBr 2) SO₃ 3) CH₄ 4) HCl

Атомная кристаллическая решетка характерна для

1) алюминия и карбида кремния

2) серы и йода

3) оксида кремния и хлорида калия

4) алмаза и бора

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

алмаз

аммиак

поваренная соль

А: ковалентная полярная алмаз

Б: ковалентная неполярная аммиак

В: металлическая

Г: ионная

5. Установить соответствие между веществами и типами кристаллических решеток

углекислый газ	А: ионная
карборунд	Б: молекулярная
никель	В: металлическая
ацетат натрия	Г: атомная

6. Установить соответствие между гибридизацией и молекулой

1: sp ³	А: OF ₂	В: SF ₆
2: sp ²	Б: BF ₃	Г: SF ₄
3: sp ³ d ²	Е: XeF ₆	Д: BeCl ₂
4: sp ³ d		

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

Вариант № 1

Во сколько раз увеличится скорость реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$ при увеличении давления в 3 раза

1) в 9 раз 2) в 8 раз 3) в 6 раз 4) в 3 раз

При температуре 90°C реакция протекает 1 мин. При какой температуре реакция закончится за 1ч 21мин, если температурный коэффициент равен 3

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

Химическое равновесие реакции $\text{Zn}(\text{т}) + 16\text{HI}(\text{д}) = 8\text{I}_2(\text{г}) + 8\text{H}_2\text{S}(\text{д}) - Q$ сместится вправо при понижении

1) концентрации H₂S; 2) концентрации HI; 3) давления; 4) температуры.

Химическое равновесие реакции $\text{Zr}(\text{т}) + 2\text{Cl}_2(\text{г}) = \text{ZrCl}_4(\text{г}) + Q$ смещается вправо при:

1) повышении давления 2) повышении концентрации ZrCl₄
3) дополнительном введении Zr 4) повышении температуры

В гомогенной системе $3\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) = 2\text{C}(\text{г}) + \text{D}(\text{г})$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: А - 0,03; В - 0,02; С - 0,004. Исходная концентрация вещества А (моль/л) равна

1) 0,036 2) 0,002 3) 0,024 4) 0,026 5) 0,030

Из 2 моль СО и 2 моль Сl₂ образовалось при некоторой температуре 0,45 моль СОСl₂. Константа равновесия реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2(\text{г})$

1) 0,19 2) 0,09 3) 0,12 4) 0,21

Стандартная теплота образования MgO (к) и CO₂ (г) соответственно равна -601,8 и - 393,5 кДж/моль. Теплота разложения MgCO₃ на MgO и CO₂ ΔH = 100,7 кДж/моль. Теплота образования MgCO₃

1) -1096 кДж/моль; 2) -1006 кДж/моль; 3) -996 кДж/моль; 4) -876 кДж/моль.

Теплота, которая поглощается или выделяется при разложении химического соединения количеством 1 моль на простые вещества называется

Если скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, то наступает химическое

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом

Вариант № 2

Во сколько раз увеличится скорость реакции $\text{CaO(т)} + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{т})$ при увеличении давления в 3 раза

в 9 раз 2) в 8 раз 3) в 6 раз 4) в 3 раза 5) не изменяется.

Во сколько раз увеличится скорость реакции при нагревании от 75°C до 115°C , если температурный коэффициент равен 2

в 2 раза 2) в 4 раза 3) в 8 раз 4) не изменится 5) в 16 раз.

