

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

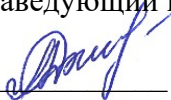
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Астраханский государственный университет имени В. Н. Татищева»
(Астраханский государственный университет им. В. Н. Татищева)

СОГЛАСОВАНО
Руководитель ОПОП

_____ А.С. Бабакова

«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:

**Шляхов В.А., руководитель филиала ФГБУ
«Российский сельскохозяйственный центр» по
Астраханской области;**

**Гулин А.В., директор Всероссийского научно-
исследовательского института орошаемого
овощеводства и бахчеводства – филиала ФГБНУ
«Прикаспийский аграрный федеральный центр
РАН»**

Направление подготовки

35.03.04 Агрономия

Направленность (профиль) ОПОП

Карантин и защита растений

Квалификация (степень)

бакалавр

Форма обучения

очная

Год приема

2025

Курс

1

Семестр

1

Астрахань – 2025

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Целями освоения дисциплины «Химия» являются ознакомление студентов с теоретическими основами неорганической химии и свойствами важнейших биогенных и токсичных химических элементов; изучение взаимосвязи между строением вещества и его химическими свойствами; изучение современной химической терминологией приобретение навыков работы с простейшим лабораторным оборудованием, химической посудой и измерительными приборами, ознакомление с особенностями химических свойств важнейших биогенных макро- и микроэлементов, а также элементов, соединения которых представляют собой опасность для окружающей среды.

1.2. Задачи освоения дисциплины «Химия»:

- развитие знаний основных законов математических, естественнонаучных и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения типовых и стандартных задач в области агрономии;
- изучение основных понятий и законов химии, квантово-механических представления об образовании химической связи;
- изучение основных классов неорганических и органических веществ, основ теории качественного и количественного анализа, методов анализа;
- приобретение практических навыков химических и физико-химических (инструментальных) методов анализа.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

2.1. Учебная дисциплина «Химия» относится к обязательной части и осваивается в первом 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:

- агрохимия
- химические средства защиты растений
- мониторинг агрохимических показателей

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 решать типовые задачи профессиональной деятельности на основе знаний основных законов математических и естественных наук с применением информационно-коммуникационных технологий

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. Демонстрирует знание основных законов математических, естественнонаучных и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения типовых задач в области агрономии	- 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. Использует знания основных законов математических и естественных наук для решения стандартных задач в агрономии	- 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

Код компетенции	Код и наименование индикатора	Планируемые результаты обучения по дисциплине (модулю)		
		Знать (1)	Уметь (2)	Владеть (3)
	ОПК-1.3. Применяет информационно-коммуникационные технологии в решении типовых задач в области агрономии	- информационно - коммуникационные технологии	- применять информационно - коммуникационные технологии в решении типовых задач в области агрономии	- навыками использования информационно-коммуникационных технологий в решении типовых задач в области агрономии

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

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

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
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 – 1 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.							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				
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				1			4	7	Собеседование, тестирование, контрольная работа 1
Тема 3. Химическая связь	2				1			2,75	5,75	Собеседование, тестирование, контрольная работа 1
Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений	2				3			4	9	Лабораторная работа, собеседование, тестирование, контрольная работа 2
Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	2				3			4	9	Лабораторная работа, собеседование, 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

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				
										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 соотнесения 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.	7	+	1
Тема 3. Химическая связь	5,75	+	1
Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений	9	+	1
Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	9	+	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. Поляризующее действие и поляризуемость. Влияние электронной конфигурации иона на силу поляризующего 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.

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, мольная доля, моляльность.

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 водородный показатель. 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.

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.

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 лабораторные занятия проводятся раз в две недели. Промежуточный контроль знаний предусматривает сдачи отчетов лабораторных работ, 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).

Лабораторные занятия способствуют закреплению знаний, полученных студентами в ходе обучения и самостоятельной работы, формированию компетенций, навыков в получении информации, приобретению умений провести ее обработку и анализ, овладению навыками планирования, анализа и управления. Общее требование при разработке тематики лабораторных таково – этот вид аудиторных занятий должен научить студента правильно оценить и предвидеть развитие ситуации, управлять ее формированием, владению методами анализа. На занятиях проводится отработка практических умений под контролем преподавателя. В конце каждого лабораторного занятия преподаватель планирует 6-7 минут для подведения итогов. Он обращает внимание на то, как освоен учебный материал по теме в целом, анализирует типичные ошибки и недоработки студентов, акцентирует их внимание на значимость темы.

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	Оформление отчета по лабораторной работе, 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. 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.	4	Подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной работе 1
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	Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Трехэлементные соединения.	4	Оформление отчета по лабораторной работе,

соединений»	Интерметаллические соединения. Классификация сложных веществ по функциональным признакам.		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	Оформление отчета по лабораторной работе, 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	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной работе 3
Тема 7. «Растворы. Теория электролитической диссоциации. Процессы гидролиза»	Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, мольная доля, моляльность. 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.	4	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной 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	Оформление отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию
Тема 9.	Основные положения координационной	4	Оформление

«Комплексные соединения»	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.		отчета по лабораторной работе, подготовка к собеседованию, тестированию, контрольной работе 5
--------------------------	--	--	---

5.3. Виды и формы письменных работ, предусмотренных при освоении дисциплины, выполняемые обучающимися самостоятельно: отчет по лабораторной работе, 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 проводится 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 указания по написанию отчета по лабораторной работе

1. Цель и задачи исследования.
2. Краткое описание эксперимента: способы, методы, методики исследования и теоретические положения.

3. Законы, положения, формулы, уравнения реакций. Результаты исследования и расчеты (уравнения должны быть приведены в общем виде и с подставленными данными). Результаты исследования и расчетов должны быть сведены в соответствующие таблицы.

4. Графическая обработка экспериментальных данных (при необходимости): графики и схемы должны выполняться на миллиметровой бумаге. На ось ординат наносится функция, на ось абсцисс – аргумент с указанием единиц измерения. На осях наносится шкала согласно выбранному масштабу. Единицы масштаба должны быть выбраны в соответствии точности отсчета при эксперименте. Координаты экспериментальной точки наносятся только на плоскости и отмечаются точкой. По экспериментальным точкам проводится усредняющая кривая. Выпавшие точки не используются, но показываются. На листе, где выполнен график, должны быть указаны наименование графика (под графиком), условия, сноски.

5. Анализ экспериментально полученных зависимостей.

6. Выводы.

Работа считается выполненной, если приведены все необходимые расчеты, построены изучаемые зависимости, приведены все структурные формулы изучаемых веществ и образуемых соединений, сделаны соответствующие выводы.

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	Не предусмотрено	Фронтальный опрос (собеседование), лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	Лекция	Не предусмотрено	Собеседование (Обучение в малых группах), тестовый контроль
Тема 3. Химическая связь	Лекция	Не предусмотрено	Собеседование (Сформулировать – поделить – создать – проверить), тестовый контроль
Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений	Лекция с заранее запланированными ошибками	Не предусмотрено	Собеседование (Прогулка по галерее), лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	Обзорная лекция	Не предусмотрено	Собеседование (семинар - исследование), исследовательская лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 6. Энергетика и направленность химических процессов	Обзорная лекция	Не предусмотрено	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 7. Растворы. Теория электролитической диссоциации	Проблемная лекция	Не предусмотрено	Собеседование (Сформулировать – поделить – создать – проверить),

			лабораторная работа (мозговой штурм), тестовый контроль
Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	Проблемная лекция	Не предусмотрено	Собеседование (Обучение в малых группах), лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 9. Комплексные соединения	Лекция	Не предусмотрено	Собеседование (Обучение в малых группах), лабораторная работа, тестовый контроль

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	ОПК-1	Контрольная работа 3, собеседование,

равновесие		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

Шкала оценивания	Критерии оценивания
	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

- Объем резиновой камеры автомобильной шины равен $0,025 \text{ м}^3$, давление в ней $5,0665 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Определите массу воздуха, находящегося в камере при 20°C .
- 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 $22,18 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.
- Рассчитайте среднюю молекулярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38% фосгена COCl_2 и 62 % хлора Cl_2 .
- Определите массу 10^{-3} м^3 газовой смеси, содержащей (по объему) 50% водорода и 50% диоксида углерода (н.у.).
- Газ (н.у.) занимает объем 1 м^3 . При какой температуре объем газа утроится, если давление газа не меняется?
- Определите давление кислорода, если $0,1 \text{ кг}$ этого газа находится в сосуде объемом $0,02 \text{ м}^3$ при 20°C .
- 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 ?
- Вычислите объем $0,100 \text{ кг}$ газовой смеси состава $3\text{CO}+2\text{CO}_2$ при 50°C и давлении 98600 Па .
- 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.
- Что называют молярной массой эквивалента? Чему она равна для кислот и оснований в реакциях полной нейтрализации?
- Что называют количеством вещества эквивалента? Чему равна эта величина для Ca(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?
- Для растворения металла массой $16,86 \text{ г}$ потребовалась серная кислота массой $14,7 \text{ г}$. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

- Фактор эквивалентности соли
 - 1/основность
 - 1/число катионов $\times$ валентность катионов
 - 1/кислотность
 - 1/число атомов элемента $\times$ валентность элемента
- Фактор эквивалентности кислоты
 - 1/кислотность
 - 1/число атомов элемента $\times$ валентность элемента
 - 1/основность
 - 1/число катионов $\times$ валентность катионов
- Плотность газа по гелию равна 11, плотность газа по неону
 - 2,2
 - 1,1
 - 20
 - 44
- При сгорании $4 \cdot 10^{-6} \text{ кг}$ углерода число молекул CO_2 равно
 - 2×10^{21}
 - 2×10^{20}
 - 2×10^{22}
 - 2×10^{23}
- Гидрид одновалентного металла содержит 12,5% водорода по массе.
 - серебро
 - натрий
 - литий
 - 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

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

«Определение эквивалента магния»

Для определения эквивалента металлов, способных вытеснять водород из разбавленных кислот и щелочей, можно применять так называемый метод вытеснения водорода.

Цель работы: научиться определять эквивалент металлов способом вытеснения водорода из разбавленных кислот.

Оборудование: штатив, прибор Ландольта с газоотводной трубкой, цилиндр, кристаллизатор, маленький мерный цилиндр для соляной кислоты, термометр, барометр, разбавленная соляная кислота, навеска магния.

