

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

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

СОГЛАСОВАНО
Руководители ОПОП

С.К. Касимова

Е.В. Щепетова

«31» августа 2023 г.

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой химии

Л.А. Джигола

«31» августа 2023 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
«НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Составитель	Степкина Н.Н., доцент, к.х.н, доцент кафедры химии
Направление подготовки	44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)
Направленность (профиль) ОПОП	Биология и Химия
Квалификация (степень)	бакалавр
Форма обучения	очная
Год приема	2023
Курс	1
Семестр	1

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Целями освоения дисциплины «Неорганическая химия» являются ознакомление студентов с теоретическими основами неорганической химии, приобретение навыков по методам и способам синтеза неорганических веществ, описанию их свойств на основе закономерностей, вытекающих из периодического закона и Периодической системы элементов.

1.2. Задачи освоения дисциплины «Неорганическая химия»:

- получение и исследование химических свойств неорганических соединений в лабораторных условиях;
- изучение основных понятий и законов химии, строения атомов и молекул;
- умение различать основные классы неорганических веществ, их свойства;
- формирование навыков решения элементарных задач фундаментальных разделов химии;
- изучение закономерностей протекания химических процессов.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

2.1. Учебная дисциплина «Неорганическая химия» относится к базовой части Б1.Б.10.01. 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:

- аналитическая химия
- органическая химия
- биохимия
- физическая химия
- практикум по решению химических задач
- квантовая химия
- химические технологии

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 изучения дисциплины направлен на формирование элементов следующей компетенции в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению подготовки (специальности):

общепрофессиональной (ОПК-8): Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний.

Таблица 1 – Декомпозиция результатов обучения

Код и наименование компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине		
	Знать (1)	Уметь (2)	Владеть (3)
ОПК-8. Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний.	ИОПК-8.1.1. основные понятия и законы химии; электронное строение атома и Периодический закон; ИОПК-8.1.2. основы теории химической связи в соединениях разных типов; ИОПК-8.1.3. основы химической термодинамики и кинетики; ИОПК-8.1.4. электрохимические процессы; ИОПК-8.1.5. свойства растворов; ИОПК-8.1.6 способы получения основных классов неорганических соединений, их свойства, генетическую связь между ними	ИОПК-8.2.1 демонстрировать специальные научные знания в т.ч. в предметной области; ИОПК-8.2.2 предсказывать исход реакции, расставлять коэффициенты в химических уравнениях; ИОПК-8.2.3. определять применять химические законы для решения практических задач	ИОПК-8.3.1 навыками трансформации специальных научных знаний в соответствии с психофизиологическими, возрастными, познавательными особенностями обучающихся, в т.ч. с особыми образовательными потребностями; ИОПК-8.3.2. теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов; ИОПК-8.3.3. методами и способами синтеза неорганических веществ ИОПК-8.3.4. техникой безопасности при работе в лабораториях общей и неорганической химии

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Объём дисциплины составляет 4 зачётные единицы, в том числе 108 часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (из них 36 часов – лекции, 72 часа – лабораторные работы), и 36 часов – на самостоятельную работу обучающихся.

Таблица 2 – Структура и содержание дисциплины

Тема дисциплины	Семестр	Контактная работа (в часах)			Самост. работа		Форма текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации
		Л	ПЗ	ЛР	КР	СР	
Тема 1. Основные понятия и законы химии.	1	4		6		4	Собеседование, тестирование, контрольная работа 1
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.		4		6		4	Собеседование, тестирование, контрольная работа 1
Тема 3. Химическая связь		4		6		4	Собеседование, тестирование, контрольная работа 1
Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений		4		8		4	Лабораторная работа 1, собеседование, тестирование, контрольная работа 2
Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие		4		10		4	Лабораторная работа 2, собеседование, тестирование, контрольная работа 3
Тема 6. Растворы. Теория электролитической диссоциации		4		10		4	Лабораторная работа 3, собеседование, тестирование, контрольная работа 3
Тема 7. Растворы электролитов. Процессы гидролиза и амфотерность		4		8		4	Собеседование, тестирование, контрольная работа 4
Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз		4		10		4	Лабораторная работа 4, собеседование, тестирование,
Тема 9. Комплексные соединения		4		8		4	Собеседование, тестирование, контрольная работа 5
Итого		36		72		36	Экзамен

Примечание: Л – лекция; ПЗ – практическое занятие, семинар; ЛР – лабораторная работа; КР – курсовая работа; СР – самостоятельная работа.

Таблица 3 – Матрица соотнесения тем учебной дисциплины и формируемых компетенций

Тема дисциплины	Кол-во часов	Компетенции	Общее количество компетенций
		ОПК-8	
Тема 1. Основные понятия и законы химии.	14	+	1
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	14	+	1
Тема 3. Химическая связь	14	+	1
Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений	16	+	1
Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	18	+	1
Тема 6. Растворы. Теория электролитической диссоциации	18	+	1
Тема 7. Растворы электролитов. Процессы гидролиза и амфотерность	16	+	1
Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз	18	+	1
Тема 9. Комплексные соединения	16	+	1
Итого	144		

Краткое содержание учебной дисциплины

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.

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.

3. Химическая связь.

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

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

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

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

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

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

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.

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, положительный и отрицательный катализ, понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов. Использование катализаторов в промышленности.

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. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.

6. Растворы. Теория электролитической диссоциации

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.

7. Растворы электролитов. Процессы гидролиза и амфотерность

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.

Изомерия комплексных соединений: гидратная, координационная, геометрическая, изомерия положения (солевая изомерия), ионизационная, оптическая.

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.

Кислотно-основные свойства комплексных соединений. Окислительно-восстановительные свойства комплексов.

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 еженедельно. Промежуточный контроль знаний предусматривает сдачи отчетов лабораторных работ, собеседования, тестирование, контрольные работы.

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	Уравнение химической реакции. Коэффициенты в уравнениях химической	4	собеседование, тест

химии»	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.		
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	контрольная работа 1, собеседование, тест
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.	4	контрольная работа 1, собеседование, тест
Тема 4 «Классификация и свойства неорганических соединений»	Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Трехэлементные соединения. Интерметаллические соединения. Классификация сложных веществ по функциональным признакам.	4	контрольная работа 2, собеседование, тест
Тема 5 «Скорость химических реакций»	Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный,	4	контрольная работа 3, собеседование,

Химическое равновесие»	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.		тест
Тема 6 «Растворы. Теория электролитической диссоциации»	Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, молярная доля, молярность. Смещение ионных равновесий. Действие одноименного иона. Электростатическое взаимодействие между ионами. Кажущаяся степень диссоциации. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора.	4	контрольная работа 3, собеседование, тест
Тема 7 «Растворы электролитов. Процессы гидролиза и амфотерность»	Значение гидролиза в качественном анализе. Амфотерность гидроксидов. Теория амфотерности. Значение амфотерности в качественном анализе.	4	контрольная работа 4, собеседование, тест
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	собеседование, тест
Тема 9 «Комплексные соединения»	Основные положения координационной теории Вернера. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Изомерия комплексных соединений: гидратная, координационная, геометрическая, изомерия положения (солевая изомерия), ионизационная, оптическая. Кислотно-основные свойства комплексных соединений. Окислительно-восстановительные свойства комплексов.	4	контрольная работа 5, собеседование, тест

Перечень вопросов для самостоятельной работы:

1. Что называют коэффициентом экранирования, полным и эффективным зарядом ядра? В каком соотношении они находятся друг к другу?

