

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Тольяттинский государственный университет»

Б1.Б.09
(индекс дисциплины)

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Общая и неорганическая химия

(наименование дисциплины)

по направлению подготовки
18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы
в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии

направленность (профиль)

Рациональное использование сырьевых и энергетических ресурсов

Форма обучения: очная

Год набора: 2020

Общая трудоемкость: 19 ЗЕ

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр	1	2	Итого
Форма контроля	экзамен	экзамен	
Вид занятий			
Лекции	34	34	68
Лабораторные	50	50	100
Практические			
Руководство: курсовые работы (проекты) / РГР			
Промежуточная аттестация	0,35	0,35	0,70
Контактная работа	84,35	84,35	168,70
Самостоятельная работа	204	240	444
Контроль	35,65	35,65	71,30
Итого	324	360	684

Рабочую программу составил(и):

доцент, к.т.н. Трошина М.А.

(должность, ученое звание, степень, Фамилия И.О.)

Рецензирование рабочей программы дисциплины:



Отсутствует



Рецензент

(должность, ученое звание, степень, Фамилия И.О.)

Рабочая программа дисциплины составлена на основании ФГОС ВО и учебного плана направления подготовки

18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы
в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии

Срок действия рабочей программы дисциплины до «__» _____ 20__ г.

СОГЛАСОВАНО

Заведующий кафедрой «Химическая технология и ресурсосбережение»

«__» _____ 20__ г.

(подпись)

М.В. Кравцова
(И.О. Фамилия)

УТВЕРЖДЕНО

На заседании центра медицинской химии

(протокол заседания № 3 от «19» сентября 2019 г.).

1. Цель освоения дисциплины

Цель освоения дисциплины – формирование у обучающихся базовых знаний, умений и навыков по общей и неорганической химии, знакомство с внутренней логикой химической науки, а также приобретение способности использовать полученные знания, умения и навыки при изучении последующих химических и специальных дисциплин и в сфере профессиональной деятельности.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Дисциплины и практики, на освоении которых базируется данная дисциплина: «Введение в профессию», «Высшая математика».

Дисциплины и практики, для которых освоение данной дисциплины необходимо как предшествующее: «Органическая химия», «Химическое материаловедение», «Аналитическая химия», «Аналитическая химия (спец. курс)», «Аналитический контроль качества сырья и продукции», «Общая химическая технология», «Физическая химия» и другие химические дисциплины вариативной части.

3. Планируемые результаты обучения

Формируемые и контролируемые компетенции (код и наименование)	Индикаторы достижения компетенций (код и наименование)	Планируемые результаты обучения
ОПК-3. Способность использовать основные естественнонаучные законы для понимания окружающего мира и явлений природы	-	Знать: основные понятия и законы химии, строение и свойства химических соединений, природу химической связи в различных классах веществ; основные закономерности, сопровождающие взаимодействия веществ
		Уметь: применять теоретические аспекты общей и неорганической химии для анализа свойств веществ и механизмов химических процессов, протекающих в окружающей природе
		Владеть: специальной химической терминологией, методами анализа химических процессов, методами определения свойств веществ и механизма их участия в процессах химического характера в профессиональной деятельности и окружающем мире
ПК-15. Способность планировать экспериментальные исследования, получать, обрабатывать и	-	Знать: правила поведения и технику безопасности в химической лаборатории; химическую посуду и классификацию реактивов; методы проведения экспериментальных

Формируемые и контролируемые компетенции (код и наименование)	Индикаторы достижения компетенций (код и наименование)	Планируемые результаты обучения
анализировать полученные результаты		исследований, подготовки рабочего места; способы применения компьютерных средств в научных исследованиях; формы систематизации данных для составления обзоров, отчетов и презентаций
		Уметь: самостоятельно работать с методическими рекомендациями, справочными материалами, применять теоретические знания для проведения эксперимента и обработки его результатов; анализировать полученные результаты; систематизировать данные для составления обзоров, отчётов и презентаций
		Владеть: методами организации самостоятельной работы при проведении эксперимента и научных исследований; способностью самостоятельно проводить анализ полученной информации и делать выводы; базовыми приёмами организации и проведения научных исследований; методикой систематизации данных для составления обзоров, отчётов и презентаций

4. Структура и содержание дисциплины

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
Модуль 1. Строение и свойства вещества	Лекция (Лек1)	Основные понятия и законы химии	1	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб1)	Вводное занятие. Техника безопасности. Знакомство с химической посудой и реактивами	1	2	-	-	
	Лекция (Лек2)	Химический эквивалент. Закон эквивалентов	1	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср1)	ИД31	1	6	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб2)	Выполнение лабораторной работы 1. Основные классы неорганических веществ	1	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №1
	Лабораторное занятие (Лаб3)	Защита лабораторной работы 1. Основные классы неорганических веществ	1	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №1
	Лекция (Лек3)	Строение атомов. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева	1	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср2)	ИД32	1	6	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб4)	Выполнение лабораторной работы 2. Определение молярной массы эквивалента металла	1	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №2

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лабораторное занятие (Лаб5)	Защита лабораторной работы 2. Определение молярной массы эквивалента металла	1	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №2
	Лекция (Лек4)	Химическая связь. Метод валентных связей	1	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб6)	Выполнение контрольной работы 1. Строение атомов	1	2	2,5	-	Контрольная работа №1
	Лекция (Лек5)	Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей. Пространственное строение молекул и ионов. Метод Гиллеспи	1	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб7)	Выполнение контрольной работы 2. Химическая связь. Пространственное строение молекул и ионов	1	2	2,5	-	Контрольная работа №2
Модуль 2. Термодинамика и кинетика химических процессов	Лекция (Лек6)	Термодинамика химических процессов. Функции состояния: внутренняя энергия, энтальпия. Закон Гесса	1	2	-	-	
	Лекция (Лек7)	Функции состояния: энтропия, энергия Гиббса. Направление протекания химических реакций	1	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср3)	ИДЗ3	1	6	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб8)	Выполнение лабораторной работы 3. Определение энтальпии реакции	1	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №3

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лабораторное занятие (Лаб9)	Защита лабораторной работы 3. Определение энтальпии реакции	1	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №3
	Лекция (Лек8)	Скорость химических реакций. Закон действующих масс. Влияние температуры на скорость химических реакций. Энергия активации	1	2	-	-	
	Лекция (Лек9)	Катализ. Химическое равновесие	1	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср4)	ИД34	1	6	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб10)	Выполнение лабораторной работы 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	1	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №4
	Лабораторное занятие (Лаб11)	Защита лабораторной работы 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	1	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №4
	Лабораторное занятие (Лаб12)	Коллоквиум 1 по темам модулей 1, 2	1	2	25	-	Вопросы к коллоквиуму №1
Модуль 3. Растворы и электрохимические процессы	Лекция (Лек10)	Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Термодинамика и механизм растворения	1	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср5)	ИД35	1	6	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лабораторное занятие (Лаб13)	Выполнение лабораторной работы 5. Приготовление растворов заданной концентрации (оп. 1,2)	1	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб14)	Выполнение лабораторной работы 5. Приготовление растворов заданной концентрации (оп. 3)	1	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №5
	Лабораторное занятие (Лаб15)	Защита лабораторной работы 5. Приготовление растворов заданной концентрации	1	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №5
	Лекция (Лек11)	Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов	1	2	-	-	
	Лекция (Лек12)	Растворы электролитов: степень диссоциации, константа диссоциации, изотонический коэффициент, законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов	1	2	-	-	
	Лекция (Лек13)	Ионное произведение воды, произведение растворимости, направление обменных процессов в растворах электролитов	1	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср6)	ИД36	1	6	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб16)	Выполнение лабораторной работы 6. Растворы электролитов	1	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №6