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) $\text{CH}_4(\text{г}) + 4\text{S}(\text{г}) = \text{CS}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{г})$

Химическое равновесие реакции $4\text{FeS}_2(\text{т}) + 11\text{O}_2(\text{г}) = 8\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) + \text{Q}$ сместится вправо при

- 1) повышении давления 2) повышении концентрации SO_2
3) дополнительном введении Fe_2O_3 4) дополнительном введении FeS_2

В гомогенной системе $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: HI - 0,02; I_2 - 0,05; H_2 - 0,03. Исходная концентрация водорода (моль/л) равна

- 1) 0,04 2) 0,01 3) 0,02 4) 0,03 5) 0,05

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: HCl - 0,85; O_2 - 0,44; 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

При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой 8,86 г. Тепловой эффект реакции $\Delta H = -79,2$ кДж. Теплота образования CO_2

-393,3 кДж/моль 2) -358,4 кДж/моль 3) -335,5 кДж/моль 4) -326,4 кДж/моль

Теплота, которая поглощается или выделяется при образовании химического соединения количеством вещества 1 моль из простых веществ при заданных условиях называется

Смещение химического равновесия определяется принципом

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

Тема: «Растворы. Теория электролитической диссоциации»

Вариант № 1

Смешаны 100 г 20%-ного раствора и 50 г 32%-ного раствора некоторого вещества. Концентрация полученного раствора

- 1) 24 2) 12 3) 36 4) 48

Для получения 9%-ного раствора соляной кислоты надо растворить 67,2 л HCl

в воде массой

- 1) 1,107 кг 2) 0,505 кг 3) 0,987 кг 4) 1,227 кг

Уравнению $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4$ соответствует взаимодействие

- 1) AgNO_3 с Na_2PO_4 2) Ag_2O с H_3PO_4
3) AgNO_3 с H_3PO_4 4) AgCl с Na_3PO_4

Кислотность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду

нитрат калия, силикат калия

бромид кальция, бромид алюминия

хлорид калия, фторид калия

хлорид лития, хлорид калия

Хлорид бария массой 41,6 г растворили в воде. В полученном растворе содержится 0,35 моль хлорид-ионов. Степень диссоциации хлорида бария

- 1) 87,5% 2) 17,5% 3) 57,1% 4) 96%

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

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

Если концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ и ацетат-ионов $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ в 0,1М растворе уксусной кислоты равна 0,00132 моль/л, то ее константа ионизации

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

Концентрацию ионов водорода в растворе при $\text{pH} = 4,32$ равна

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

Активная концентрация анионов aOH^- в 0,01М раствора гидроксида калия KOH , учитывая ионную силу раствора равна

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

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

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

Вариант № 2

К 100 мл 96%-ной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) прибавили 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

Из 400 г 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 50 г растворенного вещества. Массовая доля вещества в оставшемся растворе

- 1) 8,6 % 2) 6,3 % 3) 7,4 % 4) 9,5 %

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

- 1) FeCl_3 с KOH 2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ с $\text{Ba}(\text{OH})_2$
3) FeSO_4 с NaOH 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ с HCl

Щелочность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду

- 1) карбонат натрия, иодид натрия 2) сульфит калия, сульфид натрия
3) нитрит натрия, нитрат натрия 4) хлорид лития, хлорид аммония

Количество отрицательных ионов в 120 г 10% раствора аммония, если степень

диссоциации соли равна 90%

0,135 моль 2) 0,15 моль 3) 0,167 моль 4) 1,67 моль

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

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

Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1М и $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации (аион) составит

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

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

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

Активность хлорид-ионов в 0,1 М растворе хлорида натрия NaCl равна

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

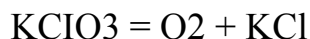
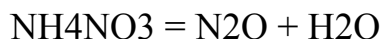
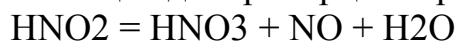
Степень гидролиза и рН соли бромида аммония NH_4Br рН 0,01н раствора ($K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$)

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

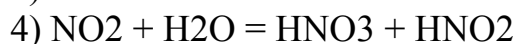
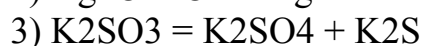
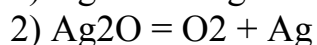
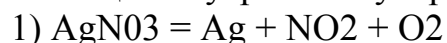
Тема: «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»