2. Волновая функция, ее физический смысл. Радиальная и угловая составляющие волновой функции. Нарисуйте график радиального распределения электронной плотности р-орбиталей 2, 3 и 4 уровней.
3. 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.
4. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
5. В каких случаях геометрическая конфигурация молекул, определяемая типом гибридизации, реализуется: а) полностью; б) неполностью? Примеры.
6. Какое влияние оказывает неподеленная электронная пара на углы между связями? Покажите влияние разности электроотрицательности на величину валентного угла на примере молекул H₂O, OF₂.
7. Почему литий, металл химически менее активный, чем натрий и калий, в ряду напряжений стоит впереди этих двух металлов?
8. Что является более сильным окислителем и почему HClO или NaClO, NaClO или NaIO, NaClO или NaClO₄.
9. Почему в качестве окислителя используется хром (VI) в составе иона Cr₂O₇²⁻, а не в составе иона CrO₄²⁻, и почему окисление хрома (III) до хрома (VI) проводится в щелочной среде?
10. Растворы. Общая характеристика. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.
11. Основные положения теории электролитической диссоциации. Растворение. Сольватная теория растворов. Объяснение тепловых эффектов растворения.
12. Химическая кинетика. Скорость реакции, влияние различных факторов на скорость химической реакции. Кинетическая классификация реакций.
13. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
14. Покажите на примерах и объясните, как изменяются окислительно-восстановительные свойства соединений, элемента в зависимости от различных факторов.
15. В растворе какой соли pH больше? [Cr(H₂O)₆]Cl₃ или [Cr(H₂O)₄Cl₂]Cl
16. 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?
17. Сопоставить устойчивость Co²⁺ и Co³⁺ в виде гидроксидов и в виде водных растворов их сульфатов.
18. С каким галогенид-ионом Co³⁺ образует относительно устойчивое соединение? Как объяснить неустойчивость CoCl₃, претерпевающего разложение по реакции:
$$2\text{CoCl}_3 = 2\text{CoCl}_2 + \text{Cl}_2?$$
19. 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.
20. Почему аммиакаты щелочных и щелочноземельных металлов разлагаются водой? Какой щелочной металл образует аммиакат в растворах концентрированного NH₃?
21. 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.
22. Чем объяснить, что перманганат способен в растворах с pH=5-6 окислять иодиды (но не бромиды и хлориды), а в растворах с pH=3 –5 иодиды и бромиды (но не хлориды) и только в растворах с pH=1-3 хлориды?
23. Теория сильных электролитов. Активность ионов. Ионная сила раствора.
24. Произведение растворимости.

25. Термохимия. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.

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

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
Раздел 1. Общая химия			
Тема 1. Основные понятия и законы химии.	Обзорная лекция	Не предусмотрено	Фронтальный опрос (собеседование), 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 6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	Обзорная лекция	Не предусмотрено	Собеседование (семинар - исследование), исследовательская лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 7. Энергетика и направленность химических процессов	Обзорная лекция	Не предусмотрено	Собеседование, лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации	Проблемная лекция	Не предусмотрено	Собеседование (Сформулировать – поделить – создать – проверить),

			лабораторная работа (мозговой штурм), тестовый контроль
Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы	Проблемная лекция	Не предусмотрено	Собеседование (Обучение в малых группах), лабораторная работа, тестовый контроль
Тема 10. Комплексные соединения	Лекция	Не предусмотрено	Собеседование (Обучение в малых группах), лабораторная работа, тестовый контроль

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 «Избранные проблемы химии на английском языке», представленный на платформе moodle по адресу <http://moodle.asu.edu.ru>

Для оперативной связи со студентами предполагается возможность использования электронной почты преподавателя

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 7 Professional	Операционная система
Kaspersky Endpoint Security	Средство антивирусной защиты
Google Chrome	Браузер
Notepad++	Текстовый редактор
OpenOffice	Пакет офисных программ
Opera	Браузер
Paint .NET	Растровый графический редактор
VirtualBox	Программный продукт виртуализации операционных систем
VLC Player	Медиапроигрыватель

Наименование программного обеспечения	Назначение
Microsoft Visual Studio	Среда разработки
VMware (Player)	Программный продукт виртуализации операционных систем
Far Manager	Файловый менеджер
WinDjView	Программа для просмотра файлов в формате DJV и DjVu

6.3.2. Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Электронная библиотечная система IPRbooks

www.iprbookshop.ru

Электронно-библиотечная система BOOK.ru

<https://book.ru>

Электронная библиотечная система издательства ЮРАЙТ, раздел «Легендарные книги»

www.biblio-online.ru, <https://urait.ru/>

Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на платформе ЭБС «Электронный Читальный зал – БиблиоТех»

<https://biblio.asu.edu.ru>

Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента»

www.studentlibrary.ru

Электронная библиотечная система «Университетская библиотека онлайн»

www.biblioclub.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 «Неорганическая химия» проверяется сформированность у обучающихся компетенций, указанных в разделе 3 настоящей программы. Этапность формирования данных компетенций в процессе освоения дисциплины определяется последовательным достижением результатов освоения содержательно связанных между собой тем.

Таблица 6 – Соответствие разделов, 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-8	Контрольная работа 1, собеседование, тестирование
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	ОПК-8	Контрольная работа 1, собеседование, тестирование
Тема 3. Химическая связь	ОПК-8	Контрольная работа 1, собеседование, тестирование
Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений	ОПК-8	Контрольная работа 2, собеседование, тестирование
Тема 5. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	ОПК-8	Контрольная работа 3, собеседование, тестирование
Тема 6. Растворы. Теория электролитической диссоциации	ОПК-8	Контрольная работа 4, собеседование, тестирование
Тема 7. Процессы гидролиза и амфотерность	ОПК-8	Контрольная работа 4, собеседование, тестирование
Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз	ОПК-8	Собеседование, тестирование
Тема 9. Комплексные соединения	ОПК-8	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 аргументировано 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 при подсказке преподавателя, затрудняется в формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	не способен правильно выполнить задание

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

Тема 1. Основные понятия и законы химии

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

1. Объем резиновой камеры автомобильной шины равен $0,025 \text{ м}^3$, давление в ней $5,0665 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Определите массу воздуха, находящегося в камере при $20 \text{ }^\circ\text{C}$.
2. Рассчитайте молекулярную массу газа, если $7 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ его при 20°C и $0,253 \cdot 10^5 \text{ Па}$ занимают объем $22,18 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.
3. Рассчитайте среднюю молекулярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38% фосгена COCl_2 и 62 % хлора Cl_2 .
4. Определите массу 10^{-3} м^3 газовой смеси, содержащей (по объему) 50% водорода и 50% диоксида углерода (н.у.).
5. Газ (н.у.) занимает объем 1 м^3 . При какой температуре объем газа утроится, если давление газа не меняется?
6. 9. Определите давление кислорода, если $0,1 \text{ кг}$ этого газа находится в сосуде объемом $0,02 \text{ м}^3$ при 20°C .
7. Какую массу CaCO_3 надо взять, чтобы получить при его прокаливании диоксид углерода, занимающий объем $25 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ при 15°C и давлении 104000 Па ?
8. Вычислите объем $0,100 \text{ кг}$ газовой смеси состава $3\text{CO}+2\text{CO}_2$ при 50°C и давлении 98600 Па .
9. Из $5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ хлората калия KClO_3 было получено $0,7 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода, измеренного при 20°C и давлении 111900 Па . Определите массовую долю примесей в хлорате калия.
10. Что называют молярной массой эквивалента? Чему она равна для кислот и оснований в реакциях полной нейтрализации?

11. Что называют количеством вещества эквивалента? Чему равна эта величина для $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 (в реакциях полной нейтрализации), BaCl_2 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, взятых количеством вещества 1 моль?