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лабораторное занятие (Лаб17)	Защита лабораторной работы 6. Растворы электролитов	1	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №6
	Лекция (Лек14)	Окислительно-восстановительные реакции: ионно-электронный метод. Направление окислительно-восстановительных реакций	1	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср7)	ИД37	1	6	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб18)	Выполнение лабораторной работы 7. Окислительно-восстановительные реакции	1	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №7
	Лабораторное занятие (Лаб19)	Защита лабораторной работы 7. Окислительно-восстановительные реакции	1	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №7
	Лекция (Лек15)	Электрохимия. Возникновение электродного потенциала. Гальванические процессы	1	2	-	-	
	Лекция (Лек16)	Электролиз расплавов и водных растворов. Количественные законы электролиза	1	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср8)	ИД38	1	6	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб20)	Выполнение лабораторной работы 8. Электролиз водных растворов	1	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №8

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лабораторное занятие (Лаб21)	Защита лабораторной работы 8. Электролиз водных растворов	1	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №8
	Лекция (Лек17)	Коррозия. Виды и механизмы протекания коррозии. Способы защиты металлов от коррозии	1	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср9)	ИД39	1	6	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб22)	Выполнение лабораторной работы 9. Коррозия металлов	1	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №9
	Лабораторное занятие (Лаб23)	Защита лабораторной работы 9. Коррозия металлов	1	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №9
	Лабораторное занятие (Лаб24)	Коллоквиум 2 по темам модуля 3	1	2	25	-	Вопросы к коллоквиуму №2
	Самостоятельная работа (Ср10)	Изучение теоретического материала по курсу лекций, подготовка к защите лабораторных работ №1-9, контрольным работам №1,2 и коллоквиумам №1,2	1	150			
	Самостоятельная работа (Ср11)	Подготовка к итоговому тестированию (экзамену)	1	35,65	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Промежуточная аттестация (ПА)	Промежуточная аттестация (экзамен)	1	0,35	-	-	Тестовые задания №1-2092
	Итоговый тест по курсу через ЦТ (ТИ)	Итоговое тестирование	1	2	100	-	Вопросы к экзамену №1-50
			Итого:	324	200		
Модуль 1. s-элементы	Лекция (Лек1)	Элементы 1 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср1)	ИД31	2	10	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб1)	Выполнение лабораторной работы 1. Комплексные соединения	2	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №1
	Лабораторное занятие (Лаб2)	Защита лабораторной работы 1. Комплексные соединения	2	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №1
	Лекция (Лек2)	Элементы 2 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср2)	ИД32	2	10	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб3)	Выполнение лабораторной работы 2. Элементы 1,2 групп	2	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №2

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лабораторное занятие (Лаб4)	Защита лабораторной работы 2. Элементы 1,2 групп	2	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №2
	Самостоятельная работа (Ср3)	ИД33	2	10	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб5)	Выполнение лабораторной работы 3. Жесткость воды (оп. 1, 2)	2	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб6)	Выполнение лабораторной работы 3. Жесткость воды (оп. 3, 4)	2	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №3
	Лабораторное занятие (Лаб7)	Защита лабораторной работы 3. Жесткость воды	2	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №3
Модуль 2. р-элементы	Лекция (Лек3)	Элементы 13 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср4)	ИД34	2	10	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб8)	Выполнение лабораторной работы 4. Элементы 13 группы	2	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №4
	Лабораторное занятие (Лаб9)	Защита лабораторной работы 4. Элементы 13 группы	2	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №4
	Лекция (Лек4)	Элементы 14 группы Периодической системы	2	2	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Самостоятельная работа (Ср5)	ИД35	2	10	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб10)	Выполнение лабораторной работы 5. Элементы 14 группы	2	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №5
	Лабораторное занятие (Лаб11)	Защита лабораторной работы 5. Элементы 14 группы	2	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №5
	Лекция (Лек5)	Элементы 15 группы Периодической системы: азот и его соединения	2	2	-	-	
	Лекция (Лек6)	Элементы 15 группы Периодической системы: фосфор и его соединения, подгруппа мышьяка	2	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср6)	ИД36	2	10	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб12)	Выполнение лабораторной работы 6. Элементы 15 группы	2	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №6
	Лабораторное занятие (Лаб13)	Защита лабораторной работы 6. Элементы 15 группы	2	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №6
	Лекция (Лек7)	Элементы 16 группы Периодической системы: кислород, сера и их соединения	2	2	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лекция (Лек8)	Элементы 16 группы Периодической системы: подгруппа селена	2	2	-	-	
	Лекция (Лек9)	Элементы 17 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср7)	ИД37	2	10	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб14)	Выполнение лабораторной работы 7. Элементы 16, 17 групп	2	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №7
	Лабораторное занятие (Лаб15)	Защита лабораторной работы 7. Элементы 16, 17 групп	2	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №7
	Лекция (Лек10)	Элементы 18 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб16)	Коллоквиум 1 по темам модулей 1, 2	2	2	25	-	Вопросы к коллоквиуму №1
Модуль 3. d-элементы	Лекция (Лек11)	Элементы 3, 4 групп Периодической системы	2	2	-	-	
	Лекция (Лек12)	Элементы 5 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лекция (Лек13)	Элементы 6 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лекция (Лек14)	Элементы 7 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср8)	ИД38	2	10	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лабораторное занятие (Лаб17)	Выполнение лабораторной работы 8. Элементы 6, 7 групп	2	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №8
	Лабораторное занятие (Лаб18)	Защита лабораторной работы 8. Элементы 6, 7 групп	2	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №8
	Лекция (Лек15)	Элементы 8-10 групп Периодической системы	2	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср9)	ИД39	2	10	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб19)	Выполнение лабораторной работы 9. Элементы 8-10 групп	2	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб20)	Выполнение лабораторной работы 9. Элементы 8-10 групп	2	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №9
	Лабораторное занятие (Лаб21)	Защита лабораторной работы 9. Элементы 8-10 групп	2	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №9
	Лекция (Лек16)	Элементы 11 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лекция (Лек17)	Элементы 12 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср10)	ИД310	2	10	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лабораторное занятие (Лаб22)	Выполнение лабораторной работы 10. Элементы 11, 12 групп	2	2	2	-	Отчет по лабораторной работе №10
	Лабораторное занятие (Лаб23)	Защита лабораторной работы 10. Элементы 11, 12 групп	2	2	3	-	Вопросы для защиты лабораторной работы №10
	Лабораторное занятие (Лаб24)	Коллоквиум 2 по темам модуля 3	2	2	25	-	Вопросы к коллоквиуму №2
	Самостоятельная работа (Ср11)	Изучение теоретического материала по курсу лекций, подготовка к защите лабораторных работ №1-10 и коллоквиумам №1,2	2	140	-	-	
	Самостоятельная работа (Ср12)	Подготовка к итоговому тестированию (экзамену)	2	35,65	-	-	
	Промежуточная аттестация (ПА)	Промежуточная аттестация (экзамен)	2	0,35	-	-	Тестовые задания №1-2092
	Итоговый тест по курсу через	Итоговое тестирование	2	2	100	-	Вопросы к экзамену №1-52
Итого:				360	200		

Схема расчета итогового балла $\langle (Сумма + T_{ср})/2 \rangle$ - сумма баллов по всем учебным мероприятиям, предусмотренным в курсе + среднее арифметическое по всем промежуточным тестам, проводимым через ОТ.

5. Образовательные технологии

При реализации дисциплины используется технология традиционного обучения – организация учебного процесса в вузе, основанная на лекционно-семинарско-зачетной формах обучения. К формам обучения относятся лекции и лабораторные занятия, а также самостоятельная работа. На лекциях используются наглядные и словесные методы обучения, на лабораторных занятиях – наглядные, словесные и практические методы. Оценивание знаний студентов производится по балльно-рейтинговой системе.