Вариант № 1

Реакция диспропорционирования



Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления



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

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

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

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)

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)

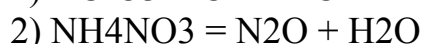
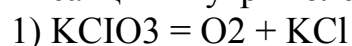
Значение электродного потенциала меди, погруженной в 0,0005 н раствор $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ равно _____ В (округлить до тысячных)

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

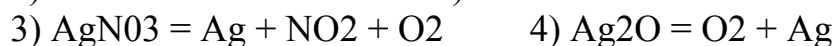
Если в 0,5л раствора содержится 0,0699 г FeCl_2 г, то потенциал железного электрода равен _____ В (округлить до тысячных)

Вариант № 2

Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления



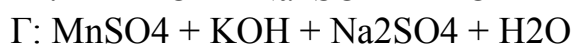
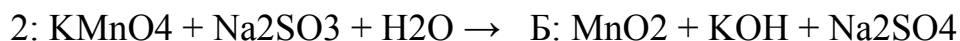
Реакция диспропорционирования



Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$

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

Установите соответствие



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

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

Если дихромат-ион восстанавливается до хрома (III), то молярная концентрация эквивалента дихромата калия ($\omega = 10\%$; $\rho = 1,07$ г/мл) равна _____ моль/л. (округлить до сотых)

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

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

Если потенциал водородного электрода равен - 236 мВ, то активность ионов водорода в растворе равна _____ моль/л (записать в стандартном виде)

Тема: «Комплексные соединения»

Вариант № 1

Парамагнитный низкоспиновый внутриорбитальный

1) $[\text{Mn}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$ 2) $[\text{CoBr}_6]^{3-}$ 3) $[\text{Fe}(\text{CO})_4]^{2+}$ 4) $[\text{VC16}]^{4-}$

Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли

1: $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ 2: $[\text{PtCl}_3(\text{NH}_3)]\text{Br}$ 3: $[\text{CoF}_3(\text{H}_2\text{O})_3]$ 4: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

А: тетрахлороплатинат (II) калия

Б: бромид триамминтринитрохлороплатины (IV)

В: триакватрифторокобальт

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

Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом

1: $[\text{FeF}_x]^{-(x-2)}$ А: 6

2: $[\text{Pt}(\text{N}_2\text{H}_4)_x]^{2+}$ Б: 4

3: $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_x]^{2+}$ В: 5

Г: 7

Д: 3

Если раствор содержит 0,05 моль/л $\text{K}_2[\text{Ag}(\text{CN})_3]$ и 0,05 моль KCN , $K_{\text{H}} = 1 \cdot 10^{-21}$, то концентрация ионов серебра в моль/л

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

Если при действии раствора серной кислоты весь барий из раствора $\text{Ba}(\text{CN})_2 \cdot \text{Cu}(\text{CNS})_2$ осаждается в виде сульфата бария, то координационная формула соли

Вариант № 2

Парамагнитный высокоспиновый внутриорбитальный

$[\text{VC16}]^{4-}$ 2) $[\text{Fe}(\text{CO})_4]^{2+}$ 3) $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ 4) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$

Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли 1:

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ А: гексацианоферрат(III) калия

2: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ Б: хлорид тетраамминникеля(II)

3: $\text{K}_2[\text{SiF}_6]$ В: гексафторосиликат (IV) калия

4: $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ Г: тетракарбонилникель

Д: дихлоротетраамминникеля

Е: гексацианоферрат(II) калия

Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом

$[\text{Ni}(\text{CO})_x]_0$ А: 4

$[\text{Co}(\text{CN})_x]^{-(x-3)}$ Б: 6

$[\text{Fe}(\text{CO})_x]_0$ В: 5

Г: 7

Д: 3

Если раствор содержит 0,02 моль/л $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ и 1 моль NH_3 , $K_{\text{H}} = 2,75 \cdot 10^{-7}$, то концентрация ионов кадмия в моль/л