12. Для растворения металла массой 16,86 г потребовалась серная кислота массой 14,7 г. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

1. Фактор эквивалентности соли

- 1) 1/основность 2) 1/число катионов \times валентность катионов
3) 1/кислотность 4) 1/число атомов элемента \times валентность элемента

2. Фактор эквивалентности кислоты

- 1) 1/кислотность 3) 1/число атомов элемента \times валентность элемента
2) 1/основность 4) 1/число катионов \times валентность катионов

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

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

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

- 1) 2×10^{21} 2) 2×10^{20} 3) 2×10^{22} 4) 2×10^{23}

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

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

6. Один моль воды при н.у. занимает объем

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

7. Масса (в граммах) 0,25 моль оксида лития

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

8. Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди (II)

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

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

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

1. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности?

2. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?

3. Квантовые числа. Их физический смысл.

4. Правила распределения электронов в атоме.

5. Что называют энергией ионизации? Какая величина имеет с ней одинаковое числовое значение? В каких единицах они измеряются?

6. Чему равно число всех возможных ионизационных потенциалов для данного атома и что является причиной увеличения их значений в ряду: $I_1 < I_2 < I_3 \dots$?

7. Как зависит величина ионизационного потенциала от значения для электрона главного квантового числа и чем эта зависимость обусловлена?

8. Как можно по экспериментально найденным ионизационным потенциалам установить наличие в атоме электронных слоев и число электронов, которые они содержат?

Покажите это, пользуясь значениями этих величин для бериллия: $I_1=9,3$; $I_2=18,2$; $I_3=153,7$ и $I_4=217$ эВ.

9. Как должны отличаться друг от друга ионизационные потенциалы атомов: а) натрия и хлора, б) калия и криптона, в) бериллия и бария?

10. Что называют сродством атома к электрону? Для каких элементов эта величина имеет наибольшее положительное значение и для каких отрицательное значение? Какие экспериментальные данные указывают на невозможность существования многозарядных простых ионов?

11. Какой вывод можно сделать о свойствах элемента по значению для него ионизационного потенциала и сродства к электрону?

12. Что называют абсолютной и относительной электроотрицательностью? Как по значению этой величины можно, судить о направлении смещения электронной плотности при образовании связей?

13. Что называют степенью окисления элемента и чему равна их общая сумма в молекуле и ионе?

14. Чему равна степень окисления натрия, кальция и хлора, если они находятся в виде свободных ионов: Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- , и хрома, если он находится в составе сложного иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

15. Какая степень окисления должна быть более характерна для элемента при высоких или низких значениях его ЭО?

16. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома.

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
3) увеличивается
- 2) уменьшается
4) остаются постоянной

4. Разрешенный набор квантовых чисел электрона

- 1) $n = 3, l = 0, m = 1$
3) $n = 3, l = 2, m = -1$
- 2) $n = 2, l = 1, m = 0$
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. Изоэлектронные атомы и ионы

- | | |
|-------------------------------------|--------------------------------|
| 1) $\text{Fe}^{2+}, \text{Co}^{3+}$ | 2) Co, Ni^{2+} |
| 3) $\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$ | 4) $\text{Co}^{2+}, \text{Mn}$ |

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
3) уменьшается
- 2) увеличивается
4) остаются постоянной

6. Атомные орбитали дают сумму $n + l = 9$

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

7. Число неспаренных электронов в атоме хрома в невозбужденном состоянии *****

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

9. Число орбиталей у атома определяется ***** квантовым числом

10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами

- 1: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ А: F⁻
2: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ Б: С
3: $1s^2 2s^2 2p^6$ В: Fe⁺³
4: $1s^2 2s^2 2p^2$ Г: Cr

11. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах

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

12. Принцип неопределенности сформулировал

- 1) В. Гейзенберг 2) Н. Бор 3) Луи де Бройль 4) Э. Резерфорд

Тема 3. Химическая связь ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

Ковалентная связь

1. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух атомов, которые её образуют? Покажите и объясните на примере молекулы H₂, зная, что $r/H=0,053$ нм, а $d/H-H=0,074$ нм.

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

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

4. Для каких элементов, имеющих электронные конфигурации внешнего слоя атома $3s^2 3p^2$, $4s^2 3d^3$, $5s^2 3d^4$, $6s^1 3d^5$ 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 С и О ЭО(С)=2,5; ЭО(О) = 3,5.

7. Установить пространственную структуру следующих молекул:

- a) COS, COCl₂, CF₄, SiF₆²⁻;
b) NH₃, NO₂⁻, PH₃, PO₄³⁻;
c) H₂S, SCl₂, SF₄, SO₂F₂;
d) Cl₂O, ClO₃⁻, ClO₄⁻, IO₆⁵⁻.

8. Покажите влияние неподелённых электронных пар /НП/ на форму молекул BrF₃, SF₄, JCl₄⁻, JF₅. Предскажите /экваториальное или аксиальное/ расположение НП.

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

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: $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se}$ 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
 - 2: низкая температура кипения
 - 3: высокая твердость
 - 4: электрическая проводимость раствора

А: атомная
Б: металлическая
В: ионная
Г: молекулярная

Вариант № 2

1. Вещество с ионной связью имеет формулу

- 1) KBr 2) SO₃ 3) CH₄ 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

«Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», «Химическая связь»

Вариант № 1

1. Для скольких АО сумма $n+l=8$? Есть ли такие орбитали у элементов периодической системы? Атомы, каких элементов имеют наибольшее значение суммы $n+l$?
2. Напишите электронно-графические формулы: Cr, Cl⁺⁵, Te⁻², Tb.
3. Напишите электронные формулы еще неоткрытого элемента №108
4. Чем объяснить значительно более высокие T_{пл.} и T_{к.} воды и плавиковой кислоты по сравнению с теми, которые должны соответствовать их молярным массам?

Вариант № 2

1. Укажите значение квантовых чисел для внешних электронов в атомах элементов с порядковым номером 11, 14, 20, 23, 33.
2. Напишите электронно-графические формулы: Pd, Zr⁺², S⁻², Fm.
3. Какая молекула может существовать и почему? ClF₃, FCl₃, BrI₃, IBr₃.
4. Энергия ионизации при последовательном отрыве электрона от атомов Mg составляет: E₁=733, E₂=1447 и E₃=7718 кДж/моль. Чем объяснить резкое возрастание E₃?

Тема 4. Классификация и свойства неорганических соединений

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

1. Какие бинарные соединения называют оксидами? Укажите возможные способы их получения.

2. На чем основана классификация оксидов на: а) несолеобразующие и солеобразующие; б) кислотные, основные и проявляющие кислотно-основную двойственность? Какие реакции характерны для оксидов каждой из этих групп?

3. Приведите примеры оксидов, которые при взаимодействии с водой образуют две кислоты. Как взаимодействуют с раствором $\text{Ca}(\text{OH})_2$ оксиды N_2O_5 , N_2O_3 и NO_2 ?

4. В чем проявляется кислотная природа тех оксидов, которые с водой непосредственно не взаимодействуют?

5. Назовите основные оксиды, непосредственно взаимодействующие с водой. Напишите уравнения соответствующих реакций.

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

7. У какого из двух оксидов основные свойства выражены сильнее: FeO или Fe_2O_3 ; SnO или SnO_2 ; ZnO или CdO ; SnO или 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); гидрокарбоната магния; гидроксонитрата алюминия; тригидроксофосфата кальция.

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

19. Приведите примеры элементов, которые вместо гидроксолей образуют оксоли. 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 гидроксоли.