ХОД РАБОТЫ

Соберите прибор (рис. 1), состоящий из цилиндра, кристаллизатора, газоотводной трубки и пробирки. Испытайте прибор на герметичность. Для этого конец газоотводной трубки опустить в кристаллизатор с водой, и, нагревая пробирку теплом руки, наблюдать выделение пузырьков воздуха. Если пузырьков нет, прибор не герметичен.

Цилиндр для собирания водорода брать емкостью 100 мл.

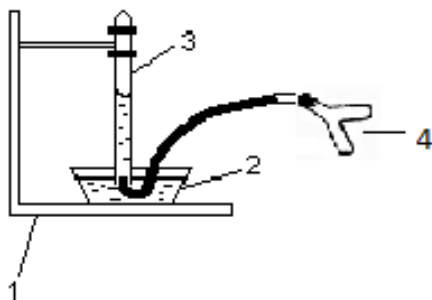


Рис. 1. 1 – штатив, 2 – кристаллизатор, 3 – цилиндр, 4 – сосуд Ландольта.

В одно колено пробирки поместите образец металла (0,2 г), а в другое – 5 мл раствора разбавленной соляной кислоты HCl (1:2). Затем наклоните пробирку так, чтобы соляная кислота соединилась с металлом. Тотчас начинается выделение водорода, и вода вытесняется из цилиндра в кристаллизатор.

По окончании реакции, когда выделение водорода прекратится, определить объем выделившегося водорода (V мл) по делениям цилиндра и высоту столба воды в цилиндре от поверхности воды в кристаллизаторе с помощью линейки с миллиметровыми делениями (h мм).

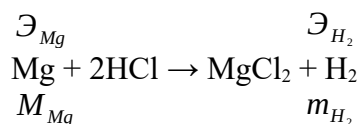
Отметьте показания комнатного барометра во время опыта. По таблице найдите упругость водяных паров, насыщающих пространство при данной температуре.

РЕЗУЛЬТАТЫ ОПЫТА

1. Масса магния – m , г.
2. Объем выделившегося водорода – V , мл.
3. Высота столба в цилиндре – h , мм.
4. Температура опыта – t , °C.
5. Барометрическое давление – p , мм рт. ст.
6. Упругость водяного пара при температуре C° – p^1 , мм рт. ст.

ВЫЧИСЛЕНИЯ

На основании данных опыта можно рассчитать эквивалент магния:



Согласно закону эквивалентов: $\frac{m_{Mg}}{\mathcal{E}_{Mg}} = \frac{m_{H_2}}{\mathcal{E}_{H_2}}$

Отношение $\frac{m_{H_2}}{\mathcal{E}_{H_2}}$ можно заменить равным ему отношением $\frac{V_0}{V_{г-экв}}$, где

V – объем вытесненного водорода в миллилитрах при н.у.

$V_{г-экв}$ – объем грамм-эквивалента водорода величина постоянная и равная 11200 мл, т.к. 2 г водорода (1 г-моль) при н.у. занимают объем 22,4 л, а 1 г водорода (1 г-экв) соответственно 11,2 л.

Таким образом, получаем зависимость:

$$\frac{m_{Mg}}{\mathcal{E}_{Mg}} = \frac{V_0}{11200}, \quad \text{откуда } \mathcal{E}_{Mg} = \frac{m_{Mg} \cdot 11200}{V_0} \quad (1)$$

$$V_0 \text{ находится по формуле } \frac{p_{H_2} \cdot V_{H_2}}{T} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}, \quad \text{откуда } V_0 = \frac{p_{H_2} \cdot V_{H_2} \cdot T_0}{T \cdot p_0} \quad (2)$$

где

V_0 – объем выделившегося водорода при нормальных условиях,

V_{H_2} – объем водорода в цилиндре при проведении опыта,

T – абсолютная температура = $T_0 + t$ °C ($T_0 = 273$ °C),

p – давление водорода в цилиндре,

p_0 – нормальное давление = 760 мм рт. ст.

Давление водорода (p_{H_2}) определяется следующим образом: принимая во внимание, что атмосферное давление p уравнивается давлением водорода в цилиндре p_{H_2} , упругостью $p_{H_2O}^1$ водяного пара, насыщающего пространство над водой в цилиндре и давлением водяного столба h мм (в переводе на миллиметры ртутного столба $\frac{h}{13,6}$), имеем:

$$p = p_{H_2} + p_{H_2O}^1 + \frac{h}{13,6}, \quad \text{откуда } p_{H_2} = p - p_{H_2O}^1 - \frac{h}{13,6} \quad (3)$$

Таблица 1 – Давление насыщенного пара воды

t, °C	P		t, °C	P	
	кПа	мм рт. ст.		кПа	мм рт. ст.
10	1.2281	9.212	24	2.9850	22.39
11	1.3129	9.848	25	3.1690	23.77
12	1.4027	10.52	26	3.3629	25.22
13	1.4979	11.24	27	3.5670	26.75
14	1.5988	11.99	28	3.7818	28.37
15	1.7056	12.79	29	4.0078	30.06
16	1.8185	13.64	30	4.2455	31.84
17	1.9380	14.54	31	4.4953	33.72
18	2.0644	15.48	32	4.7578	35.69
19	2.1978	16.48	33	5.0335	37.75
20	2.3388	17.54	34	5.3229	39.93
21	2.4877	18.66	35	5.6267	42.20
22	2.6447	19.84	36	5.9453	44.59
23	2.8104	21.08	37	6.2795	47.10

Таким образом, вначале по формуле (3) вычислить давление водорода P_{H_2} , затем по формуле (2) объем водорода V_0 и по формуле (1) эквивалент магния.

Вычислить относительную ошибку опыта в процентах по формуле:

$$\% \text{ошибки} = \pm \frac{\mathcal{E}_{\text{теор}} - \mathcal{E}_{\text{опыт}}}{\mathcal{E}_{\text{теор}}} \cdot 100 \%$$

Вывод: в результате работы был исследован способ определения эквивалентной массы металла, которая находится методом вытеснения водорода из раствора кислоты.

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.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Групповое практическое задание:

(работа в группах 3-4 человека)

1. Разделение вопросов для обсуждения.

1. Двойственные свойства электрона, атомная орбиталь,

2. Многоэлектронные атомы,
3. Принципы заполнения атомных орбиталей,
4. Периодический закон и периодическая система элементов.

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. Изoeлектронные 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: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ | A: Na^+ |
| 2: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ | B: N |
| 3: $1s^2 2s^2 2p^6$ | B: S^{2-} |
| 4: $1s^2 2s^2 2p^3$ | Г: Al |

11. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах

- | | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| A: 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) $\text{Ba}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Cd}^{2+}$ 2) $\text{Ba}^{2+}, \text{I}^-, \text{Te}^{2-}$
 3) $\text{Hg}^{2+}, \text{I}^-, \text{Sn}^{4+}$ 4) $\text{I}^-, \text{Cd}^{2+}, \text{Sn}^{4+}$

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: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ | A: F^- |
| 2: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ | B: C |
| 3: $1s^2 2s^2 2p^6$ | B: Fe^{+3} |
| 4: $1s^2 2s^2 2p^2$ | Г: Cr |

11. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах

- A: 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 $r(\text{H}) = 0,053\text{нм}$, а $d(\text{H}-\text{H}) = 0,074\text{нм}$.

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

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

4. Для каких элементов, имеющих электронные конфигурации внешнего слоя атома $3s^2 p^2, 4s^2 p^3, 5s^2 p^4, 6s^1 p^5$ 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 ($\mu = 3,33 \cdot 10^{-31}$ Кл·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, COCl_2 , CF_4 , SiF_6^{2-} ;
 b) NH_3 , NO_2^- , PH_3 , PO_4^{3-} ;
 c) H_2S , SCl_2 , SF_4 , SO_2F_2 ;
 d) Cl_2O , ClO_3^- , ClO_4^- , JO_6^{5-} .

8. Покажите влияние неподелённых электронных пар на форму молекул BrF_3 , SF_4 , ICl_4^- , IF_5 .

Ионная связь

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

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 AuCl_3 в сравнении с AuCl .

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

Межмолекулярное взаимодействие

1. Чем объясняется разность температур кипения азота ($-195,8^\circ\text{C}$), кислорода (-183°C) и фтора ($-187,9^\circ\text{C}$)? 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 ($0,61 \cdot 10^{-29}$ Кл·м) меньше, чем молекулы HF ($0,636 \cdot 10^{-29}$ Кл·м).

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

Вариант № 1

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

- 1) увеличивается
- 2) не изменяется
- 3) уменьшается
- 4) сначала уменьшается, потом увеличивается

2. Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2) NH_4NO_3
- 3) H_2SO_4
- 4) Li_2CO_3

3. Атом углерода в возбужденном состоянии образует

- 1) четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов
- 2) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
- 3) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
- 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов

4. Вещество, которое не может образовывать водородную связь

- 1) H_2O
- 2) HF
- 3) NH_3
- 4) HI

5. Установить соответствие между физическими свойствами и типами кристаллических решеток

- | | |
|--|------------------|
| 1: ковкость | А: атомная |
| 2: низкая температура кипения | Б: металлическая |
| 3: высокая твердость | В: ионная |
| 4: электрическая проводимость раствора | Г: молекулярная |

Вариант № 2

1. Вещество с ионной связью имеет формулу

- 1) KBr
- 2) SO_3
- 3) CH_4
- 4) HCl

2. Атом углерода в невозбужденном состоянии образует

- 1) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
- 2) четыре ковалентные связи, так как валентность углерода всегда равна IV

- 3) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов
3. Атомная кристаллическая решетка характерна для
 1) алюминия и карбида кремния 2) серы и йода
 3) оксида кремния и хлорида калия 4) алмаза и бора
4. Установить соответствие между веществами и видами химической связи в них
- | | |
|--------------------|---------------------------|
| 1: вольфрам | А: ковалентная полярная |
| 2: алмаз | Б: ковалентная неполярная |
| 3: аммиак | В: металлическая |
| 4: поваренная соль | Г: ионная |
5. Установить соответствие между веществами и типами кристаллических решеток
- | | |
|-------------------|------------------|
| 1: углекислый газ | А: ионная |
| 2: карборунд | Б: молекулярная |
| 3: никель | В: металлическая |
| 4: ацетат натрия | Г: атомная |

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 1 (темы 1-3)

Вариант № 1

- Для скольких АО сумма $n+l=8$? Есть ли такие орбитали у элементов периодической системы? Атомы, каких элементов имеют наибольшее значение суммы $n+l$?
- Напишите электронно-графические формулы: Cr, Cl^{+5} , Te^{-2} , Tb.
- Чем объяснить значительно более высокие $T_{пл}$ и $T_{к}$ воды и плавиковой кислоты по сравнению с теми, которые должны соответствовать их молярным массам?
- Какой объем кислорода следует добавить к 1 м³ воздуха (21% O₂), чтобы содержание в нем кислорода повысилось до 25%.