Если максимум поглощения видимого света для комплекса соответствует длине волны 400 нм, то энергия расщепления в кДж/моль

Если для осаждения хлора из раствора на 1 моль $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ ($K_{\text{срPt}} = 6$) требуется 1 моль нитрата серебра, то координационная формула соединения _____

Примерная шкала оценивания знаний в тестовой форме:

Количество правильных ответов, %	Оценка
0-49	неудовлетворительно
50-65	удовлетворительно
66-85	хорошо
86-100	отлично

7.УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

7.1. Учебная литература

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.

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. Интернет-ресурсы

7.2. Интернет ресурсы

Название ресурса	Ссылка/доступ
Электронная библиотека онлайн «Единое окно к образовательным ресурсам»	http://window.edu.ru
«Образовательный ресурс России»	http://school-collection.edu.ru
Федеральный образовательный портал: учреждения, программы, стандарты, ВУЗы, тесты ЕГЭ, ГИА	http://www.edu.ru
Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов (ФЦИОР)	http://fcior.edu.ru
Русская виртуальная библиотека	http://rvb.ru
Кабинет русского языка и литературы	http://ruslit.ioso.ru
Национальный корпус русского языка	http://ruscorpora.ru
Еженедельник науки и образования Юга России «Академия»	http://old.rsue.ru/Academy/Archives/Index.htm
Научная электронная библиотека «e-Library»	http://elibrary.ru/defaultx.asp
Электронно-библиотечная система IPRbooks	http://www.iprbookshop.ru
Электронно-справочная система документов в сфере образования «Информо»	http://www.informio.ru
Справочно-правовая система —Гарантll	Сетевая версия, доступна со всех компьютеров в корпоративной сети ИнГГУ
Электронно-библиотечная система «Юрайт»	https://www.biblio-online.ru

7.3 Программное обеспечение

Лицензионное программное обеспечение, используемое в ИнГГУ

- 1.1. Microsoft Windows 7, Windows 8, Windows 8.1, Windows 10
- 1.2. Microsoft Windows server 2003, 2008, 2012, 2016
- 1.3. Microsoft Office 2007, 2010, 2016
- 1.4. Программный комплекс ММИС —Деканатll
- 1.5. Программный комплекс ММИС —Визуальная Студия Тестированияll
- 1.6. Программный комплекс ММИС "ПЛАНЫ"
- 1.7. Программный комплекс ММИС "ЭЛЕКТРОННЫЕ ВЕДОМОСТИ"
- 1.8. Программный комплекс ММИС ВЕБ-ПРИЛОЖЕНИЕ

"ПРИЕМНАЯ КОМИССИЯ-ОНЛАЙН"

1.9. Программный комплекс ММИС "ПРИЕМНАЯ КОМИССИЯ"

1.10. Программный комплекс ММИС "ВЕДОМОСТИ КАФЕДРЫ"

1.11. 1С Зарплата и Кадры

1.12. 1С Кадры: расчет заработной платы

1.13. Антивирусное ПО Kaspersky endpoint security

1.14. Справочно-правовая система —Гарант

1.15. 1С Бухгалтерия

7.4 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Материально-техническое обеспечение учебного процесса по дисциплине определено нормативными требованиями, регламентируемыми приказом Министерства образования и науки РФ № 986 от 4 октября 2010 г. «Об утверждении федеральных требований к образовательным учреждениям в части минимальной оснащенности учебного процесса и оборудования учебных помещений», Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки.

Инженерно-технический институт располагает материально-технической базой (помещениями и оборудованием) для реализации дисциплины «Технология металлов» в соответствии с учебным планом, и соответствующей действующим санитарным и противопожарным правилам и нормам.

Для осуществления образовательного процесса по дисциплине и обеспечения интерактивных методов обучения, задействованы аудитории

Аудитория № 320

Специализированная лабораторная мебель для обучающихся и преподавателя; технические средства обучения (ноутбук, доска); обеспечен доступ к информационно-телекоммуникационной сети Интернет; учебно-методические материалы.