6. Методические указания по освоению дисциплины

Семестр 1. Курс «Общая и неорганическая химия 1»

Модуль 1. Строение и свойства вещества

Темы лекционных занятий:

Основные понятия и законы химии.

Химический эквивалент. Закон эквивалентов.

Строение атомов. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева.

Химическая связь. Метод валентных связей.

Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей. Пространственное строение молекул и ионов. Метод Гиллеспи.

Темы лабораторных занятий:

Вводное занятие. Техника безопасности. Знакомство с химической посудой и реактивами.

Основные классы неорганических веществ.

Определение молярной массы эквивалента металла.

Строение атомов.

Химическая связь. Пространственное строение молекул и ионов.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об основных понятиях и законах химии; классификации неорганических веществ; современной теории строения атома, квантовых числах, правилах и принципах заполнения атомных орбиталей многоэлектронных атомов; Периодической системе Д.И. Менделеева; химической связи, ее видах, характеристиках, гибридизации, методе валентных связей и методе молекулярных орбиталей, гибридизации, методе Гиллеспи.

знать:

- основные понятия химии (молекула, атом, химический элемент, моль, молярная масса);
- основные законы химии (сохранения массы, постоянства состава, объемных отношений, Авогадро, уравнение Менделеева-Клапейрона, объединенный газовый закон);
- химический эквивалент, закон эквивалентов;
- теории строения атома, современная теория строения атома;
- химическая связь: ковалентная, ионная, металлическая, водородная
- метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей;
- гибридизация, метод Гиллеспи.

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- проводить количественные расчеты по уравнениям химических реакций;

- составлять электронную конфигурацию химических элементов;
- определять тип химической связи в веществе и его пространственное строение;
- составлять структурную формулу вещества.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: основных понятиях и законах химии; классификации веществ; общих химических свойствах веществ одного класса; строении атома и его характеристиках; химической связи, пространственном строении молекул и ионов.
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Что такое относительная атомная масса? Рассчитайте относительную атомную массу серы, если $m(S)=5,3 \cdot 10^{-23}$ г, а $m(C)=2,0 \cdot 10^{-23}$ г.
 2. Рассчитайте абсолютную массу молекулы серной кислоты, если ее относительная молекулярная масса равна 98.
 3. Относительная плотность газа по водороду, содержащего 27,27% углерода и 72,73% кислорода, равна 22. Определите относительную молекулярную массу газа и его химическую формулу.
 4. Относительные плотности газов по воздуху равны: а) 0,9; б) 3,17. Определите массу 1 л каждого газа.
 5. Определите, какой это металл, если 1,6 г кальция и 2,615 г двухвалентного металла вытесняют из кислоты одинаковый объем водорода при одних и тех же условиях.
 6. Хлорид металла содержит 69% хлора. Относительная атомная масса металла равна 47,9. Определите степень окисления металла в этом соединении.
 7. При температуре 100°C и давлении 50 атм. газ занимает объем 10 м^3 . Приведите объем этого газа к н.у.
 8. Чему равна масса 1 моль эквивалентов олова в реакциях его восстановления: а) $\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$; б) $\text{Sn}^{4+} + 4e = \text{Sn}^0$
 9. Рассчитайте молярную массу эквивалента железа в соединениях его с кислородом, содержащих а) 70 и б) 77,8% железа.
 10. Определите эквивалент и молярную массу эквивалента ионов железа в приведенных реакциях: а) $\text{Fe}^{3+} + 1e = \text{Fe}^{2+}$; б) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$
 11. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если 0,029 г его вытесняют из кислоты 30 мл водорода (н.у.).
 12. Составьте электронную конфигурацию элемента с атомным номером 25.
 13. Определите набор квантовых чисел для всех электронов элемента с атомным номером 22.
 14. Определите тип химической связи в молекулах угарного газа, хлорида лития и рассмотрите образование химической связи по методу валентных связей.
 15. Определите пространственное строение пентахлорида брома, дифторида олова, пербромат-иона.
 16. По методу молекулярных орбиталей установите порядок связи в цианид-ионе и оксиде азота (II).

Модуль 2. Термодинамика и кинетика химических процессов

Темы лекционных занятий:

Термодинамика химических процессов. Функции состояния: внутренняя энергия, энтальпия. Закон Гесса.

Функции состояния: энтропия, энергия Гиббса. Направление протекания химических реакций.

Скорость химических реакций. Закон действующих масс. Влияние температуры на скорость химических реакций. Энергия активации.
Катализ. Химическое равновесие.

Темы лабораторных занятий:

Определение энтальпии реакции.

Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

Коллоквиум 1 по темам модулей 1, 2.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об энергетических изменениях в системах, в которых происходит взаимодействие между веществами; скорости химических реакций и методах ее регулирования.

знать:

- термодинамические функции состояния, способ из расчета (закон Гесса и его следствие);
- влияние температуры на возможность протекания реакции в зависимости от численных значений энтальпии и энтропии реакции;
- влияние на скорость химической реакции концентрации (закон действующих масс);
- влияние на скорость реакции температуры (правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса);
- влияние на скорость реакции катализаторов;
- химическое равновесие и способы его смещения (принцип Ле Шателье).

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- определять возможность протекания реакции;
- регулировать скорость химической реакции.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: функциях состояния, законе Гесса, гомо- и гетерогенных процессах, энергии активации, константах скорости реакции и химического равновесия.

- ответить на контрольные вопросы:

1. При соединении 3,2 г железа с кислородом выделилось 40 кДж тепла. Рассчитайте энтальпию образования оксида железа (II).
2. Рассчитайте теплотворную способность метана.
3. Рассчитайте количество тепла, которое выделится при сгорании 50 м³ смеси, состоящей из 50% кислорода, 25% водорода и 25% углекислого газа.
4. Сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции в стандартных условиях, если известно, что $\Delta H_p^0 = -293$ кДж, $\Delta S_p^0 = 27$ Дж/К.
5. Во сколько раз изменится скорость реакции при изменении температуры на 30⁰С, если $\gamma = 3,0$?
6. Как изменится $v_{пр}$ газофазной реакции $2A + 3B = 2C$ при увеличении давления в 2 раза?
7. Почему $v_{пр}$ реакции $Na + H_2O \rightarrow$ отличается от $v_{пр}$ реакции $Ca + H_2O \rightarrow$?
8. Изменение каких факторов вызовет смещение равновесия обратимой реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$; $\Delta H_p^0 = -92$ кДж в сторону прямой реакции?

9. Вычислите исходные концентрации веществ, если равновесные концентрации известны: $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$, $[\text{NO}]=1,5$ моль/л, $[\text{Cl}_2]=1$ моль/л, $[\text{NOCl}]=0,5$ моль/л.

10. Определите энергию активации реакции, если константа скорости реакции при 283 К составляет 0,4, а при 303 К – 1,8.

Модуль 3. Растворы и электрохимические процессы

Темы лекционных занятий:

Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Термодинамика и механизм растворения.

Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов.

Растворы электролитов: степень диссоциации, константа диссоциации, изотонический коэффициент, законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов.

Ионное произведение воды, произведение растворимости, направление обменных процессов в растворах электролитов.

Окислительно-восстановительные реакции: ионно-электронный метод. Направление окислительно-восстановительных реакций.

Электрохимия. Возникновение электродного потенциала. Гальванические процессы.

Электролиз расплавов и водных растворов. Количественные законы электролиза.

Коррозия. Виды и механизмы протекания коррозии. Способы защиты металлов от коррозии.

Темы лабораторных занятий:

Приготовление растворов заданной концентрации.

Растворы электролитов.

Окислительно-восстановительные реакции.

Электролиз водных растворов.

