

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Астраханский государственный университет имени В. Н. Татищева»
(Астраханский государственный университет им. В. Н. Татищева)

СОГЛАСОВАНО
Руководитель ОПОП

С.А. Тишкова

«15» мая 2025 г.

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой ХМ

Л.А. Джигола

«15» мая 2025 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Химия»

Составитель	Степкина Н.Н., доцент, к.х.н., доцент кафедры фундаментальной и прикладной химии
Согласовано с работодателями:	Левченко А.А., профессор, доктор ф.-м. наук, директор ИФТТ РАН, Член-корреспондент РАН; Чуйко Е.В., кандидат биологических наук, главный метролог ФБУ «Астраханский ЦСМ»
Направление подготовки	03.03.02 Физика
Направленность (профиль) ОПОП	Информационные системы в физике
Квалификация (степень)	бакалавр
Форма обучения	очная
Год приема	2025
Курс	1
Семестр	2

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Целью освоения дисциплины «Химия» является формирование у студентов целостного представления о процессах и явлениях, происходящих в природе, пониманию современных научных методов познания природы и их использованию в профессиональной деятельности.

1.2. Задачи освоения дисциплины «Химия»:

- углубление знаний об основных понятиях химии, важнейших теориях и законах с акцентированием внимания студентов на теоретических основах современной химической науки – строении вещества, химической термодинамике, кинетике процессов и др.;
- изучение основных классов неорганических и органических веществ, основ теории качественного и количественного анализа, методов анализа.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

2.1. Учебная дисциплина «Химия» относится к обязательной части и осваивается во втором семестре.

2.2. Для изучения данной учебной дисциплины необходимы следующие знания, умения, навыки, формируемые при изучении химии в средней школе. Следовательно, «входные» знания и умения обучающегося связаны со знанием теоретических основ школьного курса химии.

Знания: место химии в ряду других естественных дисциплин, ее значение в жизни современного общества. Основные понятия и законы химии, строение атомов и молекул, основные квантово-механические представления об образовании химической связи, основные классы неорганических и органических веществ, номенклатура, основы физической и коллоидной химии.

Умения: прогнозировать и обосновывать свойства веществ; раскрыть причинно-следственные связи между строением и свойствами веществ; представлять реальную сущность простого и сложного вещества, его разнообразные превращения; получать ответы на вопрос - почему протекают химические реакции, используя представления о структуре вещества, термодинамических аспектах, окислительно-восстановительных процессах; проводить химическую идентификацию неорганических и органических соединений; осуществлять в лабораторных условиях исследование химических свойств веществ.

Навыки: техники безопасности при выполнении работ в лабораториях неорганической, органической, физической и коллоидной химии, регистрации и обработки результатов химических экспериментов, методов отбора материала для теоретических занятий и лабораторных работ.

2.3. Последующие учебные дисциплины и (или) практики, для которых необходимы знания, умения, навыки, формируемые данной учебной дисциплиной:

- молекулярная физика;
- атомная физика.

Дисциплина встраивается в структуру ОП как с точки зрения преемственности содержания, так и с точки зрения непрерывности процесса формирования компетенций выпускника.

3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс освоения дисциплины направлен на формирование элементов следующей компетенции в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению подготовки / специальности:

общепрофессиональной (ОПК-1): Способен применять базовые знания в области физико-математических и (или) естественных наук в сфере своей профессиональной деятельности

Таблица 1. Декомпозиция результатов обучения

Код компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине (модулю)		
		Знать (1)	Уметь (2)	Владеть (3)
ОПК-1.	ОПК-1.1 Обладает базовыми знаниями, полученными в области физико-математических и (или) естественных наук.	- основные понятия и законы химии; электронное строение атома и Периодический закон; - основы теории химической связи в соединениях разных типов	- демонстрировать специальные научные знания в т.ч. в предметной области; - предсказывать исход реакции, расставлять коэффициенты в химических уравнениях	- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов; - методами и способами синтеза неорганических веществ
	ОПК-1.2 Демонстрирует умение решать задачи, формулируемые в рамках физико-математических и (или) естественных наук.	- основы химической термодинамики и кинетики; электрохимические процессы; свойства растворов; - способы получения основных классов неорганических соединений, их свойства, генетическую связь между ними	- проектировать и осуществлять учебно-воспитательный процесс с опорой на знания предметной области; определять применять химические законы для решения практических задач	- навыками трансформации специальных научных знаний в соответствии с психофизиологическими, возрастными, познавательными особенностями обучающихся, в т.ч. с особыми образовательными потребностями; - техникой безопасности при работе в лабораториях общей и неорганической химии

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины в соответствии с учебным планом составляет 2 зачетные единицы (72 часов).

Трудоемкость отдельных видов учебной работы студентов очной, очно-заочной и заочной форм обучения приведена в таблице 2.1.

Таблица 2.1. Трудоемкость отдельных видов учебной работы по формам обучения

Вид учебной и внеучебной работы	для очной формы обучения
Объем дисциплины в зачетных единицах	2

Вид учебной и внеучебной работы	для очной формы обучения
Объем дисциплины в академических часах	72
Контактная работа обучающихся с преподавателем (всего), в том числе (час.):	37,25
- занятия лекционного типа, в том числе:	18
- практическая подготовка (если предусмотрена)	-
- занятия семинарского типа (семинары, практические, лабораторные), в том числе:	18
- практическая подготовка (если предусмотрена)	-
- в ходе подготовки и защиты курсовой работы	-
- консультация (предэкзаменационная)	1
- промежуточная аттестация по дисциплине	0,25
Самостоятельная работа обучающихся (час.)	34,75
Форма промежуточной аттестации обучающегося (зачет/экзамен), семестр (ы)	экзамен – 2 семестр

Содержание дисциплины, структурированное по темам с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий и самостоятельной работы, для каждой формы обучения представлено в таблице 2.2.

Таблица 2.2. Структура и содержание дисциплины

Раздел, тема дисциплины	Контактная работа, час.						КР / КП	СР, час.	Итого часов	Форма текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации
	Л		ПЗ		ЛР					
	Л	в т.ч. ПП	ПЗ	в т.ч. ПП	ЛР	в т.ч. ПП				
Тема 1. Основные понятия и законы химии.	2		2					4	8	Собеседование, тестирование, лабораторная работа, контрольная работа 1
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	2		2					4	8	Собеседование, тестирование, контрольная работа 1
Тема 3. Химическая связь	2		2					2,75	6,75	Собеседование, тестирование, контрольная работа 1
Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений	2		2					4	8	Лабораторная работа, собеседование, тестирование, контрольная работа 2
Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	2		2					4	8	Лабораторная работа, собеседование,

Раздел, тема дисциплины	Контактная работа, час.							СР, час.	Итого часов	Форма текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации	
	Л		ПЗ		ЛР		КР / КП				
	Л	в т.ч. ПП	ПЗ	в т.ч. ПП	ЛР	в т.ч. ПП					
										тестирование, контрольная работа 3	
Тема 6. Энергетика и направленность химических процессов	2		2					4	8	Лабораторная работа, собеседование, тестирование, контрольная работа 3	
Тема 7. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Процессы гидролиза	2		2					4	8	Собеседование, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа 4	
Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз	2		2					4	8	Лабораторная работа, собеседование, тестирование,	
Тема 9. Комплексные соединения	2		2					4	8	Собеседование, лабораторная работа, тестирование, контрольная работа 5	
Консультации									1		
Контроль промежуточной аттестации									0,25		Экзамен
ИТОГО за семестр:	18		18					34,75	72		

Примечание: Л – лекция; ПЗ – практическое занятие, семинар; ЛР – лабораторная работа; ПП – практическая подготовка; КР / КП – курсовая работа / курсовой проект; СР – самостоятельная работа

Таблица 3. Матрица соотношения тем учебной дисциплины и формируемых компетенций

Тема дисциплины	Кол-во часов	Код компетенции	Общее количество компетенций
		ОПК-1	
Тема 1. Основные понятия и законы химии.	8	+	1
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	8	+	1
Тема 3. Химическая связь	6,75	+	1
Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений	8	+	1
Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	8	+	1
Тема 6. Энергетика и направленность химических процессов	8	+	1

Тема 7. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Процессы гидролиза	8	+	1
Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз	8	+	1
Тема 9. Комплексные соединения	8	+	1
Итого	70,75		

Краткое содержание учебной дисциплины

Тема 1. Основные понятия и законы химии

Понятие о химическом элементе. Атомы и молекулы. Аллотропия. Простые и сложные вещества. Понятие о чистом веществе и примеси. Относительные атомные и молекулярные массы. Число Авогадро. Количество вещества, моль, молярная масса. Понятие о химической реакции как превращении веществ. Основные типы химических реакций: реакции разложения, соединения, замещения, обмена, внутреннего превращения. Уравнение химической реакции. Коэффициенты в уравнениях химической реакции, индексы в химической формуле.

Закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава Пруста, закон кратных отношений Дальтона. Химический эквивалент, закон эквивалентов. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро и следствие из него. Законы кратных отношений Дальтона. Относительная плотность одного газа по другому.

Расчетные задачи на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе.

Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Определение заряда электрона и массы электрона. Радиоактивность. Заряд ядра как основная характеристика атома. Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки.

Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное квантовое число (n). Орбитальное квантовое число (l), магнитное квантовое число (m), спиновое квантовое число. Физический смысл квантовых чисел. Атомная орбиталь. Основное и возбужденное состояния. Вырожденное состояние. Емкость энергетического подуровня и энергетического уровня. Многоэлектронные атомы. Факторы, влияющие на энергию атомной орбитали. Эффект экранирования и проникновения. Принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Правила Клечковского. Электронные формулы. Электронно-графические формулы.

Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Современная формулировка периодического закона.

Периодическая система как естественная система элементов. Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s -, p -, d -, f - семейств. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Периодически и не периодически изменяющиеся свойства элементов.

Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов. Кратность (порядок) связи. Факторы, влияющие на прочность связи. Внутренняя и вторичная периодичность. Периодическая таблица и электронные аналоги. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей

естественной взаимосвязи между химическими элементами. Границы и эволюция периодической системы.

Тема 3. Химическая связь

Развитие представлений о сущности химической связи. Основные параметры химической связи: длина, энергия, направленность. Основные типы химической связи.

Ковалентная связь. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов разных атомов и донорно-акцепторный механизм. Дипольные моменты связи. Эффективный заряд атома в молекуле. Электроотрицательность. Ковалентные полярная и неполярная связи. Кратность ковалентной связи. Молекулярные и атомные кристаллические решетки. Свойства веществ с молекулярными и атомными кристаллическими решетками. Свойства ковалентной связи. Насыщаемость, направленность, поляризуемость. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Теория отталкивания электронных пар. Поляризуемость ковалентной связи. Зависимость поляризуемости связи от ее длины.

Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Свойства ионной связи. Поляризирующее действие и поляризуемость. Влияние электронной конфигурации иона на силу поляризирующего действия. Ионные кристаллические решетки. Свойства веществ с ионным типом кристаллической решетки.

Металлическая связь. Металлическая кристаллическая решетка и металлическая химическая связь. Физические свойства металлов.

Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства вещества. Роль водородной связи в биологических процессах.

Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.

Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений

Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Оксиды, пероксиды, галогениды, нитриды, карбиды и др. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основные и амфотерные оксиды. Химические свойства оксидов. Получение оксидов.