Вариант № 2

- Укажите значение квантовых чисел для внешних электронов в атомах элементов с порядковым номером 11, 14, 20, 23, 33.
- Напишите электронно-графические формулы: Pd, Zr^{+2} , S^{-2} , Fm.
- Энергия ионизации при последовательном отрыве электрона от атомов Mg составляет: $E_1=733$, $E_2=1447$ и $E_3=7718$ кДж/моль. Чем объяснить резкое возрастание E_3 ?
- 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

- Какие бинарные соединения называют оксидами? Укажите возможные способы их получения.
- 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?
- Приведите примеры оксидов, которые при взаимодействии с водой образуют две кислоты. Как взаимодействуют с раствором Ca(OH)₂ оксиды N₂O₅, N₂O₃ и NO₂?
- В чем проявляется кислотная природа тех оксидов, которые с водой непосредственно не взаимодействуют?
- Назовите основные оксиды, непосредственно взаимодействующие с водой. Напишите уравнения соответствующих реакций.

6. Какие по характеру оксиды образуют неметаллы и металлы в разных степенях окисления? Покажите это на примере оксидов хрома CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 .

7. У какого из двух оксидов основные свойства выражены сильнее: FeO или Fe_2O_3 ; SnO или SnO_2 ; ZnO или CdO ; SnO или PbO ; BeO или CaO ; As_2O_3 или Bi_2O_3 ?

8. В каких случаях два оксида могут взаимодействовать друг с другом и какие соединения при этом образуются?

9. Какие оксиды и на каком основании могут быть отнесены также и к классу солей? Приведите соответствующие примеры.

10. Формулами каких солей может быть формально выражен состав таких минералов, как шпинели, гаусманит, магнетит? К какому классу следует отнести эти соединения?

11. Как получить оксиды CuO , CO_2 , SO_2 , P_2O_5 , Fe_2O_3 , MgO из простых и сложных веществ?

12. Получите по два оксида из различных исходных веществ: а) кислот, б) оснований, в) солей.

13. Какой оксид можно получить из каждой кислоты следующего ряда: HClO_4 , H_2MoO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

14. Как получить оксид цинка из: а) металла, б) минералов галмея ZnCO_3 и цинковой обманки ZnS ?

15. Через какой промежуточный продукт, легко разлагающийся при нагревании, можно получить оксид металла из его соли? Покажите это на примерах: $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$; $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$; $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO}$; $\text{MnBr}_2 \rightarrow \text{MnO}$. Как можно для одного и того же элемента из одного оксида получить другой.

16. Какие соли называют гидроксосолями? Как их можно получить, если исходным веществом является гидроксид или соль, например $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?

17. Напишите графические формулы: гидроксобромида марганца (II); гидроксокарбоната магния; гидроксонитрата алюминия; тригидроксофосфата кальция.

18. В чем гидроксосоли проявляют сходство: с основаниями, с солями? Покажите это уравнениями соответствующих реакций.

19. Приведите примеры элементов, которые вместо гидроксосолей образуют оксосоли. За счет чего это происходит? Напишите графические формулы: хлорида оксосурьмы(III); сульфата оксотитана; хлорида диоксоурана.

20. Приведите пример кислот, оснований и солей, из которых нельзя получить гидро- и гидроксосоли.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

«Основные классы неорганических соединений»

Опыт 1. Поместить в металлическую ложечку кусочек серы величиной с горошину и нагреть в пламени горелки. Как только сера загорится, внести ложечку в банку, не касаясь стенок и дна. Когда сера сгорит, ложечку вынуть, а в банку налить немного дистиллированной воды и взболтать. Испытать раствор лакмусом. (Написать уравнение реакции. Каков характер оксида?)

Опыт 2. В сухую пробирку поместить немного основного карбоната меди. Держа пробирку в наклонном положении, нагреть ее до полного разложения соли. (Какого цвета вещество останется в пробирке? Что выделяется на стенках пробирки? Написать уравнение реакции.) Полученный оксид меди сохранить для опыта 8.

Опыт 3. Действуя на раствор сульфата меди избытком щелочи, получить гидроксид меди. Полученный осадок нагреть. (Объяснить почернение осадка и написать уравнение реакции.) Осадок сохранить для сравнения с осадком в опыте 14.

Опыт 4. Взболтать в пробирке немного оксида кальция и оксида магния с водой и профильтровать в другую пробирку. Фильтрат испытать лакмусом или фенолфталеином. (Как изменяется цвет раствора? Написать уравнение реакции.)

Опыт 5. В фарфоровую чашечку налить до половины дистиллированную воду и прибавить несколько капель раствора фенолфталеина. Вынуть пинцетом из склянки кусочек

металлического натрия (натрий хранится под керосином), тщательно вытереть фильтровальной бумагой и бросить в чашку с водой (осторожно не наклоняться над чашкой). Наблюдать происходящие явления. Написать уравнение реакции.

Опыт 6. В две пробирки (порознь) налить растворы хлорида окисного железа и нитрата висмута. В обе пробирки налить раствор щелочи. (Что наблюдается? Каков цвет осадков? Написать уравнение реакции.)

Опыт 7. В пробирку с 3-4 мл серной кислоты (1:5) опустить кусочек цинка. К концу опыта раствор нагреть до кипения. Время от времени, отводя пробирку в сторону, наблюдать, выделяется ли газ. Как только прекратится выделение газа, нагревание прекратить и дать остыть пробирке. По охлаждении должны выпасть кристаллы сульфата цинка. (Написать уравнение реакции.)

Опыт 8. К черному порошку оксида меди, полученному в опыте 2, прилить немного серной кислоты (1:5) и нагреть до полного растворения. (В какой цвет окрашивается раствор? Написать уравнение реакции.) Если осадок полностью не растворится, дать ему отстояться. Слив жидкость, сохранить ее для следующего опыта.

Опыт 9. В пробирку с полученным в опыте 8 раствором сульфата меди всыпать железные опилки и взболтать. Как изменяется окраска раствора и опилок? Напишите уравнение реакции.

Опыт 10. В пробирку с раствором гидр оксида бария впустить из аппарата Киппа углекислый газ. Как только образуется осадок, аппарат Киппа отключить. (Написать уравнение реакции.)

Опыт 11. Налить в две пробирки (порознь) растворы хлорида бария и нитрата свинца. Влить в них немного раствора серной кислоты. (Что наблюдается? Написать уравнение реакции.)

Опыт 12. В четыре пробирки порознь налить растворы следующих солей: в первую – хлорида натрия и нитрата серебра, во вторую – нитрата бария и сульфата натрия, в третью – нитрата свинца и хромата калия, в четвертую – нитрата свинца и йодида калия. (Какой цвет образующихся осадков? Написать уравнения реакций.)

Опыт 13. В пробирку налить раствор гидр оксида кальция («известковой воды») и осторожно пропускать в нее из аппарата Киппа углекислый газ до тех пор, пока полученный в начале осадок не раствориться. (Объяснить происходящие явления. Написать уравнения реакций.)

Опыт 14. К раствору сульфата меди прилить по каплям едкий натр до образования осадка. Жидкость с осадком нагреть. (Сравнить цвет осадка до нагревания и после нагревания с цветом осадка в опыте 3. Объяснить происходящие изменения, написать уравнения реакций, имея в виду, что при недостатке щелочи образуется основная соль.)

Опыт 15. В пробирку налить 2-3 мл раствора сульфата алюминия и по каплям – раствор едкого натра до образования осадка, смесь взболтать и вместе с осадком разлить на две пробирки. В первую влить раствор соляной кислоты, во вторую – раствор щелочи до полного растворения осадка. (Написать уравнения всех реакций.)

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

1. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

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

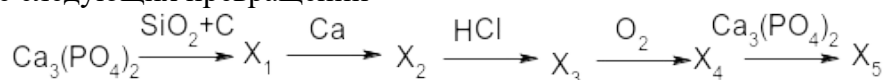
2. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

- | | |
|--|--|
| 1) Na_2SO_4 и HCl | 2) NaOH и H_2SO_4 |
| 3) NaCl и H_2SO_4 | 4) NaOH и K_2SO_4 |

3. Одновременно в растворе могут находиться ионы

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

4. В результате следующих превращений



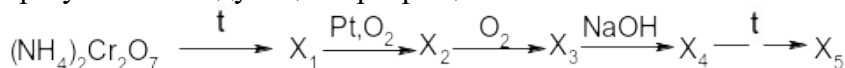
образуется конечный продукт X_5

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

5. Диоксид углерода может реагировать с веществами набора

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

6. В результате следующих превращений



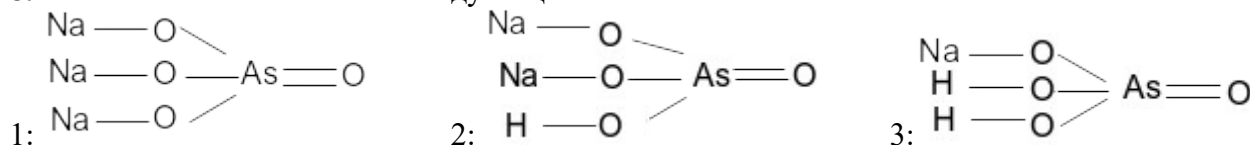
образуется конечный продукт X_5

- 1) NaNO_2 2) NO_2 3) Na_2O 4) NO

7. Установить соответствие между веществом и свойствами

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

8. Установить соответствие между веществом и названием



- А: гидроарсенат натрия Б: дигидроарсенат натрия В: арсенат натрия

9. Установить соответствие между веществом и свойствами

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

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

- 1) 4 2) 1 3) 2 4) 3 5) 5

11. Установить соответствие между веществом и способом его распознавания

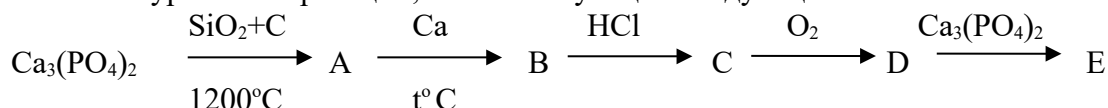
- | | |
|-------------------|---|
| 1: углекислый газ | А: возгорание тлеющей лучины |
| 2: аммиак | Б: возгорание с характерным звуком |
| 3: кислород | В: помутнение известковой воды |
| 4: водород | Г: изменение окраски влажной индикаторной бумажки |

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 2

Вариант № 1

1. 1 г некоторого металла соединяется с 8,89 г брома и с 1,78 г серы. Найдите эквивалентные массы брома и Ме, 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:



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): $\text{C}(\text{кислоты}) = 0,02$; $\text{C}(\text{спирта}) = 0,32$; $\text{C}(\text{эфира}) = 0,08$; $\text{C}(\text{воды}) = 0,08$. Какими стали равновесные концентрации после смещения равновесия вследствие увеличения концентрации $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в 4 раза?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

«Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Работа 1. Исследование скорости разложения тиосульфата натрия.