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 стгорит, 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 охлаждению 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 растворится. (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) Ba(NO ₃) ₂ и KI | 4) Ba(NO ₃) ₂ и H ₂ SO ₄ |

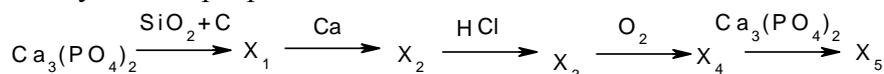
2. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

- | | |
|--|--|
| 1) Na ₂ SO ₄ и HCl | 2) NaOH и H ₂ SO ₄ |
| 3) NaCl и H ₂ SO ₄ | 4) NaOH и K ₂ SO 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



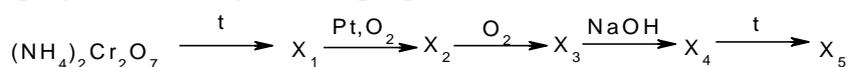
образуется конечный продукт X₅

- | | | | |
|---------------------------------------|-----------------------|--|--|
| 1) Ca(HPO ₄) ₂ | 2) CaHPO ₄ | 3) CaHPO ₄ *2H ₂ O | 4) Ca ₂ P ₂ O ₇ |
|---------------------------------------|-----------------------|--|--|

5. Диоксид углерода может реагировать с веществами набора

- | | |
|---|--|
| 1) CaO, (NH ₄) ₂ CO ₃ раствор, HNO ₃ | 2) Na ₂ CO ₃ раствор, Mg, C (кокс) |
| 3) KOH, H ₂ SO ₄ , раствор BaCl ₂ | 4) CuSO ₄ , NH ₃ , NaOH |

6. В результате следующих превращений



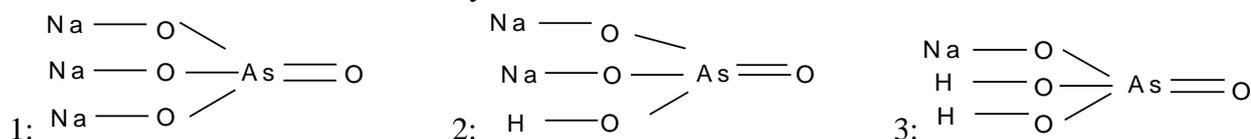
образуется конечный продукт X₅

- | | | | |
|----------------------|--------------------|----------------------|-------|
| 1) NaNO ₂ | 2) NO ₂ | 3) Na ₂ O | 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 H₂SO₄ и Al(OH)₃

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

11. Установить соответствие между веществом и способом его распознавания

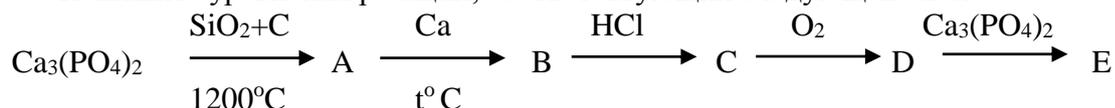
- | | |
|-------------------|---|
| 1: углекислый газ | А: возгорание тлеющей лучины |
| 2: аммиак | Б: возгорание с характерным звуком |
| 3: кислород | В: помутнение известковой воды |
| 4: водород | Г: изменение окраски влажной индикаторной бумажки |

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 Me, зная, что эквивалентная масса серы 16,0 г/моль.

2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:



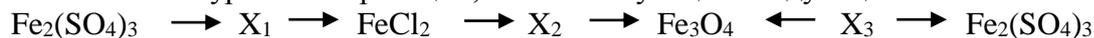
3. Напишите графические формулы соединений и дайте их названия: H_2O_2 , SnO_2 , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{NaNH}_2\text{AsO}_4$.

4. Какой объем кислорода следует добавить к 1 м³ воздуха (21% O_2), чтобы содержание в нем кислорода повысилось до 25%.

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:



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

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

Тема 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): $C(\text{Cl}_2) = 2,5$; $C(\text{CO}) = 1,8$; $C(\text{COCl}_2) = 3,2$.

7. Химическое равновесие реакции $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ установилось при концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $C(\text{COCl}_2) = 10$; $C(\text{CO}) = 2$; $C(\text{Cl}_2) = 4$. В равновесную систему добавили хлор в количестве 4 моль/л. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения равновесия.

8. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции

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

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

Делают вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

Работа 2. Исследование зависимости скорости реакции разложения тиосульфата натрия.

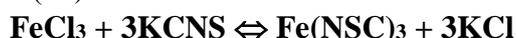
В три пробирки наливают по 2 мл 0,1 М Na₂S₂O₃ и добавляют по 1 – 2 – 3 мл 0,05 М CuSO₄. Кроме того, в первые две пробирки добавляют 2 и 1 мл воды, чтобы общий объем раствора во всех пробирках составлял 5 мл. В другие три пробирки наливают по 5 мл 1 М H₂SO₄. Смешивают попарно растворы тиосульфата натрия и серной кислоты и определяют время помутнения растворов. Результаты опытов записывают в таблицу по форме:

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

Строят график зависимости скорости реакции от концентрации катализатора – ионов Cu²⁺.

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

Опыт1. Влияние концентрации. Для опыта удобно воспользоваться реакцией образования роданида железа (III):



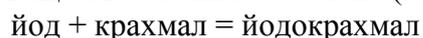
Роданид железа интенсивно окрашен в красный цвет, FeCl₃ – в желтый, а KCNS и KCl – бесцветны. При изменении концентрации Fe(NCS)₃ окраска раствора меняется, что указывает на направление смещения равновесия.

К 20 мл воды в небольшом стакане прибавляют по 1 – 2 капли насыщенных растворов FeCl₃ и KCNS (или NH₄CNS). Полученный раствор разливают в 4 пробирки. В 1-ю добавляют несколько капель концентрированного раствора FeCl₃, во 2-ю несколько капель концентрированного раствора KCNS (или NH₄CNS), в 3-ю немного кристаллического KCl (или NH₄Cl), 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):



В две пробирки наливают по 4 – 5 мл раствора крахмала и добавляют 3 – 4 капли 0,1 н. раствора I₂. Нагревают одну из пробирок, а затем снова охлаждают. Вторую пробирку оставляют для сравнения. Что происходит? Экзо- или эндотермической является реакция образования йодокрахмала?

ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

Вариант № 1

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции H₂(г) + I₂(г) = 2HI(г) при увеличении давления в 3 раза

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

2. При температуре 90°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 S₈(г) + 16HI(г) = 8I₂(г) + 8H₂S(г) – Q сместится вправо при понижении

- 1) концентрации H₂S 2) концентрации HI
3) давления 4) температуры

4. Химическое равновесие реакции $Zr_{(T)} + 2Cl_{2(T)} = ZrCl_{4(T)} + Q$ смещается вправо при
- 1) повышении давления
 - 2) повышении концентрации $ZrCl_4$
 - 3) дополнительном введении Zr
 - 4) повышении температуры
5. В гомогенной системе $3A_{(T)} + B_{(T)} = 2C_{(T)} + D_{(T)}$ 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 $CO + Cl_2 = COCl_{2(T)}$
- 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