Основания: одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований. Основания как электролиты, их классификация по различным признакам. Химические свойства оснований в свете теории электролитической диссоциации. Разложение нерастворимых в воде оснований. Основные способы получения оснований.

Кислоты: безкислородные и кислородосодержащие. Мета-, пиро-, ортокислоты. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот. Основные способы получения кислоты.

Соли: средние, кислые, основные. Двойные и смешанные соли. Номенклатура солей. Способы получения солей. Гидролиз солей.

Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Скорость химических реакций. Ее количественное выражение. Истинная средняя скорость. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, микрогетерогенный, автокатализ.

Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Смещение химического равновесия при изменении

концентраций реагирующих веществ, давления и температур. Катализаторы в обратимых процессах.

Тема 6. Энергетика и направленность химических процессов

Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования химических соединений. Закон Гесса. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия. Понятие об энтропии. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса).

Применение термодинамических функций для характеристики реакционной способности веществ и оценке возможности протекания химических реакций.

Тема 7. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Процессы гидролиза

Свойства растворов. Растворимость. Насыщенные растворы. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, молярная доля, молярность.

Применение закона действующих масс к обратимым реакциям. Уравнение константы химического равновесия. Основные положения теории электролитической диссоциации.

Взаимосвязь между степенью и константой ионизации слабых электролитов. Закон разбавления В. Оствальда. Методика вычислений с использованием степени и константы ионизации.

Смещение ионных равновесий. Действие одноименного иона. Основные положения теории сильных электролитов. Электростатическое взаимодействие между ионами. Кажущаяся степень диссоциации. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора. Методика вычисления ионной силы раствора и активности ионов с использованием приближенных значений коэффициентов активности и метода интерполяции.

Значение теории электролитической диссоциации в качественном анализе. Произведение воды и водородные показатели. Вычисление рН в растворах щелочей и оснований. Буферные системы и их значение в анализе. Вычисление рН буферных растворов.

Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Сильные электролиты. Активность ионов. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости. Гидролиз. Механизм гидролиза. Факторы, влияющие на процесс гидролиза. Константы и степень гидролиза. Вычисления константы и степени гидролиза солей. Вычисление рН и рОН в растворах гидролизующихся солей. Значение гидролиза в качественном анализе. Амфотерность гидроксидов. Теория амфотерности. Значение амфотерности в качественном анализе.

Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз.

Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений. Степень окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Молярные массы эквивалентов в окислительно-восстановительных реакциях. Механизм возникновения электродного потенциала. Получение электрического тока в протекании химических реакций. Понятие о гальваническом элементе. Водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Окислительно-восстановительный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение. Химические источники тока.

Коррозия химическая и электрохимическая. Способы защиты металлов от коррозии.

Тема 9. Комплексные соединения.

Основные положения координационной теории Вернера. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов.

Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона. Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексных соединений.

Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиции метода валентных связей. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. Магнитные свойства комплексных соединений. Спектрохимический ряд лигандов.

Комплексные ионы в водных растворах. Условия образования и разрушения комплексов в растворах. Термодинамическая устойчивость и константа нестойкости. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах. Зависимость устойчивости комплексных соединений в растворах от природы комплексообразователя и лигандов.

5. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПРЕПОДАВАНИЮ И ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

5.1. Указания для преподавателей по организации и проведению учебных занятий по дисциплине

Лекционные и практические занятия проводятся раз в две недели. Промежуточный контроль знаний предусматривает собеседования, тестирование, контрольные работы.

Преподаватель должен активно непосредственно участвовать в учебном процессе и проводить подготовку к нему. Необходимость постоянной подготовки к лекциям, семинарским и практическим занятиям обусловлена потребностью отражать современные подходы, взгляды, данные по темам и разделам. Проводя подготовку к учебному процессу необходимо изучать современные методические рекомендации, результаты научных исследований, новые технологии и т.д. При реализации различных видов учебной работы преподаватель должен использовать образовательные технологии: создание интерактивных презентаций, обучающие компьютерные программы, технологии развития мышления (эффективная лекция, таблицы, работа в группах и т.д.)

В ходе подготовки лекции преподаватель должен разрабатывать план лекции, в котором должен определить те основные материалы, которые слушатели должны понять и записать. Содержание лекции должно быть организованным и четким, что делает усвоение материала доступным. Содержание лекции должно отвечать следующим требованиям: изложение материала от простого к сложному; от известного к неизвестному; логичность, четкость и ясность в изложении материала; возможность проблемного изложения; дискуссии и диалога в конце лекции с целью активизации деятельности слушателей; опора смысловой части лекции на подлинные факты, события, явления, статистические данные; тесная связь теоретических положений и выводов с практикой и профессиональной деятельностью. В ходе лекционного занятия преподаватель должен четко озвучить тему, представить план, кратко изложить цель, учебные вопросы. Раскрывая содержание учебных вопросов, акцентировать внимание на основных категориях, явлениях и процессах, особенностях их протекания. Следует также раскрывать сущность и содержание различных точек зрения и научных подходов к объяснению тех или иных явлений и процессов. При изложении лекционного материала следует аргументировано обосновать собственную позицию по спорным теоретическим вопросам, приводя примеры, раскрывать положительный отечественный и зарубежный опыт. По ходу изложения, возможно, задавать риторические вопросы и самому давать на них ответ. Преподаватель в целом не должен отвлекаться от излагаемого материала лекции. Преподаватель должен руководить работой слушателей по конспектированию лекционного материала, подчеркивать необходимость отражения в конспектах основных положений изучаемой темы. Используемый во время лекции наглядный материал – слайды, таблицы, схемы, иллюстрации помогает вести конспекты и улучшает темп предложения материала лекций. В заключительной части лекции необходимо сформулировать общие выводы по теме, раскрывающие содержание всех вопросов, поставленных в лекции. Для закрепления материала, подготовки к семинарским и практическим занятиям и выполнения самостоятельной работы необходимо рекомендовать

литературу, основную и дополнительную, в том числе учебно-методические материалы, а также электронные источники (интернет-ресурсы).

Во время практических и семинарских занятий используются словесные методы обучения, как беседа и дискуссия, что позволяет вовлекать в учебный процесс всех слушателей и стимулирует творческий потенциал обучающихся. Преподавателю необходимо иметь, для проведения практических и семинарских занятий, наглядные пособия – наборы таблиц по теме занятия, схемы и др. При подготовке к практическим и семинарским занятиям преподавателю необходимо знать план его проведения, продумать формулировки и содержание учебных вопросов, выносимых на обсуждение, познакомиться с новыми публикациями по теме. В начале занятия преподаватель должен раскрыть теоретическую и практическую значимость темы занятия, определить порядок его проведения, время на обсуждение каждого учебного вопроса. В ходе занятия следует дать возможность выступить всем желающим и предложить выступить тем слушателям, которые проявляют пассивность. Целесообразно, в ходе обсуждения учебных вопросов, задавать выступающим и аудитории дополнительные и уточняющие вопросы с целью выяснения их позиций по существу обсуждаемых проблем, а также поощрять выступление с места в виде кратких дополнений. В заключительной части практического занятия следует подвести итог: дать объективную оценку выступления слушателя и учебной группы в целом, раскрыть положительные стороны и недостатки проведения занятия, ответить на вопросы, назвать тему очередного занятия и дать необходимые задания.

5.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины

Таблица 4. Содержание самостоятельной работы обучающихся

Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение	Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение	Кол-во часов	Формы работы
Тема 1. «Основные понятия и законы химии»	Уравнение химической реакции. Коэффициенты в уравнениях химической реакции, индексы в химической формуле. Размеры и массы атомов. Относительная атомная и относительная молекулярная масса. Современная система атомных масс. Количество вещества и количество вещества эквивалента.	4	Подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной работе 1
Тема 2. «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»	Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Определение заряда электрона и массы электрона. Радиоактивность. Заряд ядра как основная характеристика атома. Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Современная формулировка периодического закона. Периодическая система как естественная система элементов.	4	Подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной работе 1

	Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s-, p-, d-, f- семейств. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Периодически и не периодически изменяющиеся свойства элементов.		
Тема 3. «Химическая связь»	Дипольные моменты связи. Эффективный заряд атома в молекуле. Свойства ковалентной связи. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства вещества. Роль водородной связи в биологических процессах. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.	2,75	Подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной работе 1
Тема 4. «Классификация и свойства неорганических соединений»	Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Трехэлементные соединения. Интерметаллические соединения. Классификация сложных веществ по функциональным признакам.	4	Подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной работе 2
Тема 5. «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»	Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, микрогетерогенный, автокатализ, положительный и отрицательный катализ, понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов. Использование катализаторов в промышленности. Катализаторы в обратимых процессах. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.	4	Подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной работе 3
Тема 6. «Энергетика и направленность химических процессов»	Применение термодинамических функций для характеристики реакционной способности веществ и оценке возможности протекания химических реакций.	4	Подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной работе 3
Тема 7. «Растворы. Теория электролитической диссоциации.»	Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента,	4	Подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной

Процессы гидролиза»	молярная доля, молярность. Смещение ионных равновесий. Действие одноименного иона. Электростатическое взаимодействие между ионами. Кажущаяся степень диссоциации. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора. Значение гидролиза в качественном анализе. Амфотерность гидроксидов. Теория амфотерности. Значение амфотерности в качественном анализе.		работе 4
Тема 8. «Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз»	Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение. Химические источники тока. Коррозия химическая и электрохимическая. Способы защиты металлов от коррозии.	4	Подготовка к собеседованию, тестированию
Тема 9. «Комплексные соединения»	Основные положения координационной теории Вернера. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Изомерия комплексных соединений: гидратная, координационная, геометрическая, изомерия положения (солевая изомерия), ионизационная, оптическая. Кислотно-основные свойства комплексных соединений. Окислительно-восстановительные свойства комплексов.	4	Подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной работе 5

5.3. Виды и формы письменных работ, предусмотренных при освоении дисциплины, выполняемые обучающимися самостоятельно: тестирование, контрольная работа.

Методические указания по оформлению выполненных индивидуальных заданий

1. Задания, выполненные небрежно, неразборчиво, без соблюдения требований по оформлению возвращается студенту без проверки с указанием причин возврата на титульном листе.

2. Сдача выполненного задания может проводиться на выделенном одном занятии в рамках часов учебной дисциплины, либо по договоренности с преподавателем. Сдача выполненного задания студентом предусматривает объяснения проделанного задания и ответы на вопросы. Общая оценка выставляется с учетом оценок за работу, умение вести дискуссию и ответы на вопросы.

3. При оценивании работы будут учитываться следующие пункты: знание и понимание проблемы; умение систематизировать и анализировать материал, четко и обоснованно формулировать выводы; самостоятельность, способность к определению собственной позиции по проблеме и к практической адаптации материала; аккуратность оформления.

Методические рекомендации по подготовке к занятиям

Так как содержание данной дисциплины достаточно объемное, успешное освоение дисциплины возможно при систематической серьезной подготовке к каждому занятию. При подготовке к занятиям необходимо использовать несколько учебных пособий, так как это позволит создать более полное представление по изучаемой теме.

6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В соответствии с требованиями ФГОС ВПО по направлению подготовки реализация компетентностного подхода предусматривает использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий (деловых и ролевых игр, разбор конкретных ситуаций, диспуты, круглые столы и пр.) в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития требуемых компетенций обучающихся.