Аудитория № 305 специализированная учебная мебель для обучающихся и преподавателя; технические средства обучения (компьютерная техника, мультимедийное оборудование: интерактивная доска, проектор); доступ к информационно-телекоммуникационной сети Интернет; учебно-методические материалы.

Рабочая программа дисциплины «Химия» составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 08.03.01 Строительство профиль подготовки «Промышленное и гражданское строительство», (бакалавриат)

утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от «31» мая 2017 г. №481_, с учетом изменений и дополнений от «08» февраля 2021г.,

Программу составила:

Евлоева А.Я.- старший преподаватель кафедры химии

Программа одобрена на заседании кафедры химии

Протокол № 8 от «22» апреля 2026 года

зав. кафедрой «Химии» _____ Саламов А.М.

Программа одобрена на заседании кафедры «Строительство и Архитектура»

Протокол № 8 от «30» апреля 2026 года

зав. кафедрой «Строительство и Архитектура» _____ Малороев М.М.

Программа одобрена Учебно-методической комиссией инженерно-технического института

протокол № 3_ от «21» мая 2026 года

Председатель Учебно-методической комиссии инженерно-технического института / _____

Программа одобрена Ученым Советом инженерно-технического института

протокол № 4_ от «23» мая 2026 года

Председатель Ученого Совета инженерно-технического института / _____

Сведения о переутверждении программы на очередной учебный год и регистрации изменений

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

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

ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Согласовано:

Утверждаю:

Руководитель образовательной
программы института

_____ М.М. Малороев
от «30» апреля 2026г

директор инженерно-технического
института

_____ / _____ М.М. Малороев
от «23» мая 2026г

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ **Б1.О.13 «Химия»**

Направление подготовки
08.03.01 Строительство

профиль:
Промышленное и гражданское строительство

Квалификация выпускника:
бакалавриат

Форма обучения:
очная, заочная

Магас, 2026г.

Перечень компетенций, с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы

Оценивание формирования компетенций производится на основе показателей
оценивания, указанных в п.2. рабочей программы дисциплины.

Связь компетенций, индикаторов достижения компетенций и показателей оценивания приведена в п.2 рабочей программы дисциплины.

Оценивание уровня освоения обучающимся компетенций осуществляется с помощью форм промежуточной аттестации и текущего контроля. Формы промежуточной аттестации и текущего контроля успеваемости по дисциплине, с помощью которых производится оценивание, указаны в учебном плане и в п.3, 4 рабочей программы дисциплины.

В таблице приведена информация о формировании результатов обучения по дисциплине разделами дисциплины, а также о контроле показателей оценивания компетенций.

Код компетенции	Наименование компетенции	Индикатор достижения компетенции (закрепленный за дисциплиной)	В результате освоения дисциплины обучающийся должен :
ОПК-1	ОПК-1. Способен решать задачи профессиональной деятельности на основе использования теоретических и практических основ естественных и технических наук, а также математического аппарата	ОПК-1.1. Выявляет и классифицирует физические и химические процессы, протекающие на объекте профессиональной деятельности	Знать: основные физические законы и границы применения основных физических законов, лежащие в основе процессов , протекающих на объекте профессиональной деятельности Уметь: выявлять и классифицировать физические процессы, протекающие на объектах профессиональной деятельности Владеть: навыками использования основных общефизических законов и принципов для выявления и классификации

			физических процессов, протекающих на объектах профессиональной деятельности
		ОПК-1.3. Определяет характеристики химического процесса (явления), характерные для объектов профессиональной деятельности, на основе экспериментальных исследований	Знать: характерные особенности химических процессов, присущих для объектов профессиональной деятельности, их определение и оценку свойств Уметь: проводить расчеты основных параметров и оценивать их влияние на ход физико-химических процессов Владеть: методиками выполнения основных химических лабораторных операций; основами работы с учебной, научной и справочной литературой по химии

Описание показателей и критериев оценивания компетенций, описание шкал оценивания

При проведении промежуточной аттестации в форме экзамена используется шкала оценивания: «неудовлетворительно», «удовлетворительно», «хорошо», «отлично»

Показателями оценивания являются знания и навыки обучающегося, полученные при изучении дисциплины.