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции $CaO_{(T)} + CO_{2(T)} = CaCO_{3(T)}$ 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
2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при нагревании от $75^\circ C$ до $115^\circ C$, если температурный коэффициент равен 2
- 1) в 2 раз
 - 2) в 4 раз
 - 3) в 8 раз
 - 4) не изменится
 - 5) в 16 раз
3. При повышении давления химическое равновесие смещается вправо
- 1) $2NO_{(T)} + O_{2(T)} = 2NO_{2(T)}$
 - 2) $C_{(T)} + CO_{2(T)} = 2CO_{(T)}$
 - 3) $2NF_{3(T)} + 3H_{2(T)} = 6HF_{(T)} + N_{2(T)}$
 - 4) $CH_{4(T)} + 4S_{(T)} = CS_{2(T)} + 2H_2S_{(T)}$
4. Химическое равновесие реакции $4FeS_{2(T)} + 11O_{2(T)} = 8SO_{2(T)} + 2Fe_2O_{3(T)} + Q$ сместится вправо при
- 1) повышении давления
 - 2) повышении концентрации SO_2
 - 3) дополнительном введении Fe_2O_3
 - 4) дополнительном введении FeS_2
5. В гомогенной системе $H_{2(T)} + I_{2(T)} = 2HI_{(T)}$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: $HI - 0,02$; $I_2 - 0,05$; $H_2 - 0,03$. Исходная концентрация водорода (моль/л) равна
- 1) 0,04
 - 2) 0,01
 - 3) 0,02
 - 4) 0,03
 - 5) 0,05
6. В гомогенной системе $4HCl_{(T)} + O_{2(T)} = 2H_2O_{(T)} + 2Cl_2$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: $HCl - 0,85$; $O_2 - 0,44$; $Cl_2 - 0,3$. Исходная концентрация кислорода (моль/л) равна
- 1) 0,59
 - 2) 0,49
 - 3) 0,69
 - 4) 0,79
 - 5) 0,89

18. Записать реакции автопротолиза воды и растворителя HSolv и выражение для констант автопротолиза. Каково значение pH дистиллированной свежеперегнанной воды при 25°C ? Как изменится pH воды при повышении температуры?

19. В каком из следующих растворов: а) $0,1\text{M NaOH}$; $0,1\text{M NH}_3$; $0,1\text{M C}_5\text{H}_5\text{N}$; б) $0,1\text{M HCl}$; $0,1\text{M CH}_3\text{COOH}$; $0,1\text{M HCOOH}$ – значение pH будет наибольшим?

20. В каком из следующих растворов: а) $0,1\text{M HCOOH}$; $0,01\text{M HCOOH}$; $0,001\text{M HCOOH}$ – значение pH будет наибольшим? Привести формулу для расчёта равновесной концентрации ионов водорода в растворе кислоты.

21. Какой процесс следует считать доминирующим при расчёте равновесной концентрации ионов водорода в водном растворе H_3PO_4 : а) диссоциацию H_3PO_4 по первой ступени; б) диссоциацию H_3PO_4 по второй ступени; в) диссоциацию H_3PO_4 по третьей ступени; г) диссоциацию кислоты по схеме: $\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

22. Какие растворы поддерживают постоянным заданное значение pH? Привести примеры.

23. Вывести формулу для расчёта pH: а) ацетатного буферного раствора; б) аммонийного буферного раствора.

24. Как изменится pH, если к $0,1\text{M}$ раствору NH_3 добавить равный объём: а) $0,1\text{M NaOH}$; б) $0,1\text{M CH}_3\text{COOH}$; в) $0,1\text{M NH}_4\text{Cl}$?

25. Для растворов каких солей pH имеет такое же значение, как для воды? Покажите это на примере NaCl и $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

26. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение: NaNO_3 или NaNO_2 , CH_3COOK или $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, KClO или KClO_3 ?

27. Какую реакцию (кислую, нейтральную или щелочную) имеет раствор соли, образованной: а) сильным основанием и слабой кислотой; б) слабым основанием и сильной кислотой? Привести примеры.

28. Какую среду имеют растворы солей KClO_4 , NaClO , HCOONH_4 , CuBr_2 . Объясните.

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

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 3

Тема «Скорость химических реакций. Химическое равновесие», «Растворы»

Вариант № 1

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

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

3. 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?

4. Какой объём $0,2\text{н}$ раствора щелочи потребуется для осаждения в виде гидроксида железа (III) всего железа, содержащегося в 100 мл $0,5\text{н}$ раствора хлорида железа (III).

Вариант № 2

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

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

3. 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?

4. Какой объем 2 М раствора карбоната натрия надо взять для приготовления 1 л 0,25 н раствора?

Тема 7. Растворы электролитов. Процессы гидролиза и амфотерность» ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

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

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

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

4. 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?

5. 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 CaCl₂ 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 CoCl₂. Объяснить изменение окраски растворов во всех случаях, исходя из того, что гидратированный ион кобальта (II) [Co(H₂O)₆]²⁺ имеет розовую окраску, а молекулы CoCl₂ — 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 NH₄Cl. Перемешать раствор стеклянной палочкой и сравнить окраску растворов в двух пробирках. Объяснить смещение равновесия процесса диссоциации при добавлении NH₄Cl. 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 проделанные реакции?

б) Испытать действие раствора нитрата серебра на раствор хлората калия KClO₃ и хлороформ CHCl₃. 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: pH=7, pH<7, pH>7

Опыт 8. Исследование продуктов гидролиза.

Налить в пробирку немного раствора хлорида железа (III) FeCl₃ и испытать его действие на лакмусовую бумажку. Написать уравнение реакции гидролиза FeCl₃ 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 дигидрохлорида 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

по темам «Растворы. Теория электролитической диссоциации», «Растворы электролитов. Процессы гидролиза и амфотерность»

Вариант № 1

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

Концентрация полученного раствора

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Вариант № 2

1. К 100 мл 96%-ной серной кислоты ($\rho = 1,84$ г/мл) прибавили 400 мл воды, получился раствор плотностью 1,225 г/мл. Молярная концентрация раствора

- 1) 3,78 М 2) 2,21 М 3) 2,57 М 4) 4,02 М

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

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

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

- 1) $FeCl_3$ с КОН 2) $Fe_2(SO_4)_3$ с $Ba(OH)_2$
3) $FeSO_4$ с NaOH 4) $Fe(OH)_3$ с HCl

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

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

5. Количество отрицательных ионов в 120 г 10 % раствора аммония, если степень диссоциации соли равна 90 %

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

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

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

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

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

8. Концентрация ионов водорода $[H^+]$ 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 pH соли бромид аммония NH_4Br pH 0,01н раствора

($K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$)

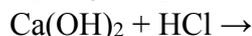
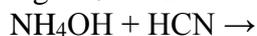
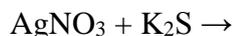
- 1) $2,38 \cdot 10^{-2}$ и 5,62 2) $4,52 \cdot 10^{-2}$ и 8,34
3) $5,68 \cdot 10^{-2}$ и 6,32 4) $3,54 \cdot 10^{-12}$ и 4,35

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 4

«Растворы электролитов. Процессы гидролиза и амфотерность»

Вариант №1

1. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:



2. Написать гидролиз солей $AlCl_3$, $(NH_4)_3PO_4$, $Cu(CH_3COO)_2$, KI , $Ba(NO_3)_2$.

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

4. Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации pH больше или меньше. Ответ обоснуйте исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов: CH_3COONa и CH_3COONH_4 .

Вариант № 2

1. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:



2. Написать гидролиз солей $FeBr_2$, $Ca(HS)_2$, $KClO_4$, $CuCl_2$, $NaNO_3$.

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

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

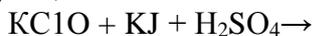
Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз

ВОПРОСЫ ДЛЯ СОБЕСЕДОВАНИЯ

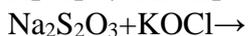
1. Что называют сопряженной окислительно-восстановительной парой и сколько их должно участвовать в окислительно-восстановительной реакции? Чему соответствует каждая из них?

3. Что называют окислительно-восстановительными коэффициентами? Какие методы существуют для их определения? Покажите сущность каждого и объясните, в каких случаях и почему один из них предпочтительнее другого.

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



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



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

Электролиз.

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

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

3. 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.

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

5. 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 KJ.

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

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

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

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

Вариант № 2

1. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

- 1) $\text{KClO}_3 = \text{O}_2 + \text{KCl}$
- 2) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

11. Какую геометрическую конфигурацию имеет комплексный ион при значении координационного числа комплексобразователя 2, 4, 6? Укажите соответствующие типы гибридизации орбиталей.