Коррозия металлов.

Коллоквиум 2 по темам модуля 3.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об истинных растворах; свойствах растворов; способах выражения концентрации растворов; об окислительно-восстановительных реакциях; электродном потенциале; электрохимических процессах: гальванических, электролиза, коррозии.

знать:

- составные части растворов; количественное выражение состава растворов;
- свойства растворов неэлектролитов и электролитов;
- направление обменных процессов в растворах электролитов;
- методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса и полуреакций);
- гальванические процессы и работу гальванических элементов;
- электролиз расплавов и водных растворов электролитов;
- законы электролиза;
- виды коррозии и механизмы их протекания;
- способы защиты металлов от коррозии

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- готовить растворы заданной концентрации
- определять концентрацию растворов;

- определять свойства растворов;
- расставлять коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях;
- составлять гальванические процессы, определять электродвижущую силу гальванических элементов;
- составлять процессы электролиза расплавов и водных растворов электролитов;
- определять количества образующихся на электродах веществ при электролизе;
- составлять процессы химической и электрохимической коррозии;
- подбирать способы защиты металлов от коррозии.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: составе растворов; способах выражения концентрации растворов; электролитах и неэлектролитах; свойствах неэлектролитов и электролитов; методах электронного баланса и полуреакций; гальванических процессах; работе гальванических элементов; расчете ЭДС; анодных и катодных реакциях при электролизе; законах Фарадея; типах и механизмах различных видов коррозии; способах защиты металлов от коррозии.
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Каков тип химической связи в электролитах? Какие электролиты называют потенциальными? Истинными?
 2. Напишите диссоциацию а) сульфита натрия и б) гидрофосфата калия по первой и второй ступеням.
 3. Выразите константу диссоциации ортофосфорной кислоты по первой ступени.
 4. Определите степень диссоциации 0,01 М раствора уксусной кислоты, если $K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$.
 5. Что показывает изотонический коэффициент? Какая связь существует между степенью диссоциации электролита и изотоническим коэффициентом?
 6. Определите температуры кипения и замерзания 0,01 м раствора сульфата натрия, если степень диссоциации составляет 54%.
 7. Что называют ионным произведением воды? Чему оно равно?
 8. Определите pH а) 0,1 М раствора КОН и б) 0,1 М раствора NH_4OH ($K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$).
 9. Определите растворимость гидроксида алюминия, если его $\text{PP} = 5,7 \cdot 10^{-32}$.
 10. Рассчитайте осмотическое давление 0,002 М раствора бензола при температуре 17°C.
 11. Напишите гидролиз следующих солей и определите среду их водных растворов: NaNO_3 , ZnCl_2 , Na_2S , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
 12. Составьте схему двух гальванических элементов, в одном из которых кобальт служил бы катодом, а в другом – анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов.
 13. Гальванический элемент состоит из хромового электрода, погруженного в 0,01 М раствор CrSO_4 , и стандартного водородного электрода. Напишите уравнения электродных процессов. Чему равна его э.д.с.?
 14. Каким уравнением количественно описывается электролиз?
 15. Что рассчитывают с помощью уравнения Нернста?
 16. Составьте схему электролиза водного раствора хлорида никеля на инертных электродах.
 17. Составьте схемы электролиза водного раствора хлорида железа (II), если: а) анод железный; б) анод угольный.

18. Раствор содержит ионы Zn^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+} в одинаковой концентрации. В какой последовательности эти металлы будут выделяться при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого металла?

19. Вычислите массу никеля, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 20 А через раствор нитрата никеля в течении 22 часов.

20. При электролизе раствора соли олова (II) масса катода увеличилась на 4 г. Что произошло при этом на оловянном аноде?

21. Рассчитайте объем кислорода, который может быть получен при электролизе током 5 А в течение 2 часов, если выход по току составляет 85%.

22. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течении 30 мин на катоде выделилось 0,18 г металла. Вычислите молярную массу металла и расход электроэнергии, если известно, что напряжение в сети равно 6 В, а выход по току 72%.

23. Какой контакт является наиболее коррозионноопасным для железа: Fe/Cu, Fe/Sn, Fe/Ag?

24. В контакте с каким из металлов медь является анодом: хром, золото, никель.

25. Напишите электрохимические процессы (анодный и катодный), протекающие в контакте Al/Cu в растворе хлорида натрия.

Семестр 2. Курс «Общая и неорганическая химия 2»

Модуль 1. s-элементы

Темы лекционных занятий:

Элементы 1 группы Периодической системы.

Элементы 2 группы Периодической системы.

Темы лабораторных занятий:

Комплексные соединения.

Элементы 1,2 групп.

Жесткость воды.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление о комплексных соединениях, номенклатуре комплексных соединений, устойчивости комплексов; основных физических и химических свойствах s-элементов, способах их получения и применении; жесткости воды и методах ее умягчения.

знать:

- номенклатуру комплексных соединений, их свойства;
- свойства s-элементов, способы их получения и применения;
- жесткость воды и способы ее устранения.

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- определять физические и химические свойства s-элементов;
- составлять уравнения химических реакций с участием s-элементов;
- определять жесткость воды;
- устранять жесткость воды.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: номенклатуре комплексов; свойствах s-элементов; жесткости воды и способах ее устранения;

- ответить на контрольные вопросы:
1. Назвать указанные комплексные соединения, определите состав внешней и внутренней сфер, комплексообразователь, лиганды, координационное число, заряд комплексообразователя, напишите первичную и вторичную диссоциации комплексов и выразить для них константу нестойкости: $[\text{Rh}(\text{N}_2)_2\text{Cl}_2]\text{CN}$, $\text{K}_3[\text{Ir}(\text{C}_2\text{O}_4)_2\text{Cl}_2]$.
 2. Составить химические формулы следующих комплексных соединений: диацетатодибромокупрат (II) калия; йододиазотсеребро (I).
 3. Составить и назвать 4 комплексных соединения из указанных ионов и молекул: Fe^{3+} , H_2O , Na^+ , S^{2-} .
 4. Составить уравнения реакций:
 $\text{NaN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{K} + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{BeO} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{BaS} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 5. Написать процессы получения лития, натрия, калия электролизом расплавов их солей с угольными электродами.
 6. Сравнить химическую активность s-элементов в группах с увеличением порядкового номера элемента.
 7. Какие металлы называются щелочными и почему? Что общего в строении внешних электронных оболочек имеют атомы щелочных металлов?
 8. Написать уравнения гидролиза: а) карбоната натрия; б) фосфата калия.
 9. Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
а) $\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3$
б) $\text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{KOH}$
 10. Какие вещества в технике называют: кальцинированной содой, кристаллической содой, пищевой содой, каустической содой?
 11. Что общее имеют в строении внешних электронных оболочек атомы металлов ПА-группы?
 12. Написать уравнения реакций при помощи которых можно осуществить превращения:
а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$
б) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$
 13. Почему при изучении свойств элементов ПА-группы выделяют бериллий, магний и остальные элементы, называемые щелочно-земельными?
 14. Составить схему электролиза: а) раствора CaCl_2 ; б) расплава MgCl_2 .

Модуль 2. p-элементы

Темы лекционных занятий:

- Элементы 13 группы Периодической системы.
Элементы 14 группы Периодической системы.
Элементы 15 группы Периодической системы: азот и его соединения.
Элементы 15 группы Периодической системы: фосфор и его соединения, подгруппа мышьяка.
Элементы 16 группы Периодической системы: кислород, сера и их соединения.
Элементы 16 группы Периодической системы: подгруппа селена.
Элементы 17 группы Периодической системы.
Элементы 18 группы Периодической системы.

Темы лабораторных занятий:

- Элементы 13 группы.
Элементы 14 группы.
Элементы 15 группы.
Элементы 16, 17 групп.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление о основных физических и химических свойствах р-элементов, способах их получения и применении.