Опыт 1. Зависимость от концентрации.

В пять пробирок наливают из бюретки 0,1 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и воду в количествах, указанных в таблице. В другие пять пробирок наливают из бюретки по 5 мл 1 М серной кислоты. Сливают попарно приготовленные растворы тиосульфата натрия и серной кислоты (первый

раствор приливают ко второму) и отсчитывают время до начала появления помутнения содержимого каждой пробирки. Результаты записывают в таблицу по форме:

Объем, мл			$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = \frac{0,1a}{a+b+c},$ моль/л	Время до появления мути t, с	$\frac{1}{V_{\text{усл.}} = t}, \text{с}^{-1}$
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (а)	H_2O (б)	H_2SO_4 (в)			
1	4	5	0,01		
2	3	5	0,02		
3	2	5	0,03		
4	1	5	0,04		
5	0	5	0,05		

В этом и следующих опытах измеряется не скорость реакции, а промежуток времени между началом реакции и ее видимым результатом. Однако этот промежуток времени обратно пропорционален скорости реакции V, поэтому величину $1/t$ назовем условной скоростью реакции ($V_{\text{усл.}}$). Строят график зависимости скорости разложения тиосульфата натрия от концентрации. Какой вывод можно сделать о порядке исследуемой реакции на основании полученной зависимости?

Опыт 2. Зависимость от температуры.

В три пробирки наливают по 5 мл 0,1 М тиосульфата натрия, а в другие три – по 5 мл 1 М серной кислоты. Помещают все пробирки в стакан с водой и через 5-7 минут, измерив температуру воды в стакане, сливают вместе содержимое одной пары пробирок с H_2SO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и отсчитывают время до начала помутнения. Приливают в стакан немного горячей воды так, чтобы температура воды в стакане увеличилась примерно на 10°C . Вновь выдерживают растворы при этой температуре 5-7 минут. Слив содержимое второй пары пробирок с H_2SO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, определяют также время до начала появления мути. Опыт с последней парой пробирок проводят при температуре приблизительно на 20°C выше первоначальной.

Результаты записывают в таблицу по форме:

t, $^\circ\text{C}$	$\frac{1}{T}$	Время от начала отсчета до помутнения t, с	$V_{\text{усл.}} = \frac{1}{t}, \text{с}^{-1}$	lg V

Делают вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

Работа 2. Исследование зависимости скорости реакции разложения тиосульфата натрия.

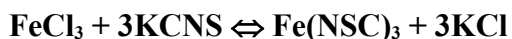
В три пробирки наливают по 2 мл 0,1 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и добавляют по 1 – 2 – 3 мл 0,05 М CuSO_4 . Кроме того, в первые две пробирки добавляют 2 и 1 мл воды, чтобы общий объем раствора во всех пробирках составлял 5 мл. В другие три пробирки наливают по 5 мл 1 М H_2SO_4 . Смешивают попарно растворы тиосульфата натрия и серной кислоты и определяют время помутнения растворов. Результаты опытов записывают в таблицу по форме:

$[\text{Cu}^{2+}]$, г-ион/л	Время от начала отсчета до помутнения t, с	$\frac{1}{V_{\text{усл.}} = t}, \text{с}^{-1}$

Строят график зависимости скорости реакции от концентрации катализатора – ионов Cu^{2+} .

Работа 3. Влияние различных факторов на положение равновесия химической реакции.

Опыт 1. Влияние концентрации. Для опыта удобно воспользоваться реакцией образования роданида железа (III):



Роданид железа интенсивно окрашен в красный цвет, FeCl_3 – в желтый, а KCNS и KCl – бесцветны. При изменении концентрации $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ окраска раствора меняется, что указывает на направление смещения равновесия.

К 20 мл воды в небольшом стакане прибавляют по 1 – 2 капли насыщенных растворов FeCl_3 и KCNS (или NH_4CNS). Полученный раствор разливают в 4 пробирки. В 1-ю добавляют несколько капель концентрированного раствора FeCl_3 , во 2-ю несколько капель концентрированного раствора KCNS (или NH_4CNS), в 3-ю немного кристаллического KCl (или NH_4Cl), а 4-ю оставляют для сравнения. Пользуясь законом действия масс, объясните изменение окраски в первых трех пробирках.

Результаты записывают в таблицу по форме:

Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия

Опыт 2. Влияние температуры. При взаимодействии йода с крахмалом образуется синее вещество сложного состава (соединение включения):

йод + крахмал = йодокрахмал

В две пробирки наливают по 4 – 5 мл раствора крахмала и добавляют 3 – 4 капли 0,1 н. раствора I_2 . Нагревают одну из пробирок, а затем снова охлаждают. Вторую пробирку оставляют для сравнения. Что происходит? Экзо- или эндотермической является реакция образования йодокрахмала?

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 ?

Лабораторная работа «Определение тепловых эффектов химических процессов» Опыт 1. Определение теплоты растворения нитрата аммония.

Опыт проводить в упрощенном калориметре, состоящем из двух химических стаканов: на 100 и 300 мл, вставленных один в другой. Промежуток между стаканами заполняется рыхлым слоем ваты. Калориметр накрывается крышкой из толстого картона с отверстиями посередине для термометра и сбоку для пробирки и мешалки. В калориметр помещается термометр с ценой деления $0,1^\circ C$.

Вынуть стакан калориметра, взвесить на технотехнических весах, налить в него около 60 мл воды и снова взвесить. В сухую узкую пробирку с пробкой насыпать на $1/3$ высоты сухого нитрата аммония, закрыть пробкой и взвесить пробирку с веществом. Перед тем как насыпать соль, необходимо тщательно растереть ее в фарфоровой ступке.

Вставить в калориметр пробирку с веществом так, чтобы нижняя часть пробирки, заполненная солью, была погружена в воду калориметра. Через 5 минут, перемешивая воду стеклянной мешалкой, измерить температуру воды в калориметре.

Вынуть пробирку и высыпать ее содержимое во внутренний стакан с водой через воронку, опущенную в отверстие для пробирки. Отверстие закрыть пробкой. Перемешать жидкость до полного растворения соли и замерить минимальную температуру раствора. По окончании опыта пробирку с пробкой и остатками соли тщательно вытереть снаружи, снова взвесить, определить по разности вес растворенной соли.

Записать результаты опыта:

Масса сухого стакана, г	a
Масса стакана с водой, г	a ₁
Масса воды, г	a ₁ – a = A
Масса пробирки с пробкой и солью, г	б
Масса пробирки с пробкой, г	б ₁
Масса растворенной соли, г	б – б ₁ = m
Температура воды	t ₁ [°]
Температура раствора	t ₂ [°]
Разность между конечной и начальной температурой	t ₂ [°] – t ₁ [°] = Δt [°]
Молярная масса растворенного вещества	M

Принимая (условно) удельный вес раствора равным единице, а теплоемкость раствора – равной теплоемкости воды, вычислить по формуле молекулярную теплоту растворения Q:

$$Q = \frac{(A + m) \cdot \Delta t \cdot M}{m \cdot 1000} \text{ ккал / моль}$$

Зная, что теплота растворения нитрата аммония равна $-6,4$ ккал, определить относительную ошибку опыта.

Опыт 2. Определение теплоты нейтрализации.

Опыт проводить в калориметре (см. опыт 1). В сухой внутренний стакан калориметра налить из бюретки 25 мл 1 н. раствора едкого натра. В другой стакан (тоже сухой) налить тем же приемом 25 мл 1 н. раствора соляной кислоты. Определить температуру кислоты и

щелочи с точностью до $0,1^{\circ}\text{C}$, затем быстро через воронку вылить соляную кислоту в раствор щелочи. Перемешивая раствор стеклянной палочкой, определить с той же точностью самую высокую температуру раствора. Данные опыта записать в журнал по схеме:

HCl		NaOH		Температура	
Концентрация	Объем, мл	Концентрация	Объем, мл	Начальная	Конечная

Произвести следующие расчеты:

По начальной и конечной температуре растворов и их суммарному объему вычислить количество тепла, выделившегося при реакции по формуле

$$q = V \cdot d \cdot c \cdot \Delta t$$

где:

V – объем раствора после нейтрализации;

d – удельный вес раствора;

c – теплоемкость этого раствора; $c_p(\text{H}_2\text{O}) = 4,187 \text{ Дж/К} \cdot \text{г}$

Δt – разность между конечной и начальной температурой.

Удельный вес раствора после нейтрализации считать равным единице, теплоемкость – равной теплоемкости воды.

Составить уравнение реакции нейтрализации и рассчитать тепловой эффект нейтрализации 1 г-экв кислоты.

Определить относительную ошибку опыта в процентах, зная, что при нейтрализации 1 г-экв сильной кислоты щелочью выделяется 13,64 ккал тепла (1 ккал = 4186,8 Дж).

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

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

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

3. Химическое равновесие реакции $\text{S}_{8(\text{г})} + 16\text{HI}_{(\text{г})} = 8\text{I}_{2(\text{г})} + 8\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} - Q$ сместится вправо при понижении

- 1) концентрации H_2S 2) концентрации HI
3) давления 4) температуры

4. Химическое равновесие реакции $\text{Zr}_{(\text{т})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})} = \text{ZrCl}_{4(\text{г})} + Q$ смещается вправо при

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

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

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

6. Из 2 моль CO и 2 моль Cl_2 образовалось при некоторой температуре 0,45 моль COCl_2 .