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

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

Групповое практическое задание:

(работа в группах 3-4 человека)

1. Разделение вопросов для обсуждения.

1. Основные положения координационной теории Вернера.

2. Номенклатура комплексных соединений.

3. Изомерия комплексных соединений:

4. Природа химической связи в комплексных соединениях.

2. Распределение ролей. Состав группы:

Докладчик представляет основной доклад по своему вопросу

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

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

Эксперт оценивает работу каждого участника.

3. Организационный этап:

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

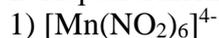
4. Рефлексивный этап:

Обсуждение результатов

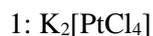
ВОПРОСЫ ДЛЯ ТЕСТИРОВАНИЯ

Вариант № 1

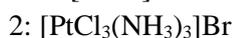
1. Парамагнитный низкоспиновый внутриорбитальный



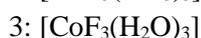
2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли



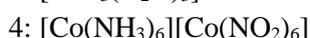
А: тетрахлолоплатинат (II) калия



Б: бромид триамминтринитрохлороплатины (IV)



В: триакватрифторокобальт

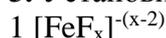


Г: гексанитрокобальтат (III) гексаамминкобальта (III)

Д: дихлоротетраамминникеля

Е: гексацианоферрат(II) калия

3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом



А: 6



Б: 4



В: 5

Г: 7

Д: 3

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

$K_{\text{H}} = 1 \cdot 10^{-21}$, 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 # # #

4. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
5. В каких случаях геометрическая конфигурация молекул, определяемая типом гибридизации, реализуется: а) полностью; б) не полностью? Примеры.
6. 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 .
7. Как изменяются магнитные свойства и кратность связи молекул элементов 2 периода ПСМ?
8. BaCl_2 в водных растворах диссоциирует полностью, а HgCl_2 почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.
9. 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?
10. Почему литий, металл химически менее активный, чем натрий и калий, в ряду напряжений стоит впереди этих двух металлов?
11. 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.
12. Что является более сильным окислителем и почему HClO или NaClO , NaClO или NaIO , NaClO или NaClO_4 .
13. Почему в качестве окислителя используется хром (VI) в составе иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, а не в составе иона CrO_4^{2-} , и почему окисление хрома (III) до хрома (VI) проводится в щелочной среде?
14. Покажите на примерах и объясните как изменяются окислительно-восстановительные свойства соединений, элемента в зависимости от различных факторов.
15. Сравните окислительно-восстановительные свойства и устойчивость $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.
16. 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?
17. 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?
18. Используя явление трансвлияния лигандов в комплексных соединениях платины (II), составьте уравнения реакций, с помощью которых можно получить транс- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)(\text{CN})\text{Cl}_2]$, 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.
19. Сопоставить устойчивость Co^{2+} и Co^{3+} в виде гидроксидов и в виде водных растворов их сульфатов.
20. 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?
21. 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?
22. С каким галогенид-ионом Co^{3+} образует относительно устойчивое соединение? Как объяснить неустойчивость CoCl_3 , претерпевающего разложение по реакции: $2\text{CoCl}_3 = 2\text{CoCl}_2 + \text{Cl}_2$?
23. 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.

24. В растворе какой соли рН больше? $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ или $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$
25. Объясните, почему устойчивость аквакомплексов ванадия больше устойчивости аквакомплексов хрома?
26. Почему аммиакаты щелочных и щелочноземельных металлов разлагаются водой? Какой щелочной металл образует аммиакат в растворах концентрированного NH_3 ?
27. Расчетные задачи по пройденным темам курса

Таблица 9 – Примеры оценочных средств с ключами правильных ответов

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
<i>ОПК-8 Способность анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений</i>				
1.	Задание закрытого типа	<p>Формула кристаллогидрата сульфата натрия, масса которого при обезвоживании уменьшилась на 47%</p> <p>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) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$</p>	1	10
2.		<p>Установить соответствие</p> <p>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) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$</p> <p>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) $\text{MnSO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$</p>	<p>1 – а 2 – б 3 – в</p>	2-3
3.		<p>Из 200 мл озонированного воздуха после разложения содержащегося в нем озона образовалось 216 мл газа. Объемная доля озона в</p>	2	5-7

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		исходной смеси (в %): 1) 32 2) 16 3) 8 4) 24		
4.		В гомогенной системе $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: HI – 0,02; I ₂ – 0,05; H ₂ – 0,03. Исходная концентрация водорода (моль/л) равна: 1) 0,04 2) 0,01 3) 0,02 4) 0,03 5) 0,05	1	7-9
5.		В процессе электролиза расплава NaCl, при силе тока 2А за 45 мин. на катоде выделяется продукт массой # # # г (округлить до сотых). 1) 1,92 2) 0,64 3) 1,28 4) 2,56	3	5-8
6.		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	1	1-2

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		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		
7.		Термическое разложение нитратов 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	1 – а 2 – б 3 – в	1-2
8.		sp^2 гибридизация реализуется полностью 1) SO_3 2) SO_2 3) CH_4 4) ClO^- 5) ClO_2^-	1	7-10
9.		Обычно для получения брома в	1 2	3-5

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		<p>лаборатории используют реакции:</p> <p>1) $\text{KBr}_{(\text{ТВ.})} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц.})} \rightarrow$</p> <p>2) $\text{KBr}_{(\text{ТВ.})} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц.})} \rightarrow$</p> <p>3) $\text{KBr}_{(\text{ТВ.})} + \text{HBrO}_3_{(\text{p-p})} \rightarrow$</p> <p>4) $\text{KBr}_{(\text{ТВ.})} + \text{Cl}_2 \rightarrow$</p>		
10.		<p>Из перечисленных веществ для очистки CO_2 от примеси CO можно использовать:</p> <p>1) $\text{H}[\text{CuCl}_2]$</p> <p>2) H_2SO_4</p> <p>3) NaOH</p> <p>4) Na_2CO_3</p>	1	2
11.	Задание открытого типа	<p>Напишите уравнения реакций, при помощи которых перечисленные ниже соли могут быть переведены в средние:</p> <p>$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$,</p> <p>$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$,</p> <p>$[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$,</p> <p>$\text{Cr}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4$.</p>	<p>$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>$[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O}$</p> <p>$\text{Cr}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O}$</p>	5-8
12.		<p>На нейтрализацию 3 г H_3AsO_4 израсходовалось 2,366 г KOH. Основность кислоты равна...</p>	<p>Решение:</p> <p>По закону эквивалентов</p> $\frac{m(\text{H}_3\text{AsO}_4)}{M_3(\text{H}_3\text{AsO}_4)} = \frac{m(\text{KOH})}{M_3(\text{KOH})}$ <p>$M(\text{H}_3\text{AsO}_4) = 142$ г/моль</p> <p>$M(\text{KOH}) = 56$ г/моль</p> <p>$f_3(\text{KOH}) = 1$; $M_3(\text{KOH}) = 56$ г/моль</p> $M_3(\text{H}_3\text{AsO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{AsO}_4) \times M_3(\text{KOH})}{m(\text{KOH})} = \frac{3 \times 56}{2,366}$ $= 71 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$ <p>Основность $= \frac{M(\text{H}_3\text{AsO}_4)}{M_3(\text{H}_3\text{AsO}_4)} = \frac{142}{71} = 2$</p> <p>Ответ: 2</p>	8-10
13.		Какие соли и в каком количестве	<p>Решение.</p> <p>Определение количества вещества</p>	10-12