знать:

- основные физические свойства р-элементов;
- химические свойства р-элементов;
- способы получения р-элементов и их соединений;
- применение р-элементов и их соединений.

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- составлять электронную конфигурацию р-элементов;
- определять физические и химические свойства р-элементов;
- составлять уравнения химических реакций с участием р-элементов.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: свойствах р-элементов; способах получения р-элементов и их соединений; применении р-элементов и их соединений;
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Чему равна валентность бора: а) в нормальном и б) в возбужденном состоянии?
 2. Какие соединения можно получить, имея бор, магний, соляную кислоту?
 3. В каких реакциях выделяется водород?
а) $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow$; б) $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; в) $\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow$; г) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб}) \rightarrow$
 4. Какие вещества образуются в результате гидролиза: а) сульфида алюминия; б) сульфата алюминия?
 5. Каким образом можно получить CO_2 в лабораторных условиях?
 6. Что такое «растворимое стекло»? Где оно применяется?
 7. Произойдет ли реакции между SnCl_2 и FeCl_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и FeCl_2 ?
 8. Почему при растворении солей олова в воде раствор получается мутным?
 8. Чем объясняется химическая пассивность свободного азота?
 9. В какие вещества превращаются неметаллы при действии на них концентрированной азотной кислоты? Какие металлы растворяются в ней?
 10. Написать химические формулы кислот – ортофосфорной, дифосфорной, фосфористой и фосфорноватистой, учитывая, что третья двухосновная, а четвертая одноосновна. Какова степень окисления фосфора в них?
 11. Сравнить кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов, гидроксидов, солей мышьяка, сурьмы и висмута. Написать соответствующие уравнения реакций.
 12. Привести механизм образования иона гидроксония.
 13. Какие из приведенных соединений являются производными пероксида водорода: MnO_2 , BaO_2 , SnO_2 , CaO_2 , PbO_2 .
 14. Написать уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как будут смещаться равновесия при прибавлении: а) серной кислоты; б) нитрата свинца; в) щелочи?
 15. Что будет происходить при действии концентрированной серной кислоты на: а) бромид натрия; б) углерод; в) серу? Составить уравнения реакций, протекающих при нагревании.
 16. Сколько молекул и атомов содержится в 5,6 л водорода при н.у.?

17. Сколько граммов цинка надо взять, чтобы при взаимодействии с серной кислотой получить 5,6 л водорода при н.у.?

18. Объяснить закономерность изменения окислительных свойств галогенов на основании строения электронных оболочек их атомов.

19. Объяснить, могут ли в растворе совместно существовать следующие вещества:
а) бромная вода и сероводород; б) хлорная вода и хлороводород; в) хлорная вода и бромоводород; г) хлорная вода и иодид калия; хлорид железа (III) и иодид калия.

Модуль 3. d-элементы

Темы лекционных занятий:

Элементы 3, 4 групп Периодической системы.

Элементы 5 группы Периодической системы.

Элементы 6 группы Периодической системы.

Элементы 7 группы Периодической системы.

Элементы 8-10 групп Периодической системы.

Элементы 11 группы Периодической системы.

Элементы 12 группы Периодической системы.

Темы лабораторных занятий:

Элементы 6, 7 групп.

Элементы 8-10 групп.

Элементы 11, 12 групп.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление о основных физических и химических свойствах d-элементов, способах их получения и применении; жесткости воды и методах ее умягчения.

знать:

- основные физические свойства d-элементов;
- химические свойства d-элементов;
- способы получения d-элементов и их соединений;
- применение d-элементов и их соединений.

уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- составлять электронную конфигурацию d-элементов;
- определять физические и химические свойства d-элементов;
- составлять уравнения химических реакций с участием d-элементов.

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: свойствах d-элементов; способах получения d-элементов и их соединений; применении d-элементов и их соединений;
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Написать электронные формулы меди, серебра, золота.
 2. В чем можно растворить элементы подгруппы меди? Написать соответствующие уравнения реакций.
 3. Составить схему электролиза сульфата меди (II) на серебряных электродах.
 4. На каких реакциях основано применение солей серебра в фотографии?

5. Указать среди перечисленных реакций те, в которых выделяется водород: а) цинк + гидроксид калия; б) ртуть + соляная кислота; в) цинк + серная кислота (разб.); г) кадмий + азотная кислота (разб.). Составить уравнения реакций.

6. В чем можно растворить гидроксид цинка?

7. Какое вещество можно использовать для следующих превращений: а) цинк → цинкат натрия; б) нитрат ртути (II) → оксид ртути (II). Составить уравнения реакций.

8. Какие соединения образуются при растворении гидроксидов цинка и кадмия в растворе аммиака? Составить уравнения реакций.

9. Какие вещества образуются при гидролизе хлоридов элементов подгруппы титана?

10. Возможно ли существование в водных растворах ионов Ti^{4+} , Zr^{4+} , Hf^{4+} .

11. Как можно перевести в растворимое состояние TiO_2 и ZrO_2 ?

12. Дописать уравнения реакций:

а) $TiCl_2 + HCl \rightarrow$; б) $TiO_2 + BaCO_3 \rightarrow$; в) $TiCl_4 + H_2O \rightarrow$.

13. Какие простые и сложные ионы образует ванадий? Привести их состав и заряд.

14. Привести структуру атома ванадия в нейтральном состоянии и в степени окисления, в которой ванадий является гомологом фосфора.

15. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов ванадия в следующем ряду: VO , V_2O_3 , VO_2 , V_2O_5 ?

16. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций:

а) $KVO_3 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow$; б) $K_2Cr_2O_7 + H_2O + VOSO_4 \rightarrow$.

17. Дихроматы устойчивы в кислой среде, хроматы – в щелочной. При изменении реакции среды происходит взаимное превращение хроматов и дихроматов. Составить в ионной форме уравнения реакций взаимодействия: дихромата калия и гидроксида калия; хромата калия и серной кислоты.

18. Составить уравнение реакции разложения при нагревании дихромата аммония. К какому типу реакций относится этот процесс?

19. Как изменяется устойчивость соединений хрома, молибдена и вольфрама в высшей степени окисления? Привести примеры окислительно-восстановительных реакций, в которые вступают эти соединения.

20. Какой продукт получается при подкислении раствора молибдата аммония?

21. Написать электронные и электронно-графические формулы

Mn^0 , Mn^{+4} , Mn^{+7} .

22. Привести уравнения реакций, показывающие отношение металлов VIIВ-группы к растворам серной и азотной кислот различной концентрации.

23. Используя таблицу стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, доказать возможность протекания реакции между растворами $KMnO_4$ и HCl . Определить окислитель, восстановитель, среду.

24. Сопоставить свойства оксидов и гидроксидов марганца (VII) и хлора (VII).

25. Написать уравнения реакций диссоциации по первой ступени следующих солей: а) $(CoOH)_2SO_4$; б) $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$; в) $K_3[Fe(CN)_6]$.

26. Дописать уравнение реакции и подобрать коэффициенты:

$Fe_2O_3 + KNO_3 + KOH \xrightarrow{t} \dots$

27. Уравнениями реакций доказать двойственный характер окислительно-восстановительных свойств ионов: Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} .

28. Привести уравнения реакций, показывающие отношение металлов VIIIВ-группы к растворам серной и азотной кислот различной концентрации.