Константа равновесия реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_{2(\text{г})}$

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

7. Стандартная теплота образования MgO (к) и CO_2 (г) соответственно равна -601,8 и -393,5 кДж/моль. Теплота разложения MgCO_3 на MgO и CO_2 $\Delta H = 100,7$ кДж/моль. Теплота образования MgCO_3

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

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

9. Если скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, то наступает химическое *****

10. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом *****

Вариант № 2

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

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 3 (темы 5-6)**Вариант № 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?
- 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 .
- Дихромат аммония при нагревании разлагается по реакции:
$$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(т) = \text{N}_2\uparrow(г) + 4\text{H}_2\text{O}(г) + \text{Cr}_2\text{O}_3(т) \quad \Delta H^\circ_{\text{х р}} = -503 \text{ кДж}$$

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

- При 393 К реакция заканчивается за 18 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
- 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 рН дистиллированной свежеперегнанной воды при 25°C? Как изменится рН воды при повышении температуры?

19. В каком из следующих растворов: а) 0,1М NaOH; 0,1М NH₃; 0,1М C₅H₅N ; б) 0,1М HCl; 0,1М CH₃COOH; 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 H₃PO₄: а) диссоциацию H₃PO₄ по первой ступени; б) диссоциацию H₃PO₄ по второй ступени; в) диссоциацию H₃PO₄ 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 NH₃ добавить равный объём: а) 0,1М NaOH; б) 0,1 М CH₃COOH; в) 0,1М NH₄Cl?

25. Для растворов каких солей pH имеет такое же значение, как для воды? Покажите это на примере NaCl и CH₃COONH₄.

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

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 KClO₄, NaClO, HCOONH₄, CuBr₂. Объясните.

29. Какую среду имеют разбавленные растворы солей: NaCN, CH₃COONH₄, KMnO₄? 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: K₂SO₄, Na₂Se, BaS, RbNO₃, ZnCl₂, K₂SO₃, KClO₃, HCOOK, NaClO₄, 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_2 . Зависит ли эта величина от: природы соли, концентрации раствора, температуры? Чем определяется большее или меньшее значение K_2 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?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

«Теория электролитической диссоциации и гидролиз»

Опыт 1. Диссоциация солей.

а) Взять немного хлорида меди (II) и отметить цвет твердой соли. Одну часть соли растворить в ацетоне, а другую — в воде. Наблюдать окраску раствора в первом и во втором случаях. Дать объяснение.

б) Кристаллик хлорида меди (II) растворить в 2-3 каплях воды. Отметить окраску раствора. Добавить несколько миллилитров воды. Наблюдать изменение окраски раствора. Дать объяснение. Написать уравнение реакции диссоциации хлорида меди (II).

Опыт 2. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов.

а) В пробирку налить 5 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты, в другую — столько же 0,1 н. раствора уксусной кислоты. Опустить в каждую пробирку по одинаковому кусочку цинка. Какой газ выделяется в пробирках? Написать уравнения происходящих реакций. В какой кислоте процесс идет более энергично? Дать объяснение этому явлению, пользуясь данными о степени диссоциации соляной и уксусной кислот в их 0,1 н. растворах.

б) Налить в две пробирки раствор хлорида кальция. В одну пробирку добавить 2 н. раствор гидроксида натрия, а в другую — такой же объем 2 н. раствора аммиака (растворы не должны содержать карбонатов). Что наблюдается? Объяснить причину различного действия на хлорид кальция взятых оснований.

Опыт 3. Окраска индикаторов

а) Налить в три пробирки по 3 мл дистиллированной воды и прибавить по 2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина. Отметить в таблице их цвет в нейтральной среде. В каждую пробирку прибавить раствор какой-нибудь кислоты. Наблюдать изменения окраски и записать их в соответствующие графы таблицы.

б) Прodelать то же самое, взяв вместо кислоты раствор какой-либо щелочи.

Среда	Цвет индикатора		
	Лакмуса	Оранжевого метилового	Фенолфталеина
Нейтральная			
Кислая			
Щелочная			

Опыт 4. Химическое равновесие в растворах электролитов.

а) В три пробирки налить по несколько капель насыщенного раствора хлорида кобальта (II) CoCl_2 , отметив предварительно окраску раствора. В первую пробирку внести несколько капель концентрированной HCl , во вторую — несколько кристаллов CaCl_2 и в третью — спирт. Наблюдать изменение окраски раствора во всех случаях.

К раствору, находящемуся в первой пробирке, добавить несколько капель воды до изменения окраски раствора, затем снова добавить концентрированной HCl . Что наблюдается? Написать уравнение реакции диссоциации CoCl_2 . Объяснить изменение окраски растворов во всех случаях, исходя из того, что гидратированный ион кобальта (II) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ имеет розовую окраску, а молекулы CoCl_2 — синюю.

б) Налить в пробирку 5 мл воды и две капли фенолфталеина. Внести в пробирку одну каплю концентрированного раствора аммиака. Как изменилась окраска фенолфталеина? Какова реакция среды раствора аммиака?

Написать уравнения реакций обратимых процессов, происходящих при растворении аммиака в воде. Разлить содержимое пробирки пополам и к одной части добавить щепотку хлорида аммония NH_4Cl . Перемешать раствор стеклянной палочкой и сравнить окраску растворов в двух пробирках. Объяснить смещение равновесия процесса диссоциации при добавлении NH_4Cl . Написать выражение константы диссоциации гидроксида аммония.

Опыт 5. Ионные реакции в растворах электролитов

а) Прodelать качественную реакцию на хлорид-ионы, взяв для исследования разбавленный раствор соляной кислоты и растворы хлоридов различных металлов.

Качественной реакцией на хлорид-ионы является образование белого творожистого осадка хлорида серебра.

Каким сокращенным ионным уравнением можно выразить все прodelанные реакции?

б) Испытать действие раствора нитрата серебра на раствор хлората калия KClO_3 и хлороформ CHCl_3 . Что наблюдается? Дать объяснение.

Опыт 6. Определение pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Получить у преподавателя раствор, pH которого нужно определить.

Ознакомиться с инструкцией, которая помещена на обложке книжки с универсальной индикаторной бумагой.

Прodelать опыт согласно инструкции, сделать вывод о величине pH исследуемого раствора. Указать реакцию среды и вычислить концентрацию ионов водорода.

Опыт 7. Реакция среды растворов солей при гидролизе.

а) Из имеющихся в лаборатории реактивов подобрать растворы солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием. Налить в одну пробирку раствор соли,

образованной одноосновной кислотой, в другую — раствор соли, образованной многоосновной кислотой, и исследовать реакцию среды растворов, нанося каплю раствора на лакмусовую бумажку стеклянной палочкой. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза взятых солей. В каком случае гидролиз будет происходить ступенчато?

б) Написать уравнение реакции гидролиза сульфата меди (II) в молекулярной и ионной формах. Как действует его раствор на лакмус? Проверить правильность заключения опытом.

Какие ионы обусловили изменение цвета лакмуса? В результате какого процесса эти ионы появились?

в) Какую реакцию на лакмус должен показывать раствор хлорида натрия? Проверить правильность заключения опытом.

Результаты испытаний растворов солей на индикатор представить в виде таблицы:

Формула	Окраска лакмуса	Реакция среды	Значение pH в растворе: pH7, pH<7, pH>7

Опыт 8. Исследование продуктов гидролиза.

Налить в пробирку немного раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и испытать его действие на лакмусовую бумажку. Написать уравнение реакции гидролиза FeCl_3 по первой ступени.

В раствор FeCl_3 ввести немного порошка магния. Наблюдать выделение пузырьков газа. Какой газ выделяется? Дать объяснение.

Опыт 9. Влияние температуры на степень гидролиза.

Смешать в пробирке по 3 мл растворов хлорида железа (III) и ацетата натрия. Можно ли обнаружить внешние признаки протекания химической реакции? Нагреть жидкость до кипения. Что наблюдается? Написать уравнения реакций образования ацетата железа (III) и его гидролиза.

Опыт 10. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза.

Налить в пробирку 1 мл раствора хлорида сурьмы (III) и добавить в него по каплям дистиллированную воду до образования осадка. Написать уравнения реакций гидролиза, считая, что до разбавления гидролиз практически протекает по первой ступени. После разбавления усиливается вторая ступень гидролиза и образуется SbOCl (продукт разложения дигидроксохлорида сурьмы (III) $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$). Раствор с полученным осадком сохранить для следующего опыта.

Опыт 11. Обратимость гидролиза.

а) К раствору с осадком, полученным в опыте 9, прилить HCl до растворения осадка, затем снова добавить воду. Дать объяснение наблюдаемым явлениям. Как влияет изменение концентрации ионов водорода в данном случае на равновесие гидролиза?

б) Написать уравнение реакции гидролиза ацетата натрия CH_3COONa в молекулярной и ионной формах. Какова должна быть реакция среды? К раствору CH_3COONa добавить 2—3 капли фенолфталеина. Отметить интенсивность окраски. Половину полученного раствора отлить в другую пробирку и оставить для сравнения, а оставшийся раствор нагреть до кипения. Как меняется интенсивность окраски? Охладить раствор и сравнить его с контрольным образцом. Дать объяснение наблюдаемым явлениям.

Опыт 12. Полный гидролиз.