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		образуются, если к 100 г 9,8%-ного раствора фосфорной кислоты прилить 200 г 3,2%-ного раствора гидроксида натрия.	<p>NaOH и H₃PO₄:</p> $\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{100 \cdot 0,098}{98} = 0,1 \text{ моль}$ $\nu(\text{NaOH}) = \frac{200 \cdot 0,032}{40} = 0,16 \text{ моль}$ <p>Подбор соответствующего уравнения реакции:</p> $0,1 \text{ моль} \quad 0,1 \text{ моль} \quad 0,1 \text{ моль}$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$ <p>H₃PO₄ в недостатке, следовательно расчет ведем по $\nu(\text{H}_3\text{PO}_4)$.</p> <p>Анализ уравнения: 2 балла</p> $\nu(\text{NaOH})_{\text{прореагировавшего}} = 0,1 \text{ моль}$ $\nu(\text{NaOH})_{\text{оставшегося}} = 0,16 - 0,1 = 0,06 \text{ моль}$ $\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,1 \text{ моль}$ <p>Вывод о ходе продолжения реакции: Т.к NaOH в избытке, а образовалась кислая соль, реакция идет дальше:</p> $0,06 \text{ моль} \quad 0,06 \text{ моль} \quad 0,06 \text{ моль}$ $\text{NaOH} + \text{NaH}_2\text{PO}_4 = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$ <p>Теперь $\nu(\text{NaOH})$ в недостатке, и расчет ведем по нему.</p> <p>Анализ второго уравнения:</p> $\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{прореагировавшего}} = 0,06 \text{ моль}$ $\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4)_{\text{оставшегося}} = 0,1 - 0,06 = 0,04 \text{ моль}$ $\nu(\text{Na}_2\text{HPO}_4)_{\text{образовавшегося}} = 0,06 \text{ моль}$ <p>Расчеты массы солей:</p> <p>В растворе присутствуют две соли: NaH₂PO₄ и Na₂HPO₄.</p> $m = M \cdot \nu$ $m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 120 \cdot 0,04 = 4,8 \text{ г}$ $m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 142 \cdot 0,06 = 8,52 \text{ г}$	
14.		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	<p>Решение:</p> <p>Найдем степень диссоциации в растворе слабой кислоты:</p> $\alpha_1 = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{4,9 \cdot 10^{-10}}{0,1}} = 7 \cdot 10^{-5}$ <p>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</p>	10-12

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		равна $4,9 \cdot 10^{-10}$.	<p>продукта CN^-.</p> $\text{HCN} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$ $\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$ $K = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = 4,9 \cdot 10^{-10}$ $[\text{CN}^-]_{\text{общая}} = [\text{CN}^-]_{\text{HCN}} + [\text{CN}^-]_{\text{NaCN}}$ $[\text{H}^+] = [\text{CN}^-]_{\text{HCN}} = x \text{ моль/л}$ <p>Рассчитаем концентрацию NaCN и цианид-иона из соли:</p> $c(\text{NaCN}) = \frac{n \cdot \alpha}{V} = \frac{0,1 \cdot 0,85}{1} = 0,085 \text{ моль/л}$ $[\text{CN}^-]_{\text{NaCN}} = 0,085 \text{ моль/л}$ $[\text{CN}^-]_{\text{общая}} = [\text{CN}^-]_{\text{HCN}} + [\text{CN}^-]_{\text{NaCN}} = (x + 0,085) \text{ моль/л}$ <p>Подставляем полученные значения в константу диссоциации:</p> $K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = \frac{x \cdot (x + 0,085)}{0,1} = 4,9 \cdot 10^{-10}$ <p>Так как $x \ll 0,085$, величиной x в $(x + 0,085)$ можно пренебречь, тогда уравнение упрощается:</p> $0,085x = 4,9 \cdot 10^{-11}$ $x = \frac{4,9 \cdot 10^{-11}}{0,085} = 5,76 \cdot 10^{-10}$ $\alpha_2 = 5,76 \cdot 10^{-10}$ $\frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \frac{7 \cdot 10^{-5}}{5,76 \cdot 10^{-10}} = 121527,8 \text{ раз}$ <p>Ответ: α уменьшилась в 121527,8 раз.</p>	
15.		<p>Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в 0,02 М раствор нитрата свинца. Вычислить ЭДС элемента, написать уравнения электродных</p>	<p>Решение:</p> <p>Рассчитаем по уравнению Нернста потенциалы цинкового и свинцового электродов.</p> <p>В справочнике находим значения стандартных электродных потенциалов:</p> $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В};$ $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ В}$ $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,79 \text{ В} \quad \text{А(-)}$ $E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,18 \text{ В} \quad \text{К(+)}$ <p>Находим ЭДС элемента:</p>	8-10

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		процессов, составить схему элемента.	$\text{ЭДС} = E_{\text{К}} - E_{\text{А}} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}$ <p>На свинцовом электроде (катод) восстанавливается свинец: $\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}^0$</p> <p>На цинковом электроде (анод) окисляется цинк: $\text{Zn}^0 - 2e = \text{Zn}^{2+}$</p> <p>Схема гальванического элемента: $\text{A}(-) \text{Zn} \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 (0,1 \text{ М}) \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (0,02 \text{ М}) \text{Pb} (+)\text{К}$</p>	
16.	Задание открытого типа	Из предложенных реактивов (HCl, NaOH, H ₃ PO ₄ , V ₂ O ₅ , KMnO ₄ , Zn, Na ₂ CO ₃ , HNO ₃) выберите необходимые для получения гидроксида ванадила и доказательства его кислотно-основных свойств.	<p>Так как V₂O₅ плохо растворяется в воде, используем щелочь для перевода его в растворимое состояние: $\text{V}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaVO}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>Реакция восстановления: $2\text{NaVO}_3 + 8\text{HCl} + \text{Zn} = 2\text{VOCl}_2 + 2\text{NaCl} + \text{ZnCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$</p> <p>Получение гидроксида: $\text{VOCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{VO}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$</p> <p>Основные свойства: $\text{VO}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{HCl} = \text{VOCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>Кислотные свойства: $4\text{VO}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{V}_4\text{O}_9 + 5\text{H}_2\text{O}$</p>	8-10
17.		<p>Определить ЭДС гальванического элемента $\text{Ag} \text{AgNO}_3 (0,001 \text{ М}) \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ М}) \text{Ag}$</p> <p>В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?</p>	<p>Решение:</p> $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,80 \text{ В}$ $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 + \frac{0,059}{1} \lg[\text{Ag}^+]$ $E_1 = 0,80 + 0,059 \lg 0,001 = 0,80 + 0,0599(-3) = 0,62 \text{ В} \quad \text{A}(-)$ $E_2 = 0,80 + 0,059 \lg 0,1 = 0,80 + 0,0599(-1) = 0,74 \text{ В} \quad \text{K}(+)$ $\text{ЭДС} = E_1 - E_2 = 0,74 - 0,62 = 0,12 \text{ В}$ <p>Левый электрод с меньшей концентрацией – анод, от него электроны по внешней цепи будут перемещаться к правому электроду с большей концентрацией – катоду.</p>	8-10
18.		Доступными в лаборатории способами определите реакцию среды в растворах солей	<p>Решение:</p> <p>Реакцию среды в растворах определили с помощью универсальной индикаторной бумаги. Раствор NaH₂PO₄ имеет</p>	7-9