7. Оценочные средства

7.1. Паспорт оценочных средств

Семестр	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	ОПК-3	Вопросы для защиты лабораторных работ №1-9 Контрольные работы № 1,2 Вопросы к коллоквиумам №1,2 Тестовые задания № 1-2092 Вопросы к экзамену № 1-50
	ПК-15	Отчеты по лабораторным работам №1-9
2	ОПК-3	Вопросы для защиты лабораторных работ №1-10 Вопросы к коллоквиумам №1,2 Тестовые задания № 1-2092 Вопросы к экзамену № 1-52
	ПК-15	Отчеты по лабораторным работам №1-10

7.2. Типовые задания или иные материалы, необходимые для текущего контроля

7.2.1. Отчет по лабораторной работе

Семестр 1 «Курс общая и неорганическая химия 1»

Лабораторная работа №1 «Основные классы неорганических веществ»

Цель: закрепление знаний об основных классах неорганических соединений.

Опыт 1. Получение оксида окислением элемента

1. Опыт проводится в вытяжном шкафу!
2. В химический стакан на 50-100 мл налейте 10-15 мл дистиллированной воды. Полоску синей лакмусовой бумаги окуните в воду и отметьте ее окраску.
3. В металлическую ложечку поместите немного серы и нагрейте ее в пламени спиртовки в течение 30 секунд.
4. Ложечку с горячей серой внесите в стакан с дистиллированной водой, после чего ложечку удалите.
5. В полученный раствор вновь окуните полоску индикаторной бумаги и отметьте ее окраску.
6. Составьте уравнения проведенных реакций и сделайте вывод.

Опыт 2. Взаимодействие оксида металла с водой

1. Поместите в пробирку 1 шпатель оксида кальция и прилейте 10-15 капель дистиллированной воды, перемешайте.
2. К полученному раствору добавьте 1-2 капли фенолфталеина, обратите внимание на окраску индикатора.
3. Составьте уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 3. Взаимодействие основного оксида с кислотой

1. Внесите в пробирку шпатель оксида меди (II) и добавьте 4-5 капель раствора серной кислоты.

2. Если взаимодействия веществ в пробирке не наблюдается, то ее содержимое нагрейте.
3. Отметьте окраску раствора и объясните ее появление.
4. Составьте уравнение реакции и сделайте вывод к опыту.

Опыт 4. Взаимодействие кислотного оксида с основанием

1. Налейте в пробирку 2-3 мл известковой воды (раствора гидроксида кальция).
2. Пропустите через известковую воду углекислый газ (сделайте несколько выдохов в раствор через трубочку).
3. Отметьте образование белого осадка и его растворение при дальнейшем пропускании углекислого газа.
4. Составьте уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 5. Взаимодействие соли с щелочью

1. Внесите в две пробирки по 10 капель раствора сульфата меди (II).
2. В одну пробирку добавьте одну каплю гидроксида натрия, а во вторую – 10 капель гидроксида натрия.
3. Обратите внимание на различие окраски полученных осадков.
4. Нагрейте содержимое пробирок. Отметьте, в какой пробирке произошли изменения.
5. Составьте уравнения реакций и сделайте вывод на основании опыта.

Опыт 6. Взаимодействие соли с металлом

1. Влейте в пробирку 20 капель раствора сульфата меди (II).
2. Поместите в пробирку с раствором железную скрепку.
3. Через 2-3 минуты обратите на изменение окраски поверхности скрепки.
4. Объясните происходящее явление, составьте уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 7. Свойства амфотерного гидроксида

1. Налейте в две пробирки по 5 капель раствора нитрата алюминия.
2. Добавьте в обе пробирки по каплям гидроксид натрия до появления осадка.
3. К осадку в первой пробирке добавьте раствор серной кислоты, к осадку во второй пробирке добавьте раствор гидроксида натрия.
4. Отметьте наблюдения в обеих пробирках, напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

Лабораторная работа №2 «Определение молярной массы эквивалента металла»

Цель: определение молярной массы эквивалента металла экспериментальным путем.

Опыт. Определение молярной массы эквивалента металла по объёму водорода, вытесненного из раствора кислоты.

Определение производится с помощью прибора (рис.1), состоящего из измерительной бюретки (1) на 25...50 мл, двухколенной пробирки Оствальда (2) и уравнивающей склянки или бюретки (3).

1. В одно из колен пробирки Оствальда (2) поместите навеску металла, полученную у лаборанта.
2. В другое колено на 1/4 часть его объёма налейте раствор соляной кислоты.
3. Плотно закройте пробирку Оствальда (2) пробкой и закрепите её в штативе.
4. Проверьте прибор на герметичность, для чего уравнивающий сосуд (3) поднимите на 10...15 см и закрепите в этом положении. Если прибор герметичен, то уровень жидкости в нём остается постоянным. Если прибор не герметичен, проверьте, плотно ли закрыта пробирка Оствальда (2) пробкой.
5. Установите бюретку (1) и сосуд (3) таким образом, чтобы жидкость в них находилась на одном уровне. Отметьте положение уровня жидкости (мениска) в бюретке (1) – V_1 .

6. Осторожно поверните пробирку (2) так, чтобы кислота перелилась в колено, где находится металл.
7. После полного растворения металла приведите положение жидкости в бюретке (1) и сосуде (3) к одному уровню.
8. Точно отметьте положение мениска жидкости в бюретке (1) – V_2 . Определите объём выделившегося водорода.
9. Отметьте показания термометра и барометра.
10. Результаты замеров занесите в таблицу 3.
11. Давление насыщенного водяного пара выпишите из таблицы 4 при температуре опыта.
12. Приведите объём выделившегося водорода к нормальным условия (н.у. – $P^o = 760$ мм. рт. ст., $T^o = 273$ К):

$$\frac{P_{H_2}^o V_{H_2}^o}{T^o} = \frac{P_{H_2} V_{H_2}}{T}; \quad V_{H_2}^o = \frac{P_{H_2} V_{H_2} T^o}{T P_{H_2}^o}$$

13. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла:

$$\frac{m_{Me}}{m_{\mathcal{O}_{H_2}}} = \frac{V_{H_2}^o}{V_{\mathcal{O}_{H_2}}^o}; \quad m_{\mathcal{O}_{H_2}} = \frac{m_{Me} V_{\mathcal{O}_{H_2}}^o}{V_{H_2}^o}$$

где $V_{\mathcal{O}_{H_2}}^o = 11200$ мл/моль – молярный объём эквивалента водорода (н.у.).

Бюретки укрепляются в штативе и заполняются водой. В исходном состоянии жидкость в сосудах 1 и 3 должна находиться на одном уровне.

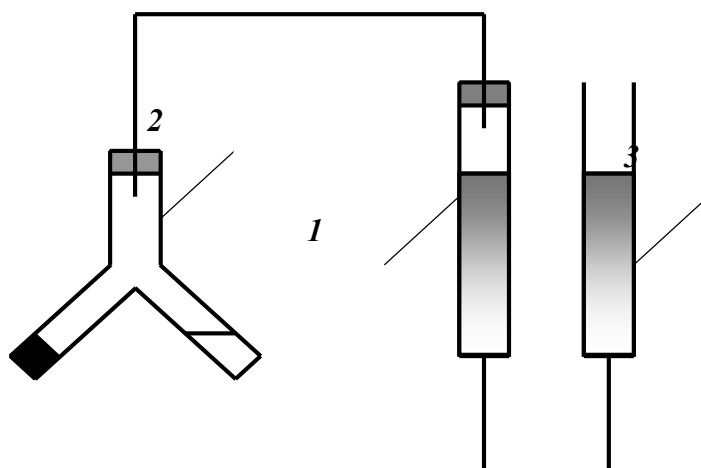


Рисунок 1. Схема прибора для определения молярной массы эквивалента металла: 1 – измерительная бюретка, 2 – двухколенная пробирка Оствальда, 3 – уравнивающая бюретка

Таблица 3-Результаты эксперимента

Наименование	Обозначение	Значение	Ед. измерения
Навеска металла	m		г
Уровень в бюретке до опыта	V_1		мл
Уровень в бюретке после опыта	V_2		мл
Объем выделившегося водорода	$V_{H_2} = V_2 - V_1$		мл
Температура опыта	t		$^{\circ}\text{C}$
Температура опыта	$T = t + 273$		К
Давление насыщенного водяного пара	h		мм рт. ст.
Атмосферное давление	P		мм рт. ст.