К раствору соли алюминия в пробирке прилить раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Нагреть пробирку, отфильтровать образовавшийся осадок и промыть его на фильтре горячей водой для удаления избытка Na_2CO_3 . Доказать опытным путем, что полученный осадок является не солью угольной кислоты, а гидроксидом алюминия. Составить уравнения реакций образования карбоната алюминия и его гидролиза.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ**Вариант № 1**

- Смешаны 100 г 20%-ного раствора и 50 г 32%-ного раствора некоторого вещества. Концентрация полученного раствора
1) 24 2) 12 3) 36 4) 48
- Для получения 9%-ного раствора соляной кислоты надо растворить 67,2 л HCl в воде массой
1) 1,107 кг 2) 0,505 кг 3) 0,987 кг 4) 1,227 кг
- Уравнению $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$ 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
- 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
- Хлорид бария массой 41,6 г растворили в воде. В полученном растворе содержится 0,35 моль хлорид-ионов. Степень диссоциации хлорида бария
1) 87,5% 2) 17,5% 3) 57,1% 4) 96%
- Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1М и $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{\text{ион}}$) составит
1) $1,3 \cdot 10^{-2}$ 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$ 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$ 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$
- Если концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ и ацетат-ионов $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ в 0,1М растворе уксусной кислоты равна 0,00132 моль/л, то ее константа ионизации
1) $1,74 \cdot 10^{-5}$ 2) $1,76 \cdot 10^{-4}$ 3) $1,78 \cdot 10^{-4}$ 4) $1,74 \cdot 10^{-4}$
- Концентрацию ионов водорода в растворе при pH = 4,32 равна
1) $4,78 \cdot 10^{-4}$ 2) $4,76 \cdot 10^{-5}$ 3) $4,74 \cdot 10^{-5}$ 4) $4,74 \cdot 10^{-5}$
- Активная концентрация анионов $a_{\text{он-}}$ 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) $6 \cdot 10^{-3}$
- Константа гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1М раствора соли HCOONH_4 ($K_d(\text{кис}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$, $K_d(\text{осн}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$)
1) $3,16 \cdot 10^{-6}$, 0,177 и 6,5 2) $4,76 \cdot 10^{-4}$, 0,745 и 8,3
3) $2,74 \cdot 10^{-5}$, 0,587 и 8,54 4) $5,75 \cdot 10^{-10}$, 0,345 и 6,62

Вариант № 2

- К 100 мл 96%-ной серной кислоты ($\rho = 1,84$ 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
- Из 400 г 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 50 г растворенного вещества. Массовая доля вещества в оставшемся растворе
1) 8,6 % 2) 6,3 % 3) 7,4 % 4) 9,5 %
- Уравнению $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ 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
- Щелочность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду
1) карбонат натрия, иодид натрия 2) сульфит калия, сульфид натрия
3) нитрит натрия, нитрат натрия 4) хлорид лития, хлорид аммония
- Количество отрицательных ионов в 120 г 10 % раствора аммония, если степень диссоциации соли равна 90 %
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

- 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 бромида 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 рН, 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 рН больше или меньше. Ответ обоснуйте исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов: HCOONa и HCOONH_4 .

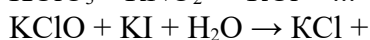
Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

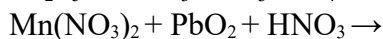
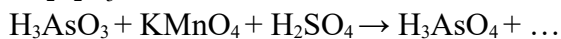
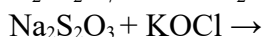
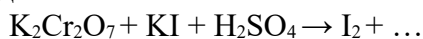
1. Что называют сопряженной окислительно-восстановительной парой и сколько их должно участвовать в окислительно-восстановительной реакции? Чему соответствует каждая из них?

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?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

«Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз»

Опыт 1. В раствор сульфата меди опустить на 2-5 мин. железный гвоздь, поверхность которого очищена наждачной бумагой. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. К 2-3 мл раствора йодида калия прилить равный объем хлорной воды. Чем объяснить изменение окраски раствора. Напишите уравнение реакции. Какому веществу принадлежит в растворе желтая окраска?

Опыт 3. К 2-3 мл сероводородной воды прибавить по каплям бромную воду. Наблюдать помутнение и обесцвечивание раствора. Напишите уравнение реакции.

Опыт 4. К 2-3 каплям раствора йодида калия прилить 2 мл концентрированной серной кислоты. Что наблюдаете? Доказать наличие в растворе свободного йода. Напишите уравнение реакции.

Опыт 5. К 2 мл раствора сульфита натрия прилить равный объем разбавленной серной кислоты и 1 мл раствора перманганата калия. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Опыт 6. Установите опытным путем, что нитрит натрия в кислой среде по отношению к бихромату калия является восстановителем. (Раствор следует подогреть.) Напишите уравнение реакции.

Опыт 7. В пробирку с медной стружкой прилить (под тягой) 2 мл концентрированной азотной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Опыт 8. В пробирку положить несколько кристалликов перманганата калия и облить их 1 мл концентрированной серной кислоты. Через некоторое время наблюдать образование в пробирке газа. Напишите уравнение реакции.

Опыт 9. К 1 мл раствора хромита натрия ($\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$) прилить равный объем щелочи и 3 мл бромной воды и кипятить. Как изменяется цвет раствора. Напишите уравнение реакции.

Опыт 10. К раствору хлорида марганца (II) прибавить раствор щелочи и затем бромной воды. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции (обмена и окисления-восстановления).

Опыт 11. Электролиз раствора йодистого калия.

U-образную трубку укрепить в зажиме штатива, налить в неё приблизительно до половины раствора йодистого калия, к которому прибавлено несколько капель крахмального клейстера и 2-3 капли раствора фенолфталеина. Вставить в оба колена трубки угольные электроды и включить постоянный электрический ток. Наблюдать окрашивание раствора у катода и анода. Составить схему электролиза водного раствора KI.

Опыт 12. Электролиз раствора сернокислого натрия.

В U-образную трубку для электролиза налить раствор сернокислого натрия, к которому добавлен раствор нейтрального (фиолетового) лакмуса. Включить ток и наблюдать изменение через 1-2 мин окраски раствора у электродов. Составить схему электролиза водного раствора сернокислого натрия.

Опыт 13. Электролиз раствора сернокислой меди.

Налить в U-образную трубку раствор сернокислой меди. Пользуясь угольными электродами, пропускать ток в течение 4-5 минут. Что выделяется на электродах? Составить схему электролиза раствора сернокислой меди.

При написании всех уравнений должны быть составлены схемы перехода электронов.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

Вариант № 1

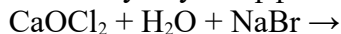
1. Реакция диспропорционирования

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

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 | A: Cu и Cl_2 |
| 2: продукты электролиза раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | B: Cu и O_2 |
| 3: продукты электролиза раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | B: 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: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | A: $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 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**

1. Какие соединения можно отнести к комплексным?
2. Пользуясь положениями координационной теории Вернера дайте определения следующим понятиям: а) комплексообразователь, б) лиганды, в) координационное число комплексообразователя, г) внутренняя и внешняя сфера комплекса.
3. Как определяются заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя?
4. Какая связь между строением атомов элементов и их способностью к комплексообразованию? Приведите примеры типичных комплексообразователей.
5. Приведите примеры типичных лигандов. Какие лиганды называются монодентатными и какие полидентатными?
6. Какое влияние должно оказывать на значение координационного числа увеличение радиуса и заряда: а) комплексообразователя, б) лигандов? Каким соотношением двух сил, действующих между центральным атомом и лигандами и между самими лигандами, определяется координационное число?
7. Приведите примеры комплексных соединений:
 - 1) с комплексным анионом,
 - 2) с комплексным катионом,
 - 3) являющихся неэлектролитами.
 Дайте им название.
8. Дайте определение и приведите примеры основных типов комплексных соединений.
9. Укажите основные виды изомерии комплексных соединений. Приведите примеры.
10. Как с позиций метода валентных связей объяснить образование связей между комплексообразователем и лигандами? Какие орбитали центрального атома могут одновременно участвовать в образовании связей? Чем это определяется?

11. 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.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

«Комплексные соединения»

Опыт 1. Образование и диссоциация соединений с комплексным катионом.

а) Налить в пробирку 1-2 мл раствора AgNO_3 и добавить немного раствора NaCl . К образовавшемуся осадку приливать раствор аммиака до его растворения. Составить уравнения реакций, учитывая, что координационное число Ag^+ равно двум. Объяснить происходящие изменения.

б) Налить в пробирку 1-2 мл раствора CuCl_2 и прибавлять по каплям раствор аммиака до образования осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$, затем прилить избыток раствора аммиака до растворения осадка. Сравнить окраску ионов Cu^{2+} с окраской полученного раствора. Присутствие каких ионов сообщает окраску раствору? Написать уравнение реакции получения комплексного основания и его координационную формулу, учитывая, что координационное число Cu^{2+} равно четырем. Какое основание является более сильным: гидроксид меди (II) или соответствующее комплексное основание? Почему?

Полученный раствор сохранить для опыта 4.

Опыт 2. Образование и диссоциация соединений с комплексным анионом.

а) К 1-2 мл раствора нитрата ртути (II) (сильный яд!) добавлять по каплям разбавленный раствор KI до образования осадка HgI_2 . Затем прилить избыток раствора KI до растворения осадка. Написать уравнения реакций и координационную формулу полученного комплексного соединения, учитывая, что, координационное число Hg^{2+} равно четырем.

б) В пробирку с 2-3 мл раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ добавлять по каплям 0,5 н. раствор KI до выпадения осадка BiI_3 . Затем добавить еще несколько капель раствора KI до растворения выпавшего осадка. Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , I^- , Bi^{3+} ? Написать уравнение реакций образования и диссоциации комплексного соединения и его координационную формулу, учитывая, что координационное число Bi^{3+} равно четырем.

Опыт 3. Различие между простыми и комплексными ионами железа (III).

а) К 1-2 мл раствора FeCl_3 прилить немного раствора KSCN . Написать уравнение реакции. Эта реакция характерна для иона Fe^{3+} и применяется для его обнаружения.

б) Доказать, обнаруживается ли ион Fe^{3+} в растворе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, проделав характерную реакцию, как в опыте 3, а.

в) Налить в одну пробирку немного раствора FeCl_3 , а в другую — $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и добавить в каждую из них одинаковое количество раствора FeSO_4 . Объяснить отсутствие изменений в первой пробирке и образование во второй осадка так называемой турнбулевой сини $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Реакция образования турнбулевой сини является характерной для комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

Опыт 4. Прочность и разрушение комплексных ионов.

а) Получить в пробирке $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, как это было сделано в опыте 1. Полученный раствор разлить в четыре пробирки и использовать в опытах 4б, 4в и 4д.

б) Налить в пробирку 1-2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученного в опыте 4а, и добавить туда кусочек цинка. Что наблюдается? Записать уравнение реакции образования комплексного аммиаката цинка, учитывая, что координационное число Zn^{2+} равно четырем.

Объяснить, пользуясь таблицей констант нестойкости комплексных ионов, причину вытеснения цинком серебра из его комплексного иона.

в) Налить в две пробирки одинаковое количество раствора AgNO_3 . В одну из них добавить раствор NaOH , в другую KI . Записать наблюдения.

Эти реакции характерны для иона Ag^+ и могут быть использованы для его обнаружения. Составить уравнения реакций.