6.1. Образовательные технологии

Таблица 5. Образовательные технологии, используемые при реализации учебных занятий

Тема дисциплины	Форма учебного занятия		
	Лекция	Практическое занятие, семинар	Лабораторная работа
Тема 1. Основные понятия и законы химии.	Обзорная лекция	Фронтальный опрос (собеседование), тестовый контроль	Не предусмотрено
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	Лекция	Собеседование, тестовый контроль	Не предусмотрено
Тема 3. Химическая связь	Лекция	Собеседование, тестовый контроль	Не предусмотрено
Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений	Лекция с заранее запланированными ошибками	Собеседование, тестовый контроль	Не предусмотрено
Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	Обзорная лекция	Собеседование, тестовый контроль	Не предусмотрено
Тема 6. Энергетика и направленность химических процессов	Обзорная лекция	Собеседование, тестовый контроль	Не предусмотрено
Тема 7. Растворы. Теория электролитической диссоциации	Проблемная лекция	Собеседование, тестовый контроль	Не предусмотрено
Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	Проблемная лекция	Собеседование, тестовый контроль	Не предусмотрено
Тема 9. Комплексные соединения	Лекция	Собеседование, тестовый контроль	Не предусмотрено

Учебные занятия по дисциплине могут проводиться с применением информационно-телекоммуникационных сетей при опосредованном (на расстоянии) интерактивном взаимодействии обучающихся и преподавателя в режимах online и/или offline в формах: видео-лекций, лекций-презентаций, видеоконференции, собеседования в режиме чат, форума, чата, выполнения виртуальных практических и/или лабораторных работ и др.

6.2. Информационные технологии

Использование возможностей интернета в учебном процессе (использование сайта преподавателя (рассылка заданий, предоставление выполненных работ, ответы на вопросы, ознакомление обучающихся с оценками и т. д.));

Использование электронных учебников и различных сайтов (например, электронных библиотек, журналов и т. д.) как источников информации;

Интернет-ресурсы www.asu-edu.ru (представлены учебно-методические материалы для усвоения студентами курса;

Электронный образовательный ресурс по курсу «Химия», представленный на платформе MOODLE по адресу <http://moodle.asu-edu.ru>

Для оперативной связи со студентами предполагается возможность использования электронной почты преподавателя и общего чата в ВК.

6.3. Программное обеспечение, современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

6.3.1. Программное обеспечение

Наименование программного обеспечения	Назначение
Adobe Reader	Программа для просмотра электронных документов
Платформа дистанционного обучения LMS Moodle	Виртуальная обучающая среда
Mozilla FireFox	Браузер
Microsoft Office 2013, Microsoft Office Project 2013, Microsoft Office Visio 2013	Пакет офисных программ
7-zip	Архиватор
Microsoft Windows 10 Professional	Операционная система
Kaspersky Endpoint Security	Средство антивирусной защиты
Google Chrome	Браузер
Notepad++	Текстовый редактор
OpenOffice	Пакет офисных программ
Opera	Браузер
VLC Player	Медиапроигрыватель

6.3.2. Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Универсальная справочно-информационная полнотекстовая база данных периодических изданий ООО «ИВИС» <http://dlib.eastview.com>

Электронные версии периодических изданий, размещённые на сайте информационных ресурсов www.polpred.com

Электронный каталог Научной библиотеки АГУ на базе MARK SQL НПО «Информ-систем» <https://library.asu-edu.ru/catalog/>

Электронный каталог «Научные журналы АГУ» <https://journal.asu-edu.ru/>

Корпоративный проект Ассоциации региональных библиотечных консорциумов (АРБИКОН) «Межрегиональная аналитическая роспись статей» (МАРС) – сводная база данных, содержащая полную аналитическую роспись 1800 названий журналов по разным отраслям знаний. <http://mars.arbicon.ru>

Справочная правовая система КонсультантПлюс. <http://www.consultant.ru>

7. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

7.1. Паспорт фонда оценочных средств.

При проведении текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине «Химия» проверяется сформированность у обучающихся компетенций, указанных в разделе 3 настоящей программы. Этапность формирования данных компетенций в процессе освоения образовательной программы определяется последовательным освоением дисциплин (модулей) и прохождением практик, а в процессе освоения дисциплины – последовательным достижением результатов освоения, содержательно связанных между собой тем.

Таблица 6. Соответствие тем дисциплины, результатов обучения по дисциплине и оценочных средств

Контролируемые разделы дисциплины	Код контролируемой компетенции	Наименование оценочного средства
Тема 1. Основные понятия и законы химии	ОПК-1	Контрольная работа 1, собеседование, тестирование
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	ОПК-1	Контрольная работа 1, собеседование, тестирование
Тема 3. Химическая связь	ОПК-1	Контрольная работа 1, собеседование, тестирование
Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений	ОПК-1	Контрольная работа 2, собеседование, тестирование
Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	ОПК-1	Контрольная работа 3, собеседование, тестирование
Тема 6. Энергетика и направленность химических процессов	ОПК-1	Контрольная работа 4, собеседование, тестирование
Тема 7. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Процессы гидролиза	ОПК-1	Контрольная работа 4, собеседование, тестирование
Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз	ОПК-1	Собеседование, тестирование

Тема 9. Комплексные соединения	ОПК-1	Контрольная работа 5, собеседование, тестирование
--------------------------------	-------	---

7.2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций, описание шкал оценивания

Таблица 7. Показатели оценивания результатов обучения в виде знаний

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует глубокое знание теоретического материала, умение обоснованно излагать свои мысли по обсуждаемым вопросам, способность полно, правильно и аргументированно отвечать на вопросы, приводить примеры
4 «хорошо»	демонстрирует знание теоретического материала, его последовательное изложение, способность приводить примеры, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует неполное, фрагментарное знание теоретического материала, требующее наводящих вопросов преподавателя, допускает существенные ошибки в его изложении, затрудняется в приведении примеров и формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	демонстрирует существенные пробелы в знании теоретического материала, не способен его изложить и ответить на наводящие вопросы преподавателя, не может привести примеры

Таблица 8. Показатели оценивания результатов обучения в виде умений и владений

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы
4 «хорошо»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует отдельные, несистематизированные навыки, испытывает затруднения и допускает ошибки при выполнении заданий, выполняет задание по подсказке преподавателя, затрудняется в формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	не способен правильно выполнить задания

7.3. Контрольные задания и иные материалы, необходимые для оценки результатов обучения по дисциплине

Тема 1. Основные понятия и законы химии

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

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 $20 \text{ }^\circ\text{C}$.
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. Определите давление кислорода, если $0,1 \text{ кг}$ этого газа находится в сосуде объемом $0,02 \text{ м}^3$ при 20°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 $5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ 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. Что называют молярной массой эквивалента? Чему она равна для кислот и оснований в реакциях полной нейтрализации?
11. Что называют количеством вещества эквивалента? Чему равна эта величина для $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 (в реакциях полной нейтрализации), BaCl_2 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, взятых количеством вещества 1 моль?
12. Для растворения металла массой $16,86 \text{ г}$ потребовалась серная кислота массой $14,7 \text{ г}$. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

1. Фактор эквивалентности соли
 - 1) 1/основность
 - 2) 1/число катионов \times валентность катионов
 - 3) 1/кислотность
 - 4) 1/число атомов элемента \times валентность элемента
2. Фактор эквивалентности кислоты
 - 1) 1/кислотность
 - 3) 1/число атомов элемента \times валентность элемента
 - 2) 1/основность
 - 4) 1/число катионов \times валентность катионов
3. Плотность газа по гелию равна 11, плотность газа по неону
 - 1) 2,2
 - 2) 1,1
 - 3) 20
 - 4) 44
4. При сгорании $4 \cdot 10^{-6} \text{ кг}$ углерода число молекул CO_2 равно
 - 1) 2×10^{21}
 - 2) 2×10^{20}
 - 3) 2×10^{22}
 - 4) 2×10^{23}
5. Гидрид одновалентного металла содержит 12,5% водорода по массе.
 - 1) серебро
 - 2) натрий
 - 3) литий
 - 4) золото
6. Один моль воды при н.у. занимает объем
 - 1) 18 мл
 - 2) 118 л
 - 3) 22,4 л
 - 4) 22,4 мл
7. Масса (в граммах) 0,25 моль оксида лития
 - 1) 5,75
 - 2) 6,2
 - 3) 7,5
 - 4) 9,25
8. Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди (II)
 - 1) 0,3
 - 2) 3,35
 - 3) 0,2
 - 4) 5

Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

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. Квантовые числа. Их физический смысл.
4. Правила распределения электронов в атоме.
5. Что называют энергией ионизации? Какая величина имеет с ней одинаковое числовое значение? В каких единицах они измеряются?
6. Чему равно число всех возможных ионизационных потенциалов для данного атома и что является причиной увеличения их значений в ряду: $I_1 < I_2 < I_3 \dots$?
7. Как зависит величина ионизационного потенциала от значения для электрона главного квантового числа и чем эта зависимость обусловлена?
8. Как можно по экспериментально найденным ионизационным потенциалам установить наличие в атоме электронных слоев и число электронов, которые они содержат? Покажите это, пользуясь значениями этих величин для бериллия: $I_1=9,3$; $I_2=18,2$; $I_3=153,7$ и $I_4=217$ эВ.
9. Как должны отличаться друг от друга ионизационные потенциалы атомов: а) натрия и хлора, б) калия и криптона, в) бериллия и бария?
10. 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?
11. Какой вывод можно сделать о свойствах элемента по значению для него ионизационного потенциала и сродства к электрону?
12. Что называют абсолютной и относительной электроотрицательностью? Как по значению этой величины можно, судить о направлении смещения электронной плотности при образовании связей?
13. Что называют степенью окисления элемента и чему равна их общая сумма в молекуле и ионе?
14. Какая степень окисления должна быть более характерна для элемента при высоких или низких значениях его ЭО?
15. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

Вариант № 1

1. Изоэлектронные атомы и ионы

1) Fe^{2+} , Co^{3+}	2) Co , Ni^{2+}
3) Fe^{2+} , Fe^{3+}	4) Co^{2+} , Mn
2. Электронная емкость f-подуровня

1) 14	2) 6	3) 18	4) 10
-------	------	-------	-------
3. Энергия сродства к электрону в периоде

1) не изменяется	2) уменьшается
3) увеличивается	4) остаются постоянной
4. Разрешенный набор квантовых чисел электрона

1) $n = 3, l = 0, m = 1$	2) $n = 2, l = 1, m = 0$
3) $n = 3, l = 2, m = -1$	4) $n = 3, l = 2, m = 3$
5. Наименьший радиус имеет ион

1) Cs^-	2) Ba^{2+}	3) Te^{2-}	4) I^-
-----------	--------------	--------------	----------

6. Модель атома, созданная Э. Резерфордом, называется *****
7. Число уровней у атома определяется ***** квантовым числом
8. Энергия отрыва электрона от атома называется энергией *****
9. Если электрон делает выбор между 4d и 5s атомной орбиталью, то атом содержит ***** электронов
10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами
- | | |
|-------------------------------|--------------------|
| 1: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ | А: Na^+ |
| 2: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ | Б: N |
| 3: $1s^2 2s^2 2p^6$ | В: S^{2-} |
| 4: $1s^2 2s^2 2p^3$ | Г: Al |
11. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах
- | | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| А: 5s | Б: 4d | В: 3d | Г: 5p | Д: 6s | Е: 4p |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
12. Полный и эффективный заряды равны у атома
- | | | | | |
|------|-------|-------|-------|------|
| 1) H | 2) He | 3) Li | 4) Be | 5) B |
|------|-------|-------|-------|------|