Давление водорода	$P_{H_2} = P - h$		мм рт. ст.
-------------------	-------------------	--	------------

Таблица 4-Давление насыщенного водяного пара

Температура, °С	Давление насыщенного водяного пара, мм рт. ст.	Температура, °С	Давление насыщенного водяного пара, мм рт. ст.
14	11,99	21	18,63
15	12,79	22	19,80
16	13,63	23	21,03
17	14,52	24	22,33
18	15,47	25	23,71
19	16,47	26	25,16
20	17,52	27	26,68

14. По молярной массе эквивалента металла методом подбора валентностей, определите, какой металл был использован в опыте.

15. Рассчитайте относительную ошибку эксперимента:

$$\Delta = \pm \frac{m_{\text{теор}} - m_{\text{эксп}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

16. Сделайте вывод к работе.

Лабораторная работа №3 «Определение энтальпии реакции»

Цель: определение теплового эффекта системы, в которой происходит химическая реакция, и энтальпии реакции в нестандартных условиях.

Опыт 1. Нейтрализация серной кислоты гидроксидом натрия в одну стадию

Для нейтрализации серной кислоты гидроксидом натрия в одну стадию смешивают эквивалентные количества кислоты и щелочи до образования сульфата натрия:



1. Отмерьте цилиндром заданный преподавателем объем раствора кислоты, вылейте его в термостатированный стакан. Опустите в стакан термометр, замерьте и запишите в таблицу 1 температуру раствора. Термометр не вынимайте из стакана до окончания опыта.

2. Отмерьте другим цилиндром такой же объем раствора щелочи и осторожно, но быстро вылейте в стакан с раствором кислоты. Осторожно перемешайте, отметьте наибольшее изменение температуры при образовании сульфата натрия.

3. Выньте термометр, вылейте раствор из термостатированного стакана, фильтровальной бумагой тщательно высушите стенки и дно стакана, поместите в него термометр и дайте остыть до прежней температуры.

4. Заполните таблицу 1 (величины теплоемкостей и плотности растворов выпишите из таблицы 3). Выполните расчеты.

Таблица 1-Результаты опыта 1

Вещество	V , мл	t , °С	ρ , г/см ³	C , Дж/г·°С	n , моль	Q , Дж/п моль	ΔH , кДж/моль
H ₂ SO ₄							
NaOH							
Na ₂ SO ₄							

Опыт 2. Нейтрализация серной кислоты гидроксидом натрия в две стадии

При нейтрализации серной кислоты гидроксидом натрия в две стадии эквивалентный объем щелочи вносят в два приема:



1. Отмерьте цилиндром заданный в опыте 1 объем раствора кислоты, вылейте в термостатированный стакан, измерьте температуру раствора. Температуры растворов серной кислоты в опытах 1 и 2 должны быть одинаковы.

2. Измерьте другим цилиндром половину эквивалентного объема раствора щелочи и осторожно, но быстро вылейте в стакан с раствором кислоты. Отметьте температуру образования раствора гидросульфата натрия.

3. Отмерьте цилиндром еще такой же объем раствора щелочи и вылейте его в стакан. Перемешайте полученный раствор сульфата натрия и запишите его температуру.

4. Выньте термометр и вылейте содержимое стакана, фильтровальной бумагой высушите стенки и дно стакана. Заполните таблицу 2. Сделайте расчеты.

Таблица 2 – Результаты опыта 2

Вещество	V , мл	t , °C	ρ , г/см ³	C , Дж/г·°C	n , моль	Q , Дж/п моль	ΔH , кДж/моль
H ₂ SO ₄							
NaOH							
NaHSO ₄							
Na ₂ SO ₄							

Таблица 3 – Теплоемкость и плотность растворов

Раствор	t , °C	ρ , г/см ³	C , Дж/г·°C
H ₂ SO ₄ , 1 М	12	1,061	2,75
	14	1,060	2,81
	16	1,060	2,87
	18	1,059	2,93
	20	1,059	2,99
	22	1,059	3,04
	24	1,058	3,10
	26	1,058	3,15
NaOH, 2 М	12	1,079	3,41
	14	1,078	3,44
	16	1,077	3,47
	18	1,076	3,50
	20	1,075	3,53
	22	1,074	3,56
	24	1,073	3,59
	26	1,072	3,62
NaHSO ₄ , 1 М	20	1,050	3,73
	22	1,046	3,74
	24	1,042	3,75
	26	1,038	3,76
	28	1,034	3,77
	30	1,030	3,78
	32	1,026	3,79

	34	1,022	3,80
Na ₂ SO ₄ , 1 М	24	1,074	3,74
	26	1,066	3,76
	28	1,058	3,78
	30	1,050	3,80
	32	1,042	3,82
	34	1,034	3,84
	36	1,026	3,86
	38	1,018	3,88

Лабораторная работа №4 «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Цель: изучение влияния различных факторов на скорость химических реакций и состояние химического равновесия в гомогенных системах.

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций

Реакция щавелевой кислоты с перманганатом калия протекает по уравнению:



Кинетическое уравнение реакции:

$$\mathcal{V} = k C_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}^4 C_{\text{KMnO}_4}^2$$

За ходом реакции следят по изменению окраски раствора перманганата калия.

1. В пять пробирок внесите по 10 капель растворов щавелевой кислоты различной концентрации (0,2; 0,3; 0,4; 0,5; 0,6 М).

2. Последовательно во все пробирки с интервалом 1-2 секунды добавьте по 1 капле раствора перманганата калия и включите секундомер.

3. Не выключая секундомера, отметьте время изменения окраски перманганата калия в каждой пробирке.

4. Результаты опыта занесите в таблицу 1.

5. Определите условную скорость реакции как величину, обратную времени протекания реакции.

6. Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации щавелевой кислоты, проанализируйте полученную зависимость. Запишите наблюдения и сделайте вывод.

Таблица 1 – Результаты опыта 1

№ пробирки	Концентрация кислоты, C, моль/л	Время, τ , с	Скорость реакции в условных единицах, $v = 100/\tau$, с ⁻¹
1	0,2		
2	0,3		
3	0,4		
4	0,5		
5	0,6		

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химических реакций

Для опыта необходим стакан-термостат, наполненный водой и закрытый крышкой с отверстиями для пробирок и термометра.

1. В три пробирки, вставленные в крышку термостата, налейте по 10 капель 0,5 М раствора щавелевой кислоты. В четвертую пробирку на 2/3 её объёма влейте раствор перманганата калия (пипетку оставьте в пробирке).

2. Запишите температуру. В одну из пробирок добавьте 1 каплю перманганата калия и включите секундомер.

3. Измерьте время от момента добавления перманганата калия до изменения окраски раствора.
4. Нагрейте воду в стакане на 10° выше предыдущей температуры. Снимите стакан с плитки и повторите опыт в другой пробирке.
5. Проведите опыты при 4 температурах, отличающихся на 10°.
6. Полученные данные занесите в таблицу 2.
7. Рассчитайте шесть значений температурного коэффициента (γ). Найдите среднее значение γ .
8. Сделайте вывод о зависимости скорости данной химической реакции от температуры.