Раствор $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученный в опыте 4а, налить по 1 мл в две пробирки. В одну пробирку прилить раствор NaOH , а в другую — раствор KI . Что происходит? Написать уравнение диссоциации комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и выражение константы нестойкости его. Дать объяснение наблюдаемым явлениям, пользуясь уравнением диссоциации комплексного иона и правилом произведения растворимости.

г) Получить в пробирке осадок AgCl . Затем добавлять 1 н. раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до полного растворения осадка. Написать уравнение реакции образования $\text{Na}_2[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.

К полученному раствору комплексного соединения добавить раствор KI . Сравнить результаты с полученными в опыте 4в. Написать выражения для констант нестойкости аммиачного и тиосульфатного комплексов и решить по результатам опытов 4в и 4г, какая константа имеет большее значение. Проверить вывод по табличным данным.

д) Налить в пробирку 1-2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученного в опыте 4а, и добавлять разбавленную HNO_3 до выпадения осадка AgCl . Объяснить наблюдаемые явления, исходя из того, что константы нестойкости ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и NH_4^+ соответственно равны $6,8 \cdot 10^{-8}$ и $6,0 \cdot 10^{-10}$.

е) Налить в две пробирки одинаковые количества раствора CuCl_2 . В одну из них добавить раствор NaOH , в другую — $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Отметить цвет образующихся осадков. Эти реакции можно использовать для открытия иона Cu^{2+} . Составить уравнения реакций.

Раствор $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, полученный в опыте 1, разделить поровну в две пробирки. В одну прилить раствор NaOH , а в другую — раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Что наблюдается? Написать уравнения происходящих реакций.

Дать объяснение наблюдаемым явлениям, исходя из данных о величинах произведений растворимости $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CuS и константы нестойкости иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Опыт 5. Диссоциация двойной соли.

Доказать наличие ионов NH_4^+ , Fe^{3+} и SO_4^{2-} в растворе железоаммонийных квасцов $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, проделав для них характерные реакции с помощью растворов щелочи, KSCN и BaCl_2 .

Написать ионные уравнения реакций. Составить уравнение электролитической диссоциации железоаммонийных квасцов.

В чем состоит сходство и отличие между двойными солями и другими комплексными соединениями?

Опыт 6. Влияние концентрации раствора на комплексообразование

К нескольким каплям раствора CoCl_2 в пробирке прилить концентрированный раствор KSCN . Наблюдать изменение цвета раствора вследствие образования комплексной соли $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Разбавить полученный раствор водой. Объяснить изменение его цвета. Написать уравнения реакций.

Какое влияние оказывает концентрация раствора на комплексообразование?

Опыт 7. Гидратная изомерия аквакомплексов

Несколько фиолетовых кристалликов $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ растворить в воде. Наблюдать окраску раствора. Нагреть раствор до изменения окраски. Дать объяснение.

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

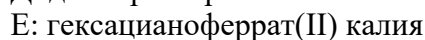
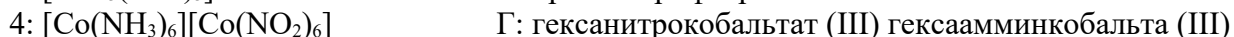
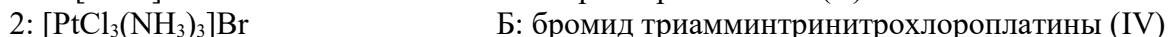
ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

Вариант № 1

1. Парамагнитный низкоспиновый внутриорбитальный



2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли



3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом



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 # # #

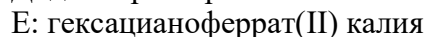
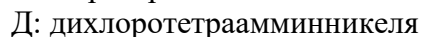
5. Если при действии раствора серной кислоты весь барий из раствора $\text{Ba}(\text{CN})_2 \cdot \text{Cu}(\text{CNS})_2$ осаждается в виде сульфата бария, то координационная формула соли # # #

Вариант № 2

1. Парамагнитный высокоспиновый внутриорбитальный



2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли



3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом



3: $[\text{Fe}(\text{CO})_x]^0$

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 $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ ($K_{\text{Ч}_{\text{Pt}}} = 6$) 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)
ОПК-1 Способен решать типовые задачи профессиональной деятельности на основе знаний основных законов математических и естественных наук с применением информационно-коммуникационных технологий				
1.	Задание закрытого типа	Выберите правильный ответ. Формула кристаллогидрата сульфата натрия, масса которого при обезвоживании уменьшилась на	1	10

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		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) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$		
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) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ г) $\text{MnSO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	1 – а 2 – б 3 – в	2-3
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	1	7-9

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		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		
5.		Выберите правильный ответ. При попадании кислоты на кожу необходимо: 1) Смыть вещество сильной струёй воды, а затем промыть 2 %- ным раствором гидрокарбоната натрия. 2) Промыть кожу 2 %-ным раствором гидрокарбоната натрия, а затем водой. 3) Промыть кожу 2 %-ным раствором борной или уксусной кислоты, а затем водой. 4) Смыть попавшую кислоту на кожу струёй воды	1	1-2
6.		Выберите правильный ответ. Термическое разложение нитратов	1 – а 2 – б 3 – в	1-2

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		протекает по-разному в зависимости от свойств катиона соли. Установите соответствие: 1) нитраты щелочных металлов 2) нитраты металлов средней активности 3) нитраты неактивных металлов а) нитриты металлов и кислород б) оксиды металлов, оксид 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) $KBr_{(ТВ.)} + MnO_2 + H_2SO_4$	1 2	3-5

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		(конц.) $\rightarrow$ 3) $\text{KBr}_{(\text{тв.})} + \text{HBrO}_{3(\text{р-р})} \rightarrow$ 4) $\text{KBr}_{(\text{тв.})} + \text{Cl}_2 \rightarrow$		
9.	Задание открытого типа	Напишите уравнения реакций, при помощи которых перечисленные ниже соли могут быть переведены в средние: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$, $\text{Cr}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4$.	$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O}$	5-8
10.		Рассчитайте, чему равна основность ортомышьяковой кислоты, если на нейтрализацию 3 г H_3AsO_4 израсходовалось 2,366 г KOH .	Решение: По закону эквивалентов $\frac{m(\text{H}_3\text{AsO}_4)}{M_э(\text{H}_3\text{AsO}_4)} = \frac{m(\text{KOH})}{M_э(\text{KOH})}$ $M(\text{H}_3\text{AsO}_4) = 142 \text{ г/моль}$ $M(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$ $f_э(\text{KOH}) = 1; M_э(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$ $M_э(\text{H}_3\text{AsO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{AsO}_4) \times M_э(\text{KOH})}{m(\text{KOH})}$ $\text{Основность} = \frac{M(\text{H}_3\text{AsO}_4)}{M_э(\text{H}_3\text{AsO}_4)} = \frac{142}{71}$ Ответ: 2	8-10
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 : $\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{100 \cdot 0,098}{98} = 0.1 \text{ моль}$ $\nu(\text{NaOH}) = \frac{200 \cdot 0,032}{40} = 0.16 \text{ моль}$ Подбор соответствующего уравнения реакции: $0.1 \text{ моль} \quad 0.1 \text{ моль} \quad 0.1 \text{ моль}$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$ H_3PO_4 в недостатке, следовательно расчет ведем по	10-12

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4)$. Анализ уравнения: 2 балла $\nu(\text{NaOH})_{\text{прореагировавшего}} = 0,1 \text{ моль}$ $\nu(\text{NaOH})_{\text{оставшегося}} = 0,16 - 0,1 = 0,06 \text{ моль}$ $\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,1 \text{ моль}$ Вывод о ходе продолжения реакции: Т.к NaOH в избытке, а образовалась кислая соль, реакция идет дальше: 0,06 моль 0,06 моль 0,06 моль $\text{NaOH} + \text{NaH}_2\text{PO}_4 = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 1 моль 1 моль 1 моль Теперь $\nu(\text{NaOH})$ в недостатке, и расчет ведем по нему. Анализ второго уравнения: $\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{прореагировавшего}} = 0,06 \text{ моль}$ $\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{оставшегося}} = 0,1 - 0,06 = 0,04 \text{ моль}$ $\nu(\text{Na}_2\text{HPO}_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,06 \text{ моль}$ Расчеты массы солей: В растворе присутствуют две соли: NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4 . $m = M \cdot \nu$ $m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 120 \cdot 0,04 = 4,8 \text{ г}$ $m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 142 \cdot 0,06 = 8,52 \text{ г}$	
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^- . $\text{HCN} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$ $\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$	10-12

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			$K = H^{+} \cdot \frac{CN^{-}}{HCN} = 4,9 \cdot 10^{-10}$ $[CN^{-}]_{общая} = [CN^{-}]_{HCN} + [CN^{-}]_{NaCN}$ $[H^{+}] = [CN^{-}]_{HCN} = x \text{ моль/л}$ Рассчитаем концентрацию NaCN и цианид-иона из соли: $c(NaCN) = \frac{n \cdot \alpha}{V} = \frac{0,1 \cdot 0,85}{1} = 0,085 \text{ моль/л}$ $[CN^{-}]_{NaCN} = 0,085 \text{ моль/л}$ $[CN^{-}]_{общая} = [CN^{-}]_{HCN} + [CN^{-}]_{NaCN} = (x + 0,085) \text{ моль/л}$ Подставляем полученные значения в константу диссоциации: $K = H^{+} \cdot \frac{CN^{-}}{HCN} = \frac{x \cdot (x + 0,085)}{0,1} = 4,9 \cdot 10^{-10}$ Так как $x \ll 0,085$, величиной x в $(x + 0,085)$ можно пренебречь, тогда уравнение упрощается: $0,085x = 4,9 \cdot 10^{-11}$ $x = \frac{4,9 \cdot 10^{-11}}{0,085} = 5,76 \cdot 10^{-10}$ $\alpha_2 = 5,76 \cdot 10^{-10}$ $\frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \frac{7 \cdot 10^{-5}}{5,76 \cdot 10^{-10}} = 121527,8 \text{ раз}$ Ответ: α уменьшилась в 121527,8 раз.	
13.		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	Решение: Рассчитаем по уравнению Нернста потенциалы цинкового и свинцового электродов. В справочнике находим значения стандартных электродных потенциалов: $E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ В};$ $E^0(Pb^{2+}/Pb) = -0,13 \text{ В}$ $E_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,79 \text{ В}$ $E_{Pb^{2+}/Pb} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,18 \text{ В}$ Находим ЭДС элемента: $\text{ЭДС} = E_K - E_A = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}$ На свинцовом электроде (катод) восстанавливается свинец: $Pb^{2+} + 2e = Pb^0$ На цинковом электроде (анод) окисляется цинк: $Zn^0 - 2e = Zn^{2+}$ Схема гальванического	8-10