Вариант № 2

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

Тема 3. Химическая связь

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

Ковалентная связь

1. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух атомов, которые её образуют? Покажите и объясните на примере молекулы H_2 , зная, что $r(H) = 0,053 \text{ нм}$, а $d(H-H) = 0,074 \text{ нм}$.
2. Почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной пяти, а у азота такое состояние отсутствует?
3. В рамках теории ВС объяснить, почему у большинства р-элементов с переменной валентностью её значения различаются на 2?
4. Для каких элементов, имеющих электронные конфигурации внешнего слоя атома $3s^2p^2$, $4s^2p^3$, $5s^2p^4$, $6s^1p^5$ характерны переменная чётная и переменная нечётная валентность?
5. На основании разности электроотрицательности атомов элементов укажите, как изменяется степень ионности связи в соединениях HF, HCl, HBr, HI?
6. Как согласовать малую полярность связи в молекуле CO ($\mu = 3,33 \cdot 10^{-31} \text{ Кл}\cdot\text{м}$) со значительным различием в ЭО C и O ЭО(C) = 2,5; ЭО(O) = 3,5.
7. Установить пространственную структуру следующих молекул:
 - a) COS, COCl₂, CF₄, SiF₆²⁻;
 - b) NH₃, NO₂⁻, PH₃, PO₄³⁻;
 - c) H₂S, SCl₂, SF₄, SO₂F₂;
 - d) Cl₂O, ClO₃⁻, ClO₄⁻, IO₆⁵⁻.
8. Покажите влияние неподелённых электронных пар на форму молекул BrF₃, SF₄, ICl₄⁻, IF₅.

Ионная связь

1. Температура плавления CaCl₂ = 780°C, CdCl₂ = 560°C; радиус Ca равен 0,104 нм, Cd – 0,09 нм. Объяснить различие температур плавления.
2. При переходе от CsF к CsI температура плавления кристаллов уменьшается. Объяснить наблюдаемый ход изменения температуры плавления.
3. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость AuCl₃ в сравнении с AuCl.
4. BaCl₂ в водных растворах диссоциирует полностью, а HgCl₂ почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.

Межмолекулярное взаимодействие

1. Чем объясняется разность температур кипения азота (-195,8°C), кислорода (-183°C) и фтора (-187,9°C)? Почему намного отличается от них температура кипения хлора (-34°C)?
2. Чем объяснить разную энергию водородных связей.
3. Как и почему изменяется агрегатное состояние простых веществ при комнатной температуре в ряду фтор – йод. Какое агрегатное состояние должен иметь астат?
4. Чем объяснить, что температура плавления воды значительно выше температуры плавления фтороводорода (-83°C), хотя дипольный момент молекулы воды ($0,61 \cdot 10^{-29} \text{ Кл}\cdot\text{м}$) меньше, чем молекулы HF ($0,636 \cdot 10^{-29} \text{ Кл}\cdot\text{м}$).

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

Вариант № 1

1. В ряду водородных соединений элементов VI A группы: H₂O – H₂S – H₂Se полярность связи Э – Н
 - 1) увеличивается
 - 2) не изменяется
 - 3) уменьшается
 - 4) сначала уменьшается, потом увеличивается
2. Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой

2. Напишите электронно-графические формулы: Pd, Zr⁺², S⁻², Fm.
3. Энергия ионизации при последовательном отрыве электрона от атомов Mg составляет: E₁=733, E₂=1447 и E₃=7718 кДж/моль. Чем объяснить резкое возрастание E₃?
4. К 50 мл смеси в 2-х оксидах углерода добавили 100 мл кислорода и подожгли. В результате реакции общий объем газов уменьшился на 10%. Все объемы газов измерялись при одинаковых условиях. Определите объемный состав исходной смеси.

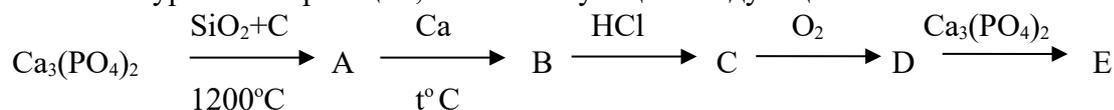
Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

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 N₂O₅, N₂O₃ и NO₂?
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, Cr₂O₃, CrO₃.
7. У какого из двух оксидов основные свойства выражены сильнее: FeO или Fe₂O₃; SnO или SnO₂; ZnO или CdO; SnO или PbO; BeO или CaO; As₂O₃ или Bi₂O₃?
8. В каких случаях два оксида могут взаимодействовать друг с другом и какие соединения при этом образуются?
9. Какие оксиды и на каком основании могут быть отнесены также и к классу солей? Приведите соответствующие примеры.
10. Формулами каких солей может быть формально выражен состав таких минералов, как шпинели, гаусманит, магнетит? К какому классу следует отнести эти соединения?
11. Как получить оксиды CuO, CO₂, SO₂, P₂O₅, Fe₂O₃, MgO из простых и сложных веществ?
12. Получите по два оксида из различных исходных веществ: а) кислот, б) оснований, в) солей.
13. Какой оксид можно получить из каждой кислоты следующего ряда: HClO₄, H₂MoO₄, H₂Cr₂O₇?
14. Как получить оксид цинка из: а) металла, б) минералов галмея ZnCO₃ и цинковой обманки ZnS?
15. Через какой промежуточный продукт, легко разлагающийся при нагревании, можно получить оксид металла из его соли? Покажите это на примерах: FeCl₃→Fe₂O₃; Al(CH₃COO)₃→Al₂O₃; CuSO₄→CuO; MnBr_a→MnO. Как можно для одного и того же элемента из одного оксида получить другой.
16. Какие соли называют гидроксолями? Как их можно получить, если исходным веществом является гидроксид или соль, например Mn(OH)₂ и Fe₂(SO₄)₃?
17. Напишите графические формулы: гидроксобромида марганца (II); гидроксокарбоната магния; гидроксонитрата алюминия; тригидроксофосфата кальция.
18. В чем гидроксоли проявляют сходство: с основаниями, с солями? Покажите это уравнениями соответствующих реакций.
19. Приведите примеры элементов, которые вместо гид-роксолей образуют оксоли. За счет чего это происходит? Напишите графические формулы: хлорида оксосурьмы(III); сульфата оксотитана; хлорида диоксоурана.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 2**Вариант № 1**

- 1 г некоторого металла соединяется с 8,89 г брома и с 1,78 г серы. Найдите эквивалентные массы брома и Me, зная, что эквивалентная масса серы 16,0 г/моль.
2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:



3. Напишите графические формулы соединений и дайте их названия: H_2O_2 , SnO_2 , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, NaH_2AsO_4 .
4. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:
 $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN} \rightarrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$

Вариант № 2

1. Определите массу серы, образующейся при взаимодействии сероводорода количеством вещества эквивалента 0,01 моль с избытком концентрированной HNO_3 .
2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \leftarrow \text{X}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
3. Составьте формулы (эмпирические графические) всех возможных солей образованных гидроксидом магния и хромовой кислотой. Дайте названия солям.
4. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:
 $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{SrSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$

Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие**ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ**

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/моль²·мин⁻¹. Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшается на 0,1 моль.
3. Разложение N_2O на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению: $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$ Константа скорости данной реакции равна $5 \cdot 10^{-4}$ л/моль·мин при 1173 К. Начальная концентрация N_2O 3,2 моль/л. Определите скорость реакции при заданной температуре в начальный момент и в тот момент, когда разложится 25 % N_2O .
4. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $\text{C}(\text{NO}) = 0,8$; $\text{C}(\text{O}_2) = 0,6$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота до 1,2 моль/л?
5. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ $K = 0,26$. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,28 моль/л. Вычислите равновесную и первоначальную концентрации N_2O_4 . Какая массовая доля в % этого вещества продиссоциировала к моменту установления равновесия?
6. При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции $\text{Cl}_2 + \text{CO} = \text{COCl}_2$. Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации равны (моль/л): $\text{C}(\text{Cl}_2) = 2,5$; $\text{C}(\text{CO}) = 1,8$; $\text{C}(\text{COCl}_2) = 3,2$.
7. Химическое равновесие реакции $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ установилось при концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $\text{C}(\text{COCl}_2) = 10$; $\text{C}(\text{CO}) = 2$; $\text{C}(\text{Cl}_2) = 4$. В равновесную

систему добавили хлор в количестве 4 моль/л. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения равновесия.

8. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ равны (моль/л): $C(\text{кислоты}) = 0,02$; $C(\text{спирта}) = 0,32$; $C(\text{эфира}) = 0,08$; $C(\text{воды}) = 0,08$. Какими стали равновесные концентрации после смещения равновесия вследствие увеличения концентрации $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в 4 раза?

Тема 6. Энергетика и направленность химических процессов

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

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. Энтропия связана с термодинамической вероятностью реализации данного состояния
5. В изолированной системе все самопроизвольные процессы протекают в сторону увеличения беспорядка. Как изменяется при этом энтропия?
6. Как изменяется энтропия системы за счет прямой и обратной реакций при синтезе аммиака?
7. Как изменяется энтропия системы с повышением температуры, в реакциях синтеза и разложения веществ?
8. Как влияет на энтропию системы образование газообразных продуктов?
9. Чему равна энтропия идеального кристалла при абсолютном нуле?
10. Как изменяется энтропия системы при испарении, конденсации, увеличении давления, фазовых переходах?
11. Почему при плавлении вещества температура остается постоянной несмотря на то, что в это время теплота к системе подводится?
12. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса?
13. Какую тенденцию системы выражает: а) энтальпийный фактор, б) энтропийный фактор? Какая функция состояния системы дает количественную характеристику одновременного влияния того и другого фактора? Каким уравнением это выражается?
14. Что называют энергией Гиббса? Каким образом изменение этой величины (ΔG) указывает на термодинамическую возможность или невозможность самопроизвольного протекания процесса? Какое значение ΔG определяет равновесное состояние системы?
15. При каком соотношении ΔH и $T\Delta S$: а) система находится в равновесии, б) химический процесс направлен в сторону экзотермической или эндотермической реакции?
16. Энтальпийным или энтропийным фактором определяется направление химических реакций при очень низких температурах?
17. Возможно ли самопроизвольное протекание прямой реакции, если при положительном значении ΔS : а) $\Delta H > 0$, б) $|\Delta H| > |T\Delta S|$?
18. Стандартная теплота образования NH_3 и PH_3 равна соответственно $-46,2$ и $+5,0$ кДж/моль. Какой следует сделать вывод из этих данных об относительной устойчивости молекул NH_3 и PH_3 ?

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ (темы 5, 6)

Вариант № 1

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$ при увеличении давления в 3 раза
- 1) в 9 раз 2) в 8 раз 3) в 6 раз 4) в 3 раз

3) -335,5 кДж/моль

4) -326,4 кДж/моль

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

9. Смещение химического равновесия определяется принципом *****.