Критериями оценивания достижения показателей являются:

Показатель оценивания	Критерий оценивания
Знания	знания терминов, определений, понятий;
	объем освоенного материала, освоение всех тем, разделов дисциплины;
	полнота, системность, прочность знаний;
	правильность ответов на вопросы;
	четкость изложения изученного материала;
Умения	степень самостоятельности выполнения действия (умения);
	осознанность выполнения действия (умения);
	умение анализировать изученный материал;
	умение выбирать методику выполнения задания;
	умение выполнять задания различной сложности;
Навыки	навыки самопроверки, качество сформированных навыков;
	навыки анализа результатов выполнения заданий, решения задач;
	навыки представления результатов решения задач, качество оформления заданий;
	навыки обоснования выполнения заданий, принятия решений;
	быстрота и качество выполнения заданий.

3. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

Промежуточная аттестация по дисциплине

Форма(ы) промежуточной аттестации: экзамен

Перечень типовых вопросов/заданий для проведения экзамена в 3 семестре:

Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации(экзамен)

Примерный перечень вопросов/заданий к экзамену по дисциплине:

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.

Промежуточная аттестация в форме защиты курсовой работы (курсового проекта)

: Не предусмотрено.

Состав типового задания на выполнение курсовых работ и/или курсовых проектов. Не предусмотрено.

Перечень типовых примерных вопросов для защиты курсовой работы и/или курсового проекта:

Не предусмотрено.

4. Материалы для проведения текущего и промежуточного контроля знаний студентов

Методическое описание порядка проведения (процедуры) оценивания усвоенных компетенций в процессе ответа на вопросы по темам (устный опрос):

Ответы обучающихся на вопросы по темам изучаемой дисциплины происходят в виде беседы преподавателя с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, которая рассчитана на выяснение объема знаний, обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п. За каждый правильно отвеченный вопрос дается 50 баллов. Максимальное количество вопросов, на которые можно ответить обучающемуся – 2 вопроса. Перевод баллов в оценку: 91-100 – «отлично», 81-90 – «хорошо», 61-80 – «удовлетворительно», 0-60 – «неудовлетворительно». См. Таблица 3.

Методическое описание порядка проведения (процедуры) оценивания усвоенных компетенций в процессе подготовки рефератов:

Тематика рефератов выдается на занятии, выбор темы осуществляется студентом самостоятельно. Подготовка осуществляется во внеаудиторное время. Результаты озвучиваются на практическом занятии, регламент – 10-15 мин. на выступление. В оценивании результатов наравне с преподавателем принимают участие студенты группы. Перевод баллов в оценку: 91-100 – «отлично», 81-90 – «хорошо», 61-80 – «удовлетворительно», 0-60 – «неудовлетворительно». См. Таблица 4.

Методическое описание порядка проведения (процедуры) оценивания усвоенных компетенций на экзамене:

В экзаменационный билет включено два теоретических вопроса, соответствующие содержанию формируемых компетенций. Экзамен проводится в устной форме. На подготовку ответа студенту отводится 35 минут. За ответ на теоретические вопросы студент может получить максимально 100 баллов. Перевод баллов в оценку: 91-100 – «отлично», 81-90 – «хорошо», 61-80 – «удовлетворительно», 0-60 – «неудовлетворительно».

Ниже приведены правила оценивания формирования компетенций по показателю оценивания «Знания», «Умения», «Навыки».