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		нитрата свинца.	элемента: $A(-) Zn Zn(NO_3)_2 (0,1 M) Pb(NO_3)_2 (0,02 M) Pb (+) K$	
14.		Определите ЭДС гальванического элемента $Ag AgNO_3 (0,001 M) AgNO_3 (0,1 M) Ag$ В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?	Решение: $E_{Ag^+/Ag} = 0,80 В$ $E_{Ag^+/Ag} = E_{Ag^+/Ag} + \frac{0,059}{1} \lg i$ $E_1 = 0,80 + 0,059 \lg 0,001 = 0,80 + 0,0$ $E_2 = 0,80 + 0,059 \lg 0,1 = 0,80 + 0,059$ $\Delta C = E_1 - E_2 = 0,74 - 0,62 = 0,12 В$ Левый электрод с меньшей концентрацией – анод, от него электроны по внешней цепи будут перемещаться к правому электроду с большей концентрацией – катоду.	8-10
15.		Доступными в лаборатории способами определите реакцию среды в растворах солей NaH_2PO_4 и Na_3PO_4. Проанализируйте полученные результаты, объясните их.	Решение: Реакцию среды в растворах определили с помощью универсальной индикаторной бумаги. Раствор NaH_2PO_4 имеет слабокислую, а раствор Na_3PO_4 – сильнощелочную реакцию среды. Запишем уравнение гидролиза Na_3PO_4: $Na_3PO_4 + H_2O = Na_2HPO_4 + NaOH$ $PO_4^{3-} + H_2O = HPO_4^{2-} + OH^-$ гидролиз по аниону, среда щелочная Рассчитаем константу гидролиза: $K_z = \frac{K_{H_2O}}{K_{к-ты}} =$ $\frac{K_{H_2O}}{K_{зк-ты}} = \frac{10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-12}} = 7,7 \cdot 10^{-3}$ Диссоциация фосфорной кислоты протекает по ступеням: $H_3PO_4 \leftrightarrow H_2PO_4^- + H^+ \quad K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ (наиболее активно по 1 ступени)}$ $H_2PO_4^- \leftrightarrow HPO_4^{2-} + H^+ \quad K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8} \text{ (намного меньше по 2 ступени)}$	7-9

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			ступени) $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+ \quad K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$ (практически не протекает по 3 ступени) Для расчета константы гидролиза необходимо использовать K_3, т.к. именно она связывает ионы HPO_4^{2-} и PO_4^{3-}. Рассчитанная константа гидролиза велика, среда сильнощелочная. Запишем уравнение гидролиза NaH_2PO_4: $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$ В данном случае наряду с гидролизом дигидрофосфат-иона идет его диссоциация (см. 2-ую ступень диссоциации фосфорной кислоты). Поэтому надо рассчитать K_r и сравнить ее с K_2 диссоциации кислоты. Для расчета константы гидролиза используем K_1 кислоты $K_z = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к-ты}}} =$ $\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{1\text{к-ты}}} = \frac{10^{-14}}{7,5 \cdot 10^{-3}} = 1,33 \cdot 10^{-12}$ $(K_r \text{ очень мала})$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+ \quad K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_r(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 1,33 \cdot 10^{-12} < K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8} \Rightarrow$ диссоциация протекает в большей степени, чем гидролиз, реакция среды слабокислая.	
16.		Решите задачу. Смешали по 3 моля веществ А, В, С. После установления равновесия $\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$ в системе обнаружили 5 моль вещества С. Рассчитайте константу равновесия.	Решение. 1. Определение равновесных концентраций веществ А и В. $\Delta \nu(\text{C}) = [\text{C}] - \nu_0(\text{C}) = 5 - 3 = 2$ моль $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C}$ По уравнению реакции: $\nu_{\text{прореагир.}}(\text{A}) = \nu_{\text{прореаг.}}(\text{B}) = 1$ моль Тогда $[\text{A}] = [\text{B}] = \nu_0 - \nu_{\text{прореаг.}} = 3 - 1 = 2$ моль 2. Расчет константы равновесия.	15

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		Определите состав смеси (в мольных %), полученной смешением веществ А, В, С в мольном соотношении 3:2:1 при той же температуре.	$K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{5^2}{2^2} = 6,25$ 3. Определение новых равновесных концентраций. В результате реакции расходуется x моль вещества А и В, образуется $2x$ моль вещества С. Тогда $[C] = \nu_0(C) + \nu_{\text{образов}}(C) = 1 + 2x$ моль $[B] = \nu_0(B) - \nu_{\text{прореаг}}(B) = 2 - x$ моль. $[A] = \nu_0(A) - \nu_{\text{прореаг}}(A) = 3 - x$ моль 4. Расчет константы равновесия и новых равновесных концентраций. $K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{(1+2x)^2}{(3-x)(2-x)} = 6,25$ $1+4x+4x^2 = 6,25(6-5x+x^2)$ $1+4x+4x^2 = 37,5-31,25x+6,25x^2$ $2,25x^2-35,25x+36,5=0$ $D = (-35,25)^2 - 4 \cdot 2,25 \cdot 36,5 = 914,0625 = 30,23^2$ $x = (35,25 - 30,23) / (2 \cdot 2,25) = 1,115$ $[C] = 1 + 1,115 \cdot 2 = 3,23 \text{ моль}$ $[A] = 3 - 1,115 = 1,885 \text{ моль}$ $[B] = 2 - 1,115 = 0,885 \text{ моль}$ 5. Расчет мольных долей. Общее количество моль в смеси равно $3 + 2 + 1 = 6$ моль или $3,23 + 1,885 + 0,885 = 6$ моль $\varphi(A) = \frac{1,885}{6} 100\% = 31,42\%$ $\varphi(B) = \frac{0,885}{6} 100\% = 14,75\%$ $\varphi(C) = \frac{3,23}{6} 100\% = 53,83\%$	
17.		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	Решение: Рассчитаем концентрации электролитов в растворе: $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}; \Rightarrow V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ л.}$ $C = \frac{n}{V}; \quad C(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 0,02/1 = 0,02 \text{ моль/л}$ $C(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 0,03/1 =$	12

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		H ₂ O.	0,03 моль/л 0,02 M 0,02 M 3·0,02 M Fe(NO₃)₃ = Fe³⁺ + 3NO₃⁻, 1 моль 1 моль 3 моль 0,03 M 0,03 M 2·0,03 M Ca(NO₃)₂ = Ca²⁺ + 2NO₃⁻ 1 моль 1 моль 2 моль C(NO₃⁻)_{общ.} = 3·0,02 + 2·0,03 = 0,12 M Рассчитаем ионную силу раствора: $\mu = \frac{1}{2} \sum c_i Z_i^2$ $\mu = \frac{1}{2} (0,02 \cdot 3^2 + 0,03 \cdot 2^2 + 0,12 \cdot 1^2)$ = 0,21 Рассчитаем коэффициент активности ионов. $\lg f = \frac{-0,5 \cdot Z^2 \cdot \sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}}$ $\lg f = -1,4$; $f = 10^{-1,4} = 0,04$ $a(\text{Fe}^{3+}) = c \cdot f = 0,02 \cdot 0,04 = 8 \cdot 10^{-4}$ моль/л $\lg f = -0,63$; $f = 10^{-0,63} = 0,24$ $a(\text{Ca}^{2+}) = c \cdot f = 0,03 \cdot 0,24 =$ $7,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л $\lg f = -0,07$; $f = 10^{-0,07} = 0,85$ $a(\text{NO}_3^-) = c \cdot f = 0,12 \cdot 0,85 = 0,102$ моль/л Ответ: $a(\text{Fe}^{3+}) = 8 \cdot 10^{-4}$ моль/л $a(\text{Ca}^{2+}) = 7,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л $a(\text{NO}_3^-) = 0,102$ моль/л	
18	Задание комбинированног о типа	Выберите правильный ответ и покажите решение. В процессе электролиза расплава NaCl, при силе тока 2А	3 Решение: по закону Фарадея $m(\text{Na}) = M I \tau / n F =$ $23 \cdot 2 \cdot 2700 / 96500 = 1,29$ г	5

№ п/ п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		за 45 мин на катоде выделяется продукт массой # # # г (округлить до сотых). 1) 1,92 2) 0,64 3) 1,29 2,56		
19		Выберите правильный ответ и покажите решение. На нейтрализацию 3 г H_3AsO_4 израсходовалось 2,366 г KOH. Основность кислоты равна...	Ответ: 2) Решение: По закону эквивалентов $\frac{m(H_3AsO_4)}{M_э(H_3AsO_4)} = \frac{m(KOH)}{M_э(KOH)}$ $M(H_3AsO_4) = 142$ г/моль $M(KOH) = 56$ г/моль $f_э(KOH) = 1$; $M_э(KOH) = 56$ г/моль $M_э(H_3AsO_4) = \frac{m(H_3AsO_4) \times M_э(KOH)}{m(KOH)}$ $Основность = \frac{M(H_3AsO_4)}{M_э(H_3AsO_4)} = \frac{142}{71}$	8-10
		1) 1; 2) 2; 3) 3.		

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.	Отчет по лабораторной работе	7 / 1	7	по расписанию
3.	Рейтинговые контрольные работы	5 / 3,4	17	по расписанию
Всего			40	
Блок бонусов				
4.	Посещение занятий	-	2	
5.	Своевременное выполнение всех заданий	-	4	
6.	Активность на занятии	-	4	

№ п/п	Контролируемые мероприятия	Количество мероприятий / баллы	Максимальное количество баллов	Срок представлен ия
Всего			10	
Дополнительный блок				
7.	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	
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 лабораторного практикума и семинарских занятий (лабораторные столы – 13 шт., стулья – 25 шт., доска – 1 шт., проектор – 1 шт., экран проектора – 1 шт., компьютер – 1 шт., штатив – 3 шт., вытяжной шкаф – 2 шт., сушильный шкаф – 1 шт., спектрофотометр – 1 шт., плитка электрическая – 1 шт.). Лабораторный практикум обеспечен химическими реактивами, лабораторной посудой и учебно-научным оборудованием: шкафы для химических реактивов и химической посуды, набор химических реактивов, набор химической посуды.

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).