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

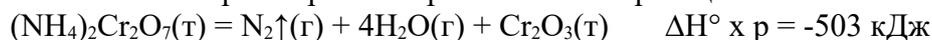
КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 3 (темы 5-6)

Вариант № 1

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)}$, если: а) увеличить давление в системе в 3 раза; б) уменьшить объем системы в 3 раза; в) повысить концентрацию NO в три раза?

2. Найти константу равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, если начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия диссоциировало 50 % N_2O_4 .

3. Дихромат аммония при нагревании разлагается по реакции:



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

4. Определите ΔH°_{298} и ΔU системы: $4\text{NH}_3(г) + 3\text{O}_2(г) = 2\text{N}_2(г) + 6\text{H}_2\text{O}(ж)$

Вариант № 2

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

2. В начальный момент протекания реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ концентрации были равны (моль/л): $c(\text{N}_2) = 1,5$; $c(\text{H}_2) = 2,5$; $c(\text{NH}_3) = 0$. Каковы концентрации азота и водорода при концентрации аммиака 0,5 моль/л?

3. При восстановлении 80 г оксида железа (III) алюминием выделится 426,3 кДж тепла. При сгорании 5,4 г металлического алюминия выделится 167,3 кДж тепла. На основании этих данных, используя закон Гесса, вычислите энергетический эффект при образовании 1 моль оксида железа (III).

4. При растворении 1 моль цинка в разбавленной серной кислоте при 20°C выделяется 143,1 кДж теплоты. Одновременно выделяется 1 моль водорода, при чем против внешнего давления совершается работа. Определите изменение внутренней энергии.

Тема 7. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Процессы гидролиза

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

1. Растворив 3 г сплава меди с серебром в концентрированной азотной кислоте, получили 7,34 г смеси нитратов меди и серебра. Определить массовые доли металлов в сплаве.

2. 1 г сплава магния с алюминием выделили из соляной кислоты 1,27 л водорода (при 25 °C и 100 кПа). Вычислите процентный состав сплава

3. Какая масса железного колчедана FeS_2 необходима для получения 490 т серной кислоты в результате трехстадийного синтеза. Выходы продуктов в 1 стадии 85% , во 2 – 80% , а в 3 – 98%.

4. Для нейтрализации 3,78 г кислоты израсходовано 120 мл 0,5 н раствора едкого натра. Определите эквивалентную массу кислоты.

5. Рассчитайте массу 30%-ного водного раствора азотной кислоты, которую теоретически можно получить, имея в распоряжении 56 м³ (н.у.) аммиака. Все остальные вещества, необходимые для промышленного синтеза азотной кислоты, даны в избытке.

6. Определить массу ацетата меди $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, которую необходимо растворить в 180 г 9,1% раствора ацетата меди, чтобы образовался 17,29%-ный раствор ацетата меди.
7. Какова нормальная концентрация 59,24%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,49 \text{ г/см}^3$).
8. К раствору нитрата алюминия массой 200 г с массовой долей 15% добавили 7,8 г калия. Вычислите массовые доли веществ в образовавшемся растворе.
9. Какой объем 0,1 н азотной кислоты можно приготовить из 0,7 л раствора азотной кислоты с массовой долей 30% ($\rho = 1180 \text{ кг/м}^3$)?
10. Какие вещества называют электролитами? Чем отличаются их водные растворы от растворов неэлектролитов?
11. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определения. Какую из них и почему называют постоянной величиной?
12. На какие группы условно делят электролиты по величине степени их диссоциации? Приведите примеры представителей этих групп.
13. Как и почему влияет на степень диссоциации слабого электролита введение в его раствор одноименного иона и разбавление раствора?
14. Почему константа электролитической диссоциации является более удобной характеристикой электролита по сравнению со степенью диссоциации?
15. Как зависит степень диссоциации электролита от константы диссоциации и концентрации? Вывести соответствующую формулу.
16. В растворе, какой кислоты степень диссоциации кислоты наибольшая 0,1М CH_3COOH , 0,1М HCOOH , 0,1М HCN .
17. Как изменится степень диссоциации 0,1М CH_3COOH при добавлении к раствору кислоты: а) 0,1М CH_3COONa ; б) 0,1М HCl ?
18. Записать реакции автопротолиза воды и растворителя HSolv и выражение для констант автопротолиза. Каково значение pH дистиллированной свежеперегнанной воды при 25°C? Как изменится pH воды при повышении температуры?
19. В каком из следующих растворов: а) 0,1М NaOH ; 0,1М NH_3 ; 0,1М $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$; б) 0,1М HCl ; 0,1М CH_3COOH ; 0,1 М HCOOH – значение pH будет наибольшим?
20. В каком из следующих растворов: а) 0,1М HCOOH ; 0,01М HCOOH ; 0,001М HCOOH – значение pH будет наибольшим? Привести формулу для расчёта равновесной концентрации ионов водорода в растворе кислоты.
21. Какой процесс следует считать доминирующим при расчёте равновесной концентрации ионов водорода в водном растворе H_3PO_4 : а) диссоциацию H_3PO_4 по первой ступени; б) диссоциацию H_3PO_4 по второй ступени; в) диссоциацию H_3PO_4 по третьей ступени; г) диссоциацию кислоты по схеме: $\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
22. Какие растворы поддерживают постоянным заданное значение pH? Привести примеры.
23. Вывести формулу для расчёта pH: а) ацетатного буферного раствора; б) аммонийного буферного раствора.
24. Как изменится pH, если к 0,1 М раствору NH_3 добавить равный объём: а) 0,1М NaOH ; б) 0,1 М CH_3COOH ; в) 0,1М NH_4Cl ?
25. Для растворов каких солей pH имеет такое же значение, как для воды? Покажите это на примере NaCl и $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
26. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение: NaNO_3 или NaNO_2 , CH_3COOK или $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, KClO или KClO_3 ?
27. Какую реакцию (кислую, нейтральную или щелочную) имеет раствор соли, образованной: а) сильным основанием и слабой кислотой; б) слабым основанием и сильной кислотой? Привести примеры.
28. Какую среду имеют растворы солей KClO_4 , NaClO , HCOONH_4 , CuBr_2 . Объясните.

29. Какую среду имеют разбавленные растворы солей: NaCN , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, KMnO_4 ? Объясните.

30. Всегда ли нейтральность раствора соли указывает на отсутствие гидролиза? Объясните.

31. Какие из солей не подвергаются гидролизу, и если подвергаются, то по какому типу: K_2SO_4 , Na_2Se , BaS , RbNO_3 , ZnCl_2 , K_2SO_3 , KClO_3 , HCOOK , NaClO_4 , KBrO ?

32. Для каких солей гидролиз проходит ступенями? Чем определяется их число и как изменяется интенсивность гидролиза от первой ступени к последней?

33. Что называют константой гидролиза K_z . Зависит ли эта величина от: природы соли, концентрации раствора, температуры? Чем определяется большее или меньшее значение K_z для различных солей?

34. Почему при смешении водных растворов сульфата алюминия и сульфида натрия, а также растворов нитрата алюминия и карбоната калия в осадок выпадает одно и то же вещество?

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

Вариант № 1

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

Концентрация полученного раствора

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

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

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

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

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

4. Кислотность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду

- 1) нитрат калия, силикат калия
2) бромид кальция, бромид алюминия
3) хлорид калия, фторид калия
4) хлорид лития, хлорид калия

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

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

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

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

7. 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) $1,74 \cdot 10^{-4}$

8. 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) $4,74 \cdot 10^{-5}$

9. Активная концентрация анионов $a_{\text{он}^-}$ в 0,01М раствора гидроксида калия KOH , учитывая ионную силу раствора равна

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

10. Константа гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1М 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

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

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 4**Вариант № 1**

1. Раствор содержит 0,1 моль CaCl_2 и 0,1 моль AlCl_3 в 2,5 л раствора. Какова молярная концентрация иона Cl^- в растворе?
2. Какой объём 0,2 н раствора щелочи потребуется для осаждения в виде гидроксида железа (III) всего железа, содержащегося в 100 мл 0,5 н раствора хлорида железа (III).
3. Написать гидролиз солей AlCl_3 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, KI , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
4. Найдите значение рН, константу и степень гидролиза соли, если концентрация раствора KClO 0,001 моль/л.
5. Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации рН больше или меньше. Ответ обоснуйте исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов: CH_3COONa и $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

Вариант № 2

1. Раствор содержит 0,1 моль-эквивалентов $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ в 200 мл раствора. Какова молярная концентрация ионов NH_4^+ в растворе?
2. Какой объём 2 М раствора карбоната натрия надо взять для приготовления 1 л 0,25 н раствора?
3. Написать гидролиз солей FeBr_2 , $\text{Ca}(\text{HS})_2$, KClO_4 , CuCl_2 , NaNO_3 .

4. Найдите значение pH , константу и степень гидролиза соли, если концентрация раствора $NaHCO_3$ 0,001 моль/л.

5. Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации pH больше или меньше. Ответ обоснуйте исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов: $HCOONa$ и $HCOONH_4$.

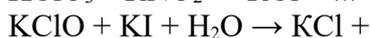
Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

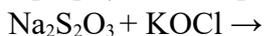
1. Что называют сопряженной окислительно-восстановительной парой и сколько их должно участвовать в окислительно-восстановительной реакции? Чему соответствует каждая из них?

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. Напишите уравнения полуреакций и ионно-молекулярные уравнения, которыми могут быть выражены процессы окисления и восстановления в водных растворах, идущих по следующим схемам:



5. Напишите уравнения реакций, и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом:



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

7. Какие электрохимические процессы протекают на электродах при электролизе расплавов электролитов? Приведите примеры.

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

9. 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.

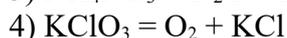
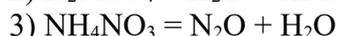
10. При каких условиях и из каких солей, возможно, получить с помощью электролиза одновременно щелочь и кислоту?

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

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

Вариант № 1

1. Реакция диспропорционирования



2. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

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

3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции

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

4. Установить соответствие

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

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

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

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

Вариант № 2**1. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления**

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

2. Реакция диспропорционирования

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

3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции

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

4. Установить соответствие

- | | |
|---|--|
| 1: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | А: $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 2: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | Б: $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ |
| 3: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ | В: $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| | Г: $\text{MnSO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |

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

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

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

Тема 9. Комплексные соединения**ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ**

- Какие соединения можно отнести к комплексным?
- 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. Какую геометрическую конфигурацию имеет комплексный ион при значении координационного числа комплексообразователя 2, 4, 6? Укажите соответствующие типы гибридизации орбиталей.

12. Какие комплексные соединения называются внешнеорбитальными и внутриорбитальными? Чем объясняется их различная прочность?

13. Какие комплексы называют высокоспиновыми и низкоспиновыми? Укажите параметры, которые являются для них общими и различными.

Групповое практическое задание:

(работа в группах 3-4 человека)

1. Разделение вопросов для обсуждения.

1. Основные положения координационной теории Вернера.
2. Номенклатура комплексных соединений.
3. Изомерия комплексных соединений:
4. Природа химической связи в комплексных соединениях.

2. Распределение ролей. Состав группы:

Докладчик представляет основной доклад по своему вопросу

Содокладчик отвечает на вопросы представителей других групп по представленному докладу, отстаивает позицию своей группы.