•

	4-балльная шкала (уровень освоения)	Показатели	Критерии
«За»	Отлично	- Полнота изложения	студентом дан полный, в логической последовательности

		теоретического материала; - Полнота и правильность решения практического задания; - Правильность и/или аргументированность изложения (последовательность действий); -	развернутый ответ на поставленный вопрос, где он продемонстрировал знания предмета в полном объеме учебной программы, достаточно глубоко осмысливает дисциплину, самостоятельно, и исчерпывающе отвечает на дополнительные вопросы, приводит собственные примеры по проблематике поставленного вопроса, решил предложенные практические задания без ошибок.
	Хорошо	Самостоятельность ответа; - Культура речи.	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.
	Удовлетворительно		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

«Не зачтено»		аргументированные ответы и приводить примеры, недостаточно свободным владением монологической речью, логичностью и последовательностью ответа. Допускается несколько ошибок в содержании ответа и решении практических заданий.
	Неудовлетворительно	Студентом дан ответ, который содержит ряд серьезных неточностей, обнаруживающий незнание процессов изучаемой предметной области, отличающийся неглубоким раскрытием темы, незнанием основных вопросов теории, несформированными навыками анализа явлений, процессов, неумением давать аргументированные ответы, слабым владением монологической речью, отсутствием логичности и последовательности. Выводы поверхностны. Решение практических заданий не выполнено. Т.е студент не способен ответить на вопросы даже при дополнительных наводящих вопросах преподавателя.

Общий порядок проведения процедур оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций определены в «Положение о балльно-рейтинговой системе оценки успеваемости студентов в ФГБОУ ВО «Ингушский государственный университет» от 31.05.2018, № 5/п ».

5.Методические материалы, определяющие процедуры оценивания достижения запланированных результатов обучения по дисциплине.

Текущая аттестация

При оценивании устного опроса и участия в дискуссии на лабораторных занятиях учитываются:

- степень раскрытия содержания материала;
- изложение материала (грамотность речи, точность использования терминологии и символики, логическая последовательность изложения материала);
- знание теории изученных вопросов, сформированность и устойчивость используемых при ответе умений и навыков.

Для оценивания результатов обучения в виде знаний используются такие процедуры и технологии как тестирование и опрос на лабораторных занятиях.

Для оценивания результатов обучения в виде умений и владений используются следующие процедуры и технологии:

- практические контрольные задания (далее – ПКЗ), включающих одну или несколько задач (вопросов) в виде краткой формулировки действий (комплекса действий), которые следует выполнить, или описание результата, который нужно получить. Оценивание обучающегося на текущей аттестации осуществляется в соответствии с критериями, представленными в п. 2. .

Защита лабораторных работ принимается в установленные сроки.

При наличии уважительных причин срок сдачи может быть продлен, но не более чем на две недели.

1. После проведения контрольных испытаний преподаватель обязан ознакомить студентов с их результатами и по просьбе студентов объяснить объективность выставленной оценки.

2. В случае пропусков занятий по неуважительной причине студент имеет право отработать пропущенные занятия и защитить лабораторные работы до начала экзаменационной сессии.

Промежуточная аттестация

Форма промежуточной аттестации: Экзамен.

При проведении промежуточной аттестации студент должен ответить на вопросы теоретического характера и практического характера.

При оценивании ответа на вопрос теоретического характера учитывается:

- теоретическое содержание не освоено, знание материала носит фрагментарный характер, наличие грубых ошибок в ответе;

- теоретическое содержание освоено частично, допущено не более двух-трех недочетов;

- теоретическое содержание освоено почти полностью, допущено не более одного-двух недочетов, но обучающийся смог бы их исправить самостоятельно;

- теоретическое содержание освоено полностью, ответ построен по собственному плану.

При оценивании ответа на вопрос практического характера учитывается объем правильного решения.

Основой для определения оценки служит уровень усвоения студентами материала, предусмотренного рабочей программой дисциплины.