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		<p>NaH_2PO_4 и Na_3PO_4. Проанализируйте полученные результаты, объясните их.</p>	<p>слабокислую, а раствор Na_3PO_4 – сильнощелочную реакцию среды. Запишем уравнение гидролиза Na_3PO_4:</p> $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH}$ $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ <p>гидролиз по аниону, среда щелочная Рассчитаем константу гидролиза:</p> $K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к-ты}}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{3 \text{ к-ты}}} = \frac{10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-12}} = 7,7 \cdot 10^{-3}$ <p>Диссоциация фосфорной кислоты протекает по ступеням:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}^+ \quad K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ <p>(наиболее активно по 1 ступени)</p> $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+ \quad K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ <p>(намного меньше по 2 ступени)</p> $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+ \quad K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$ <p>(практически не протекает по 3 ступени)</p> <p>Для расчета константы гидролиза необходимо использовать K_3, т.к. именно она связывает ионы HPO_4^{2-} и PO_4^{3-}.</p> <p>Рассчитанная константа гидролиза велика, среда сильнощелочная. Запишем уравнение гидролиза NaH_2PO_4:</p> $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$ <p>В данном случае наряду с гидролизом дигидрофосфат-иона идет его диссоциация (см. 2-ую ступень диссоциации фосфорной кислоты). Поэтому надо рассчитать K_{Γ} и сравнить ее с K_2 диссоциации кислоты. Для расчета константы гидролиза используем K_1 кислоты</p> $K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{к-ты}}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{1 \text{ к-ты}}} = \frac{10^{-14}}{7,5 \cdot 10^{-3}} = 1,33 \cdot 10^{-12} \quad (K_{\Gamma} \text{ очень мала})$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+ \quad K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_{\Gamma}(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 1,33 \cdot 10^{-12} < K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8} \Rightarrow \text{диссоциация протекает в большей степени, чем гидролиз, реакция среды слабокислая.}$	
19.		Смешали по 3 моля веществ А, В, С. После	<p>Решение.</p> <p>1. Определение равновесных концентраций веществ А и В.</p>	15

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		<p>установления равновесия $A + B = 2C$ в системе обнаружили 5 моль вещества С. Рассчитайте константу равновесия. Определите состав смеси (в мольных %), полученной смешением веществ А, В, С в мольном соотношении 3:2:1 при той же температуре.</p>	<p>$\Delta v(C) = [C] - v_0(C) = 5 - 3 = 2$ моль $A + B \rightleftharpoons 2C$ По уравнению реакции: $v_{\text{прореагировав.}}(A) = v_{\text{прореаг.}}(B) = 1$ моль Тогда $[A] = [B] = v_0 - v_{\text{прореаг.}} = 3 - 1 = 2$ моль 2. Расчет константы равновесия. $K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{5^2}{2^2} = 6,25$ 3. Определение новых равновесных концентраций. В результате реакции расходуется x моль вещества А и В, образуется $2x$ моль вещества С. Тогда $[C] = v_0(C) + v_{\text{образов.}}(C) = 1 + 2x$ моль $[B] = v_0(B) - v_{\text{прореаг.}}(B) = 2 - x$ моль. $[A] = v_0(A) - v_{\text{прореаг.}}(A) = 3 - x$ моль 4. Расчет константы равновесия и новых равновесных концентраций. $K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{(1 + 2x)^2}{(3 - x)(2 - x)} = 6,25$ $1 + 4x + 4x^2 = 6,25(6 - 5x + x^2)$ $1 + 4x + 4x^2 = 37,5 - 31,25x + 6,25x^2$ $2,25x^2 - 35,25x + 36,5 = 0$ $D = (-35,25)^2 - (-4) \cdot 2,25 \cdot 36,5 = 914,0625 = 30,23^2$ $x = (35,25 - 30,23) / (2 \cdot 2,25) = 1,115$ $[C] = 1 + 1,115 \cdot 2 = 3,23$ моль $[A] = 3 - 1,115 = 1,885$ моль $[B] = 2 - 1,115 = 0,885$ 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 $\varphi(A) = \frac{1,885}{6} \cdot 100\% = 31,42\%$ $\varphi(B) = \frac{0,885}{6} \cdot 100\% = 14,75\%$ $\varphi(C) = \frac{3,23}{6} \cdot 100\% = 53,83\%$</p>	
20.		<p>Определите активные концентрации ионов Fe^{3+}, NO_3^-, Ca^{2+} в растворе, содержащем 0,02 моль $Fe(NO_3)_3$ и</p>	<p>Решение: Рассчитаем концентрации электролитов в растворе: $\rho(H_2O) = 1$ г/мл; $\Rightarrow V(H_2O) = 1$ л. $C = \frac{n}{V}$; $C(Fe(NO_3)_3) = 0,02/1 = 0,02$ моль/л</p>	12

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		0,03 моль Ca(NO ₃) ₂ в 1000 г H ₂ O.	$C(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 0,03/1 = 0,03$ моль/л $\begin{array}{ccc} 0,02 \text{ M} & 0,02 \text{ M} & 3 \cdot 0,02 \text{ M} \\ \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 & = \text{Fe}^{3+} + & 3\text{NO}_3^-, \\ 1 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & 3 \text{ моль} \end{array}$ $\begin{array}{ccc} 0,03 \text{ M} & 0,03 \text{ M} & 2 \cdot 0,03 \text{ M} \\ \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 & = \text{Ca}^{2+} + & 2\text{NO}_3^- \\ 1 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & 2 \text{ моль} \end{array}$ $C(\text{NO}_3^-)_{\text{общ.}} = 3 \cdot 0,02 + 2 \cdot 0,03 = 0,12 \text{ M}$ Рассчитаем ионную силу раствора: $\mu = \frac{1}{2} (c_{\text{Fe}^{3+}} \cdot z_{\text{Fe}^{3+}}^2 + c_{\text{Ca}^{2+}} \cdot z_{\text{Ca}^{2+}}^2 + c_{\text{NO}_3^-} \cdot z_{\text{NO}_3^-}^2) =$ $= \frac{1}{2} (0,02 \cdot 3^2 + 0,03 \cdot 2^2 + 0,12 \cdot 1^2) = 0,21$ Рассчитаем коэффициент активности ионов. $\lg f = \frac{-0,5 \cdot Z^2 \cdot \sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}}$ $\lg f(\text{Fe}^{3+}) = \frac{-0,5 \cdot 3^2 \cdot \sqrt{0,21}}{1 + \sqrt{0,21}} = -1,4;$ $f = 10^{-1,4} = 0,04$ $a(\text{Fe}^{3+}) = c \cdot f = 0,02 \cdot 0,04 = 8 \cdot 10^{-4}$ моль/л $\lg f(\text{Ca}^{2+}) = \frac{-0,5 \cdot 2^2 \cdot \sqrt{0,21}}{1 + \sqrt{0,21}} = -0,63;$ $f = 10^{-0,63} = 0,24$ $a(\text{Ca}^{2+}) = c \cdot f = 0,03 \cdot 0,24 = 7,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л $\lg f(\text{NO}_3^-) = \frac{-0,5 \cdot 1^2 \cdot \sqrt{0,21}}{1 + \sqrt{0,21}} = -0,07;$ $f = 10^{-0,07} = 0,85$ $a(\text{NO}_3^-) = c \cdot f = 0,12 \cdot 0,85 = 0,102$ 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	

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	4 / 1	4	по расписанию
3.	Рейтинговые контрольные работы	5 / 4	20	по расписанию
Всего			40	
Блок бонусов				
4.	Посещение занятий	-	2	
5.	Своевременное выполнение всех заданий	-	4	
6.	Активность на занятии	-	4	
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-бальной шкале	
90–100	5 (отлично)	Зачтено
85–89	4 (хорошо)	
75–84		
70–74		
65–69	3 (удовлетворительно)	
60–64		
Ниже 60	2 (неудовлетворительно)	Не зачтено

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

Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на платформе ЭБС «Электронный Читальный зал – BiblioТех».
<https://biblio.asu.edu.ru>

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 (столы – 14 шт., стулья – 31 шт., доска – 1 шт., проектор – 1 шт., экран проектора – 1 шт., 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).