Оппонент кратко пересказывает позицию докладчика из другой группы, находит ее уязвимые, спорные места или ошибки, задает вопросы представителям других групп.

Эксперт оценивает работу каждого участника.

3. Организационный этап:

Напоминание правил преподавателем, установление регламента (в роли хронометриста преподаватель, представление и обсуждение докладов).

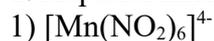
4. Рефлексивный этап:

Обсуждение результатов

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

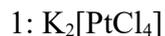
Вариант № 1

1. Парамагнитный низкоспиновый внутриорбитальный

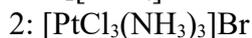




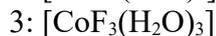
2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли



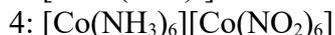
А: тетрахлороплатинат (II) калия



Б: бромид триамминтринитрохлороплатины (IV)



В: триакватрифторокобальт

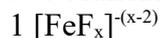


Г: гексанитрокобальтат (III) гексаамминкобальта (III)

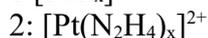
Д: дихлоротетраамминникеля

Е: гексацианоферрат(II) калия

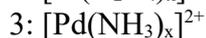
3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом



А: 6



Б: 4



В: 5

Г: 7

Д: 3

4. Если раствор содержит 0,05 моль/л $\text{K}_2[\text{Ag}(\text{CN})_3]$ и 0,05 моль KCN,

$K_{\text{н}} = 1 \cdot 10^{-21}$, то концентрация ионов серебра в моль/л # # #

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

Вариант № 2

1. Парамагнитный высокоспиновый внутриорбитальный



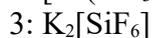
2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли



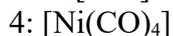
А: гексацианоферрат(III) калия



Б: хлорид тетраамминникеля(II)



В: гексафторосиликат (IV) калия



Г: тетракарбонилникель

Д: дихлоротетраамминникеля

Е: гексацианоферрат(II) калия

3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом



А: 4



Б: 6



В: 5

Г: 7

Д: 3

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

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

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 5

Вариант № 1

1. Назвать комплексные соединения: $\text{Na}_3[\text{V}(\text{CNS})_6]$, $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cu}(\text{CNS})_2(\text{NH}_3)_2]$ (1 любой комплексный ион расписать по МВС).

2. Написать формулы: а) дицианоаргентат (I) калия; б) хлорид тетраамминоксоосмий (IV).

3. В каком растворе больше концентрация ионов Cd^{2+} в 0,1 М $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ или в 0,1 М $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$? Во сколько раз?

4. Образуется ли осадок сульфида кадмия, если к 0,1 М раствору соли $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ добавили равный объем 0,1 М раствора сульфида натрия?

Вариант № 2

1. Назвать комплексные соединения: $\text{Na}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{CNS})_2(\text{C}_2\text{O}_4)]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2]\text{SO}_4$, $\text{K}_4[\text{CrF}_6]$ (1 любой комплексный ион расписать по МВС).

2. Написать формулы: а) аквапентахлорорутенат (III) натрия; б) гексаамминхром (III) гексанитрокобальтат (III).

3. Вычислить концентрацию ионов Hg^{2+} в 0,1 М растворе $\text{K}_2[\text{HgCl}_4]$.

4. Рассчитайте, образуется ли осадок FeS , если к 0,2 М раствору $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ добавить равный объем 0,02 М раствора Na_2S .

Перечень вопросов и заданий, выносимых на экзамен

1. Что называют коэффициентом экранирования, полным и эффективным зарядом ядра? В каком соотношении они находятся друг к другу?
2. Что означает термин «проникновение» и почему это важно для понимания относительных энергий s-, p-, d- и f-электронов с одним и тем же главным квантовым числом.
3. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
4. В каких случаях геометрическая конфигурация молекул, определяемая типом гибридизации, реализуется: а) полностью; б) не полностью? Примеры.
5. Какое влияние оказывает неподеленная электронная пара на углы между связями? Покажите влияние разности электроотрицательности на величину валентного угла на примере молекул H_2O , OF_2 .
6. Как изменяются магнитные свойства и кратность связи молекул элементов 2 периода ПСМ?
7. BaCl_2 в водных растворах диссоциирует полностью, а HgCl_2 почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.
8. Чем объяснить, что перманганат способен в растворах с $\text{pH} = 5-6$ окислять иодиды (но не бромиды и хлориды), а в растворах с $\text{pH} = 3-5$ иодиды и бромиды (но не хлориды) и только в растворах с $\text{pH} = 1-3$ хлориды?
9. Почему литий, металл химически менее активный, чем натрий и калий, в ряду напряжений стоит впереди этих двух металлов?
10. Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, дайте ответ на вопрос: нитрат железа (II) или железа (III) образуется при взаимодействии железа с азотной кислотой. Напишите уравнение реакции.
11. Что является более сильным окислителем и почему HClO или NaClO , NaClO или NaIO , NaClO или NaClO_4 .
12. Покажите на примерах и объясните, как изменяются окислительно-восстановительные свойства соединений, элемента в зависимости от различных факторов.
13. Сравните окислительно-восстановительные свойства и устойчивость $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.
14. Как изменяется ЭСКП в ряду комплексов $\text{Co}^{3+}_{\text{в}} - \text{Co}^{2+}_{\text{в}} - \text{Co}^{2+}_{\text{н}} - \text{Co}^{3+}_{\text{н}}$ (индексами обозначены высоко- и низкоспиновые комплексы)? Какие из этого можно сделать выводы о прочности и окислительно-восстановительных свойствах указанных комплексов?
15. Три изомерных комплекса окрашены в красный, зеленый и желтый цвета. Какой из этих комплексов поглощает излучение с наибольшей энергией, если каждый из них дает только одну полосу поглощения в видимой области спектра. Какой комплекс поглощает излучение с самой низкой энергией?
16. Используя явление трансвлияния лигандов в комплексных соединениях платины (II), составьте уравнения реакций, с помощью которых можно получить транс- $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)(\text{CN})\text{Cl}_2]$, цис- $[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_2]$, транс- $[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})(\text{NO}_2)\text{Cl}_2]$, если исходным веществом является тетрахлоридо(II)платинат калия.

17. Сопоставить устойчивость Co^{2+} и Co^{3+} в виде гидроксидов и в виде водных растворов их сульфатов.
18. Для какого из ионов Cr^{2+} или Cr^{3+} выигрыш в энергии при образовании октаэдрических комплексов с одним и тем же лигандом слабого поля будет больше?
19. Как происходит расщепление энергетических уровней орбиталей под действием электростатического поля лигандов в случае комплексных соединений $\text{K}_2[\text{NiCl}_4]$ и $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$? Что такое энергия расщепления, от чего она зависит?
20. Почему комплексы Co (III) в основном октаэдрические и низкоспиновые, а комплексы Co (II) высокоспиновые, как это связано с изменением окислительно-восстановительных свойств ионов кобальта? Приведите примеры соответствующих комплексных соединений, их электронные конфигурации по методу ВС и МО.
21. Объясните, почему устойчивость аквакомплексов ванадия больше устойчивости аквакомплексов хрома?
22. Расчетные задачи по пройденным темам курса

Таблица 9. Примеры оценочных средств с ключами правильных ответов

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
<i>ОПК-1 Способен применять знания фундаментальных разделов наук о Земле, базовые знания естественнонаучного и математического циклов при решении стандартных задач профессиональной деятельности</i>				
1.	Задание закрытого типа	Выберите правильный ответ. Формула кристаллогидрата сульфата натрия, масса которого при обезвоживании уменьшилась на 47% 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 3) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 4) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	1	10
2.		Установите соответствие 1) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 2) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 3) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ а) $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ б) $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ в) $\text{K}_2\text{MnO}_4 +$	1 – а 2 – б 3 – в	2-3

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ г) $\text{MnSO}_4 + \text{KOH}$ $+ \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$		
3.		Выберите правильный ответ. Из 200 мл озонированного воздуха после разложения содержащегося в нем озона образовалось 216 мл газа. Объемная доля озона в исходной смеси (в %): 1) 32 2) 16 3) 8 4) 24	2	5-7
4.		Выберите правильный ответ. В гомогенной системе $\text{H}_{2(\Gamma)} + \text{I}_{2(\Gamma)} = 2\text{HI}_{(\Gamma)}$ 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	1	7-9
5.		Выберите правильный ответ. При попадании кислоты на кожу необходимо: 1) Смыть вещество сильной струёй	1	1-2

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		<p>воды, а затем промыть 2 %-ным раствором гидрокарбоната натрия.</p> <p>2) Промыть кожу 2 %-ным раствором гидрокарбоната натрия, а затем водой.</p> <p>3) Промыть кожу 2 %-ным раствором борной или уксусной кислоты, а затем водой.</p> <p>4) Смыть попавшую кислоту на кожу струёй воды</p>		
6.		<p>Выберите правильный ответ.</p> <p>Термическое разложение нитратов протекает по-разному в зависимости от свойств катиона соли. Установите соответствие:</p> <p>1) нитраты щелочных металлов</p> <p>2) нитраты металлов средней активности</p> <p>3) нитраты неактивных металлов</p> <p>а) нитриты металлов и кислород</p> <p>б) оксиды металлов, оксид</p>	<p>1 – а</p> <p>2 – б</p> <p>3 – в</p>	1-2

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		азота (IV) и кислород в) металлы, оксид азота (IV) и кислород		
7.		Выберите правильный ответ. sp^2 гибридизация реализуется полностью 1) SO_3 2) SO_2 3) CH_4 4) ClO^- 5) ClO_2^-	1	7-10
8.		Выберите правильный ответ. Обычно для получения брома в лаборатории используют реакции: 1) $KBr_{(ТВ.)} + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$ 2) $KBr_{(ТВ.)} + MnO_2 + H_2SO_4_{(конц.)} \rightarrow$ 3) $KBr_{(ТВ.)} + HBrO_{3(р-р)} \rightarrow$ 4) $KBr_{(ТВ.)} + Cl_2 \rightarrow$	1 2	3-5
9.	Задание открытого типа	Напишите уравнения реакций, при помощи которых перечисленные ниже соли могут быть переведены в средние: $(CuOH)_2SO_4$, $Ca(HCO_3)_2$, $[Al(OH)_2]_2SO_4$, $Cr_2(OH)_4SO_4$.	$(CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4 = 2CuSO_4 + 2H_2O$ $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3 + 2H_2O$ $[Al(OH)_2]_2SO_4 + 2H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 4H_2O$ $Cr_2(OH)_4SO_4 + 2H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O$	5-8
10.		Рассчитайте, чему равна основность ортомышьяковой	Решение: По закону эквивалентов $\frac{m(H_3AsO_4)}{M_3(H_3AsO_4)} = \frac{m(KOH)}{M_3(KOH)}$	8-10

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		кислоты, если на нейтрализацию 3 г H_3AsO_4 израсходовалось 2,366 г KOH.	$M(H_3AsO_4) = 142 \text{ г/моль}$ $M(KOH) = 56 \text{ г/моль}$ $f_3(KOH) = 1; M_3(KOH) = 56 \text{ г/моль}$ $M_3(H_3AsO_4) = \frac{m(H_3AsO_4) \times M_3(KOH)}{m(KOH)}$ $\text{Основность} = \frac{M(H_3AsO_4)}{M_3(H_3AsO_4)} = \frac{142}{71}$ Ответ: 2	
11.		Решите задачу. Какие соли и в каком количестве образуются, если к 100 г 9,8%-ного раствора фосфорной кислоты прилить 200 г 3,2%-ного раствора гидроксида натрия.	Решение. Определение количества вещества NaOH и H_3PO_4 : $n(H_3PO_4) = \frac{100 \cdot 0,098}{98} = 0,1 \text{ моль}$ $n(NaOH) = \frac{200 \cdot 0,032}{40} = 0,16 \text{ моль}$ Подбор соответствующего уравнения реакции: $0,1 \text{ моль} \quad 0,1 \text{ моль} \quad 0,1 \text{ моль}$ $H_3PO_4 + NaOH = NaH_2PO_4 + H_2O$ $1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$ H_3PO_4 в недостатке, следовательно расчет ведем по $n(H_3PO_4)$. Анализ уравнения: 2 балла $n(NaOH)_{\text{прореагировавшего}} = 0,1 \text{ моль}$ $n(NaOH)_{\text{оставшегося}} = 0,16 - 0,1 = 0,06 \text{ моль}$ $n(NaH_2PO_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,1 \text{ моль}$ Вывод о ходе продолжения реакции: Т.к NaOH в избытке, а образовалась кислая соль, реакция идет дальше: $0,06 \text{ моль} \quad 0,06 \text{ моль} \quad 0,06 \text{ моль}$ $NaOH + NaH_2PO_4 = Na_2HPO_4 + H_2O$ $1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$ Теперь $n(NaOH)$ в недостатке, и расчет ведем по нему. Анализ второго уравнения: $n(NaH_2PO_4)_{\text{прореагировавшего}} = 0,06 \text{ моль}$ $n(NaH_2PO_4)_{\text{оставшегося}} = 0,1 - 0,06 = 0,04 \text{ моль}$	10-12

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			$\nu(\text{Na}_2\text{HPO}_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,06$ МОЛЬ Расчеты массы солей: В растворе присутствуют две соли: NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4 . $m = M\nu$ $m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 120 \cdot 0,04 = 4,8 \text{ г}$ $m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 142 \cdot 0,06 = 8,52 \text{ г}$	
12.		Как изменится концентрация ионов H^+ в 0,1 М растворе синильной кислоты, если в 1 л раствора добавить 0,1 моль NaCN , кажущаяся степень диссоциации которого 85 %? Константа диссоциации HCN равна $4,9 \cdot 10^{-10}$.	Решение: Найдем степень диссоциации в растворе слабой кислоты: $\alpha_1 = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{4,9 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7 \cdot 10^{-5}$ После добавления в раствор HCN сильного электролита с одноименным ионом NaCN равновесие в системе нарушается и смещается в сторону образования недиссоциированных молекул HCN , т.к. увеличивается концентрация продукта CN^- . $\text{HCN} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$ $\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$ $K = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 4,9 \cdot 10^{-10}$ $[\text{CN}^-]_{\text{общая}} = [\text{CN}^-]_{\text{HCN}} + [\text{CN}^-]_{\text{NaCN}}$ $[\text{H}^+] = [\text{CN}^-]_{\text{HCN}} = x \text{ моль/л}$ Рассчитаем концентрацию NaCN и цианид-иона из соли: $c(\text{NaCN}) = \frac{n \cdot \alpha}{V} = \frac{0,1 \cdot 0,85}{1} = 0,085 \text{ моль/л}$ $[\text{CN}^-]_{\text{NaCN}} = 0,085 \text{ моль/л}$ $[\text{CN}^-]_{\text{общая}} = [\text{CN}^-]_{\text{HCN}} + [\text{CN}^-]_{\text{NaCN}} = (x + 0,085) \text{ моль/л}$ Подставляем полученные значения в константу диссоциации: $K = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = \frac{x \cdot (x + 0,085)}{0,1} = 4,9 \cdot 10^{-10}$ Так как $x \ll 0,085$, величиной x в $(x + 0,085)$ можно пренебречь, тогда уравнение упрощается: $0,085x = 4,9 \cdot 10^{-11}$	10-12

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			$x = \frac{4,9 \cdot 10^{-11}}{0,085} = 5,76 \cdot 10^{-10}$ $\alpha_2 = 5,76 \cdot 10^{-10}$ $\frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \frac{7 \cdot 10^{-5}}{5,76 \cdot 10^{-10}} = 121527,8 \text{ раз}$ <p>Ответ: α уменьшилась в 121527,8 раз.</p>	
13.		<p>Вычислите ЭДС элемента, напишите уравнения электродных процессов, составьте схему гальванического элемента. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в 0,02 М раствор нитрата свинца.</p>	<p>Решение: Рассчитаем по уравнению Нернста потенциалы цинкового и свинцового электродов. В справочнике находим значения стандартных электродных потенциалов: $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В};$ $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ В}$ $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,79 \text{ В}$ $E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,18 \text{ В}$ Находим ЭДС элемента: $\text{ЭДС} = E_{\text{К}} - E_{\text{А}} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}$ На свинцовом электроде (катод) восстанавливается свинец: $\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}^0$ На цинковом электроде (анод) окисляется цинк: $\text{Zn}^0 - 2e = \text{Zn}^{2+}$ Схема гальванического элемента: $\text{А}(-) \text{Zn} \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 (0,1 \text{ М}) \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (0,02 \text{ М}) \text{Pb} (+) \text{К}$</p>	8-10
14.		<p>Определите ЭДС гальванического элемента $\text{Ag} \text{AgNO}_3 (0,001 \text{ М}) \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ М}) \text{Ag}$ В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?</p>	<p>Решение: $E_{\text{Ag}^+} = 0,80 \text{ В}$ $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = E_{\text{Ag}^+} + \frac{0,059}{1} \lg c_{\text{Ag}^+}$ $E_1 = 0,80 + 0,059 \lg 0,001 = 0,80 + 0,0$ $E_2 = 0,80 + 0,059 \lg 0,1 = 0,80 + 0,059$ $\text{ЭДС} = E_1 - E_2 = 0,74 - 0,62 = 0,12 \text{ В}$ Левый электрод с меньшей концентрацией – анод, от него электроны по внешней цепи будут перемещаться к правому электроду с большей концентрацией – катоду.</p>	8-10
15.		Доступными в	Решение:	7-9

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		<p>лаборатории способами определите реакцию среды в растворах солей NaH_2PO_4 и Na_3PO_4. Проанализируйте полученные результаты, объясните их.</p>	<p>Реакцию среды в растворах определили с помощью универсальной индикаторной бумаги.</p> <p>Раствор NaH_2PO_4 имеет слабокислую, а раствор Na_3PO_4 – сильнощелочную реакцию среды.</p> <p>Запишем уравнение гидролиза Na_3PO_4:</p> $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH}$ $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ <p>гидролиз по аниону, среда щелочная</p> <p>Рассчитаем константу гидролиза:</p> $K_2 = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к-ты}}} =$ $\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{3\text{к-ты}}} = \frac{10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-12}} = 7,7 \cdot 10^{-3}$ <p>Диссоциация фосфорной кислоты протекает по ступеням:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}^+ \quad K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ <p>(наиболее активно по 1 ступени)</p> $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+ \quad K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ <p>(намного меньше по 2 ступени)</p> $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+ \quad K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$ <p>(практически не протекает по 3 ступени)</p> <p>Для расчета константы гидролиза необходимо использовать K_3, т.к. именно она связывает ионы HPO_4^{2-} и PO_4^{3-}.</p> <p>Рассчитанная константа гидролиза велика, среда сильнощелочная.</p> <p>Запишем уравнение гидролиза NaH_2PO_4:</p> $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$ <p>В данном случае наряду с гидролизом дигидрофосфат-иона идет его диссоциация (см. 2-ую ступень диссоциации фосфорной кислоты). Поэтому</p>	

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			<p>надо рассчитать K_r и сравнить ее с K_2 диссоциации кислоты. Для расчета константы гидролиза используем K_1 кислоты</p> $K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{к-ты}} =$ $\frac{K_{H_2O}}{K_{1к-ты}} = \frac{10^{-14}}{7,5 \cdot 10^{-3}} = 1,33 \cdot 10^{-12}$ <p>(K_r очень мала)</p> $H_2PO_4^- \leftrightarrow HPO_4^{2-} + H^+ \quad K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_r(NaH_2PO_4) = 1,33 \cdot 10^{-12} < K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8} \Rightarrow \text{диссоциация протекает в большей степени, чем гидролиз, реакция среды слабокислая.}$	
16.		<p>Решите задачу. Смешали по 3 моля веществ А, В, С. После установления равновесия $A + B = 2C$ в системе обнаружили 5 моль вещества С. Рассчитайте константу равновесия. Определите состав смеси (в мольных %), полученной смешением веществ А, В, С в мольном соотношении 3:2:1 при той же температуре.</p>	<p>Решение.</p> <p>1. Определение равновесных концентраций веществ А и В. $\Delta v(C) = [C] - v_0(C) = 5 - 3 = 2$ моль $A + B \rightleftharpoons 2C$ По уравнению реакции: $v_{\text{прореагир.}}(A) = v_{\text{прореаг.}}(B) = 1$ моль Тогда $[A] = [B] = v_0 - v_{\text{прореаг.}} = 3 - 1 = 2$ моль</p> <p>2. Расчет константы равновесия. $K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{5^2}{2^2} = 6,25$</p> <p>3. Определение новых равновесных концентраций. В результате реакции расходуется x моль вещества А и В, образуется $2x$ моль вещества С. Тогда $[C] = v_0(C) + v_{\text{образов.}}(C) = 1 + 2x$ моль $[B] = v_0(B) - v_{\text{прореаг.}}(B) = 2 - x$ моль. $[A] = v_0(A) - v_{\text{прореаг.}}(A) = 3 - x$ моль</p> <p>4. Расчет константы равновесия и новых равновесных концентраций. $K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{(1+2x)^2}{(3-x)(2-x)} = 6,25$</p>	15

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			$1+4x+4x^2 = 6,25(6-5x+x^2)$ $1+4x+4x^2 = 37,5-31,25x+6,25x^2$ $2,25x^2-35,25x+36,5=0$ $D = (-35,25)^2 \cdot (-4) \cdot 2,25 \cdot 36,5 = 914,0625 = 30,23^2$ $x = (35,25 - 30,23) / (2 \cdot 2,25) = 1,115$ $[C] = 1 + 1,115 \cdot 2 = 3,23 \text{ моль}$ $[A] = 3 - 1,115 = 1,885 \text{ моль}$ $[B] = 2 - 1,115 = 0,885 \text{ моль}$ <p>5. Расчет мольных долей.</p> <p>Общее количество моль в смеси равно $3 + 2 + 1 = 6$ моль или $3,23 + 1,885 + 0,885 = 6$ моль</p> $\varphi(A) = \frac{1,885}{6} 100\% = 31,42\%$ $\varphi(B) = \frac{0,885}{6} 100\% = 14,75\%$ $\varphi(C) = \frac{3,23}{6} 100\% = 53,83\%$	
17.		<p>Определите активные концентрации ионов Fe^{3+}, NO_3^-, Ca^{2+} в растворе, содержащем 0,02 моль $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и 0,03 моль $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ в 1000 г H_2O.</p>	<p>Решение:</p> <p>Рассчитаем концентрации электролитов в растворе: $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}; \Rightarrow V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ л.}$</p> $C = \frac{n}{V}; \quad C(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 0,02/1 = 0,02 \text{ моль/л}$ $C(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 0,03/1 = 0,03 \text{ моль/л}$ $\begin{array}{ccc} 0,02 \text{ M} & 0,02 \text{ M} & 3 \cdot 0,02 \\ \text{M} & & \end{array}$ $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Fe}^{3+} + 3\text{NO}_3^-$ $\begin{array}{ccc} 1 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & 3 \text{ моль} \end{array}$ $\begin{array}{ccc} 0,03 \text{ M} & 0,03 \text{ M} & 2 \cdot 0,03 \\ \text{M} & & \end{array}$ $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ $\begin{array}{ccc} 1 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & 2 \text{ моль} \end{array}$ $C(\text{NO}_3^-)_{\text{общ.}} = 3 \cdot 0,02 + 2 \cdot 0,03 = 0,12 \text{ M}$ <p>Рассчитаем ионную силу раствора:</p> $\mu = \frac{1}{2} \sum i \cdot C_i$ $= \frac{1}{2} (0,02 \cdot 3^2 + 0,03 \cdot 2^2 + 0,12 \cdot 1^2)$	12

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			<p>= 0,21</p> <p>Рассчитаем коэффициент активности ионов.</p> $lgf = \frac{-0,5 \cdot Z^2 \cdot \sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}}$ <p>$lgf \text{ } i = -1,4;$ $f = 10^{-1,4} = 0,04$ $a(Fe^{3+}) = c \cdot f = 0,02 \cdot 0,04 = 8 \cdot 10^{-4}$ моль/л</p> <p>$lgf \text{ } i = -0,63;$ $f = 10^{-0,63} = 0,24$ $a(Ca^{2+}) = c \cdot f = 0,03 \cdot 0,24 = 7,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л</p> <p>$lgf \text{ } i = -0,07;$ $f = 10^{-0,07} = 0,85$ $a(NO_3^-) = c \cdot f = 0,12 \cdot 0,85 = 0,102$ моль/л</p> <p>Ответ: $a(Fe^{3+}) = 8 \cdot 10^{-4}$ моль/л $a(Ca^{2+}) = 7,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л $a(NO_3^-) = 0,102$ моль/л</p>	
18	Задания комбинированного типа	<p>Выберите правильный ответ и покажите решение. В процессе электролиза расплава NaCl, при силе тока 2А за 45 мин на катоде выделяется продукт массой # # г (округлить до сотых).</p> <p>1) 1,92 2) 0,64 3) 1,29 2,56</p>	<p>3</p> <p>Решение: по закону Фарадея $m(Na) = MI\tau/nF = 23 \cdot 2 \cdot 2700 / 96500 = 1,29$ г</p>	5
19		<p>Выберите правильный ответ и покажите решение. На нейтрализацию 3 г H_3AsO_4 израсходовалось 2,366 г KOH. Основность кислоты равна...</p>	<p>Ответ: 2) Решение: По закону эквивалентов $\frac{m(H_3AsO_4)}{M_3(H_3AsO_4)} = \frac{m(KOH)}{M_3(KOH)}$ $M(H_3AsO_4) = 142$ г/моль $M(KOH) = 56$ г/моль $f_3(KOH) = 1; M_3(KOH) = 56$ г/моль</p>	8-10

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		1) 1; 2) 2; 3) 3.	$M_3(H_3AsO_4) = \frac{m(H_3AsO_4) \times M_3(KOH)}{m(KOH)}$ $\text{Основность} = \frac{M(H_3AsO_4)}{M_3(H_3AsO_4)} = \frac{142}{71}$	

Полный комплект оценочных материалов по дисциплине (фонд оценочных средств) хранится в электронном виде на кафедре, утверждающей рабочую программу дисциплины.

7.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания результатов обучения по дисциплине

Таблица 10. Технологическая карта рейтинговых баллов по дисциплине

№ п/п	Контролируемые мероприятия	Количество мероприятий / баллы	Максимальное количество баллов	Срок представления
Основной блок				
1.	Выполнение тестовых заданий	8 / 2	16	по расписанию
2.	Рейтинговые контрольные работы	5 / 4,8	24	по расписанию
Всего			40	
Блок бонусов				
3.	Посещение занятий	-	2	
4.	Своевременное выполнение всех заданий	-	4	
5.	Активность на занятии	-	4	
Всего			10	
Дополнительный блок				
6.	Экзамен			
Всего			50	
ИТОГО			100	

Таблица 11. Система штрафов (для одного занятия)

Показатель	Балл
Опоздание на занятие	-0,5
Нарушение учебной дисциплины	-1
Неготовность к занятию	-1
Пропуск занятия без уважительной причины	-2

Таблица 12. Шкала перевода рейтинговых баллов в итоговую оценку за семестр по дисциплине

Сумма баллов	Оценка по 5-балльной шкале
90–100	5 (отлично)
85–89	4 (хорошо)
75–84	
70–74	

Сумма баллов	Оценка по 5-балльной шкале
65–69	3 (удовлетворительно)
60–64	
Ниже 60	2 (неудовлетворительно)

При реализации дисциплины в зависимости от уровня подготовленности обучающихся могут быть использованы иные формы, методы контроля и оценочные средства, исходя из конкретной ситуации.

8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

8.1. Основная литература

1. Саргаев П.М. Неорганическая химия: Учебное пособие. – 2-е изд., испр. и доп. – СПб.: Издательство «Лань», 2013. – 384 с: ил.
2. Будяк Е.В., Общая химия: Учебно-методическое пособие./ Е.В. Будяк – 3-е изд., перераб. и доп. – СПб.: Издательство «Лань», 2011. – 384 с.: ил. (+CD).
3. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов / Я.А. Угай. – 5-е изд., стер. – М.: Высш. шк.; 2007. – 527 с.: ил.
4. Ардашникова Е.И., . Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений/ Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е Тамм; под ред. Ю.Д.Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2008. – 208 с.
5. Шимкович Е.Д. Химия. Часть I. Общая химия [Электронный ресурс] : учебно-методическое пособие / Е.Д. Шимкович – Казань Изд-во Казан. ун-та, 2014. URL: <http://www.studentlibrary.ru/book/KFU0006.html> (ЭБС «Консультант студента»).
6. Ковальчукова О.В., Химия: Конспект лекций для студентов I курса инженерного факультета направлений ИМБ, ИДБ [Текст] [Электронный ресурс] : учеб. пособие / О.В. Ковальчукова, О.А. Егорова. – М. : Издательство РУДН, 2011. URL: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785209036159.html> (ЭБС «Консультант студента»).

8.2. Дополнительная литература

1. Г.П. Жмурко, Е.Ф. Казакова, Н.В. Кузнецов, А.В. Яценко. Общая химия: учеб. для студ. Учреждений высш. проф. Образования / под ред. С.Ф. Дунаева. – 2-е изд., испр. – М.: Издательский центр «Академия», 2012. – 512 с.
2. Семенов И.Н., Перфилова И.Л. Химия: Учебник для вузов. – СПб: Химиздат, 2000. – 656 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов/ Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с.
4. Апарнев А.И., Химия. Сборник задач и упражнений [Электронный ресурс]: учебно-метод. Пособие / Апарнев А.И. – Новосибирск : Изд-во НГТУ, 2015. URL: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785778227767.html> (ЭБС «Консультант студента»).
5. Комплексные соединения [Электронный ресурс]: Учебное пособие по курсу "Общая и неорганическая химия" / А. А. Гуров, П. В. Слитиков, Ж. Н. Медных. - М.: Издательство МГТУ им. Н. Э. Баумана, 2014." - <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785703839966.html> (ЭБС «Консультант студента»)

8.3. Интернет-ресурсы, необходимые для освоения дисциплины

1. Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на платформе ЭБС «Электронный Читальный зал – БиблиоТех». <https://biblio.asu-edu.ru>
2. Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». Многопрофильный образовательный ресурс «Консультант студента» является электронной библиотечной системой, предоставляющей доступ через сеть Интернет к

учебной литературе и дополнительным материалам, приобретенным на основании прямых договоров с правообладателями. Каталог в настоящее время содержит около 15000 наименований.

www.studentlibrary.ru.

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины включает в себя лекционную аудиторию (плазменная панель – 1 шт., компьютер – 1 шт.), лабораторию по проведению семинарских занятий

Рабочая программа дисциплины при необходимости может быть адаптирована для обучения (в том числе с применением дистанционных образовательных технологий) лиц с ограниченными возможностями здоровья, инвалидов. Для этого требуется заявление обучающихся, являющихся лицами с ограниченными возможностями здоровья, инвалидами, или их законных представителей и рекомендации психолого-медико-педагогической комиссии. Для инвалидов содержание рабочей программы дисциплины может определяться также в соответствии с индивидуальной программой реабилитации инвалида (при наличии).

10. ОСОБЕННОСТИ РЕАЛИЗАЦИИ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) ПРИ ОБУЧЕНИИ ИНВАЛИДОВ И ЛИЦ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

Рабочая программа дисциплины (модуля) при необходимости может быть адаптирована для обучения (в том числе с применением дистанционных образовательных технологий) лиц с ограниченными возможностями здоровья, инвалидов. Для этого требуется заявление обучающихся, являющихся лицами с ограниченными возможностями здоровья, инвалидами, или их законных представителей и рекомендации психолого-медико-педагогической комиссии. При обучении лиц с ограниченными возможностями здоровья учитываются их индивидуальные психофизические особенности. Обучение инвалидов осуществляется также в соответствии с индивидуальной программой реабилитации инвалида (при наличии).

Для лиц с нарушением слуха возможно предоставление учебной информации в визуальной форме (краткий конспект лекций; тексты заданий, напечатанные увеличенным шрифтом), на аудиторных занятиях допускается присутствие ассистента, а также сурдопереводчиков и тифлосурдопереводчиков. Текущий контроль успеваемости осуществляется в письменной форме: обучающийся письменно отвечает на вопросы, письменно выполняет практические задания. Доклад (реферат) также может быть представлен в письменной форме, при этом требования к содержанию остаются теми же, а требования к качеству изложения материала (понятность, качество речи, взаимодействие с аудиторией и т. д.) заменяются на соответствующие требования, предъявляемые к письменным работам (качество оформления текста и списка литературы, грамотность, наличие иллюстрационных материалов и т. д.). Промежуточная аттестация для лиц с нарушениями слуха проводится в письменной форме, при этом используются общие критерии оценивания. При необходимости время подготовки к ответу может быть увеличено.

Для лиц с нарушением зрения допускается аудиальное предоставление информации, а также использование на аудиторных занятиях звукозаписывающих устройств (диктофонов и т. д.). Допускается присутствие на занятиях ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь. Текущий контроль успеваемости осуществляется в устной форме. При проведении промежуточной аттестации для лиц с нарушением зрения тестирование может быть заменено на устное собеседование по вопросам.

Для лиц с ограниченными возможностями здоровья, имеющих нарушения опорно-двигательного аппарата, на аудиторных занятиях, а также при проведении процедур текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации могут быть предоставлены необходимые технические средства (персональный компьютер, ноутбук или другой гаджет); допускается присутствие ассистента (ассистентов), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь (занять рабочее место, передвигаться по аудитории, прочитать задание, оформить ответ, общаться с преподавателем).