Таблица 2 – Результаты опыта 2

№ пробирки	Температура опыта, $t, ^\circ\text{C}$	Время, τ, c	Константа скорости k в условных единицах, $k = 100/\tau, \text{c}^{-1}$	Температурный коэффициент γ	
				γ	$\gamma_{\text{ср}}$
1					
2					
3					
4					

9. Используя уравнение Аррениуса и величины констант скорости при различных температурах, определите энергию активации данной реакции. Уравнение Аррениуса в логарифмическом виде: $\ln k = \ln k_0 - E_a/RT$ можно рассматривать как линейное уравнение $y = b - ax$ ($y = \ln k$, $b = \ln k_0$, $a = E_a/R$, $x = 1/T$). Графически такое уравнение описывается прямой в координатах $\ln k - 1/T$. Тангенс угла наклона прямой к оси абсцисс равен величине E_a/R .

10. Для построения графика $\ln k = f(1000/T)$ заполните таблицу 3.

Таблица 3 – Данные для графического определения энергии активации

№ п/п	$\ln k$	$1000/T$
1		
2		
3		
4		

11. Постройте график в координатах $\ln k - 1000/T$.
12. Определите тангенс угла наклона прямой к оси абсцисс.
13. Вычислите энергию активации реакции:
 $E_a = \text{tg}\alpha \cdot R$, где $R=8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K})$

Опыт 3. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на равновесие химической реакции

Реакция между хлоридом железа (III) и роданидом аммония описывается уравнением:
 $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{CNS} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$

1. Внесите в пробирку на 1/3 ее объема дистиллированной воды, добавьте по 2 капли растворов хлорида железа (III) и роданида аммония. Разделите полученный раствор на три пробирки.
2. Одну пробирку сохраните для сравнения результатов опыта (эталон). В другую добавьте 4-5 капель раствора FeCl_3 , в третью – несколько кристалликов NH_4Cl и встряхните её.

3. Как изменилась интенсивность окраски раствора и в каком направлении сместилось равновесие данной системы при добавлении FeCl_3 и NH_4Cl ? Объясните сдвиг равновесия.

4. Напишите выражение константы равновесия изучаемой обратимой реакции.

Лабораторная работа №5 «Приготовление растворов»

Цель: научиться готовить раствор с заданной концентрацией. Овладеть методикой денсиметрии и кислотно-основного титрования.

Задание:

1) приготовить раствор массовой концентрации разбавлением лабораторного раствора неизвестной концентрации;

2) приготовить раствор из навески соли;

3) приготовить раствор HCl (или H_2SO_4) заданной концентрации и проверить концентрацию полученного раствора методом кислотно-основного титрования.

Опыт 1. Приготовление раствора заданной концентрации из лабораторного раствора неизвестной концентрации разбавлением водой

Получите задание у преподавателя: из более концентрированного исходного раствора соли приготовить V мл раствора соли с процентной концентрацией W .

1. Определите концентрацию исходного раствора по его относительной плотности. Для этого в цилиндр на 50 мл налейте исходный раствор. Аккуратно опустите ареометр и измерьте относительную плотность (с точностью до $\pm 0,003$).

2. Произведите расчеты определения процентной концентрации исходного раствора по примеру.

Пример: показание ареометра соответствует относительной плотности водного раствора нитрата натрия $1,072 \text{ г/см}^3$.

В таблице приложения П1 для раствора NaNO_3 относительная плотность $1,072 \text{ г/см}^3$ отсутствует, но указаны величины: меньшая $1,0674 \text{ г/см}^3$ при концентрации раствора NaNO_3 , равной 10%, и большая $1,0819 \text{ г/см}^3$ при концентрации раствора NaNO_3 , равной 12%. Применяя метод интерполяции, производят дальнейшие расчеты:

– находят разность величин относительных плотностей и соответствующих им концентраций растворов по табличным данным

$$\rho_{12\%} - \rho_{10\%} = 1,0819 - 1,0674 = 0,0145 \text{ г/см}^3;$$

$$\Delta W = 12 - 10 = 2 \text{ \%};$$

– находят разность между величиной относительной плотности, определенной ареометром, и меньшей табличной;

$$\rho_{x\%} - \rho_{10\%} = 1,072 - 1,0674 = 0,0046 \text{ г/см}^3;$$

– составляют пропорцию:

$$0,0145 \text{ г/см}^3 - 2 \text{ \%}$$

$$0,0046 \text{ г/см}^3 - x \text{ \%}$$

$$x = \frac{0,0046 \cdot 2}{0,0145} = 0,63 \text{ \%};$$

– найденное число прибавляют к меньшей величине концентрации, взятой из таблицы: $10 + 0,63 = 10,63 \text{ \%}$ – это отвечает концентрации исходного раствора.

3. Определите относительную плотность заданного раствора методом интерполяции, затем содержание вещества в заданном растворе, массу исходного раствора и его объем. Проверьте правильность расчета у преподавателя.

4. Отмерьте мерным цилиндром рассчитанный согласно задания объем исходного раствора, прилейте к нему дистиллированную воду до требуемого объема, перелейте в стакан и тщательно перемешайте стеклянной палочкой.

5. В цилиндр на 50 мл налейте приготовленный раствор, опустите ареометр и определите относительную плотность раствора.

6. Рассчитайте ошибку эксперимента.

Опыт 2. Приготовление раствора из твердого вещества и воды

Получите задание у преподавателя: из кристаллогидрата приготовить V мл раствора с процентной концентрацией W .

1. Определите методом интерполяции, используя таблицу приложения П1, относительную плотность заданного раствора.
2. По найденному значению относительной плотности рассчитайте массу безводного вещества, содержащуюся в заданном объеме раствора V мл. Затем определите массу кристаллогидрата. Выполненный расчет проверьте у преподавателя.
3. Взвесьте рассчитанную массу кристаллогидрата, поместите в стакан и прилейте немного дистиллированной воды, перемешивая раствор до растворения кристаллов. Раствор перелейте в цилиндр, сполосните стакан небольшим количеством воды, выливая её также в цилиндр, и доведите объем раствора до заданного значения.
4. Перелейте приготовленный раствор в стакан и тщательно перемешайте стеклянной палочкой.
5. В цилиндр на 50 мл налейте приготовленный раствор, опустите ареометр и определите относительную плотность раствора.
6. Рассчитайте ошибку эксперимента

Опыт 3. Приготовление раствора кислоты с заданной нормальной концентрации из лабораторного раствора.

1. Получить у преподавателя задание на выполнение опыта.
2. Рассчитать объем концентрированного раствора HCl (или H_2SO_4), необходимый для приготовления разбавленного раствора HCl (или H_2SO_4) заданной концентрации.
3. Необходимый объем концентрированного раствора отбирают пипеткой на 2 мл с помощью резиновой груши и качественного переносят в мерную колбу на 100 мл через воронку. Воронку ополаскивают дистиллированной водой, затем раствор доводят до метки. Колбу закрывают резиновой пробкой и перемешивают полученный раствор.
4. С помощью пипетки на 10 мл отбирают пробы (аликвотные доли) в три конические колбы для титрования (по 10 мл приготовленного раствора в каждую колбу). В каждую колбу добавляют индикатор, несколько капель фенолфталеина. Аликвотные доли титруют раствором NaOH из бюретки. Для этого бюретку заполняют 0,1 Н раствором NaOH (титрантом) до нулевой отметки перед каждым титрованием. Концентрацию приготовленного раствора кислоты находят, используя закон эквивалентов.

Лабораторная работа №6 «Растворы электролитов»

Цель: изучение некоторых свойств водных растворов электролитов.

Опыт 1. Электропроводность водных растворов

Изучение электропроводности проводят с помощью прибора, состоящего из лампы накаливания, стакана с раствором, графитовых электродов. Об электропроводности судят по наличию и интенсивности свечения лампы накаливания.

1. Стакан ёмкостью 50 мл наполните на 1/2 его объёма дистиллированной водой.
2. Включите прибор в сеть. Запишите наблюдения. Обладает дистиллированная вода электропроводностью?
3. Отключите прибор. Приподняв крышку с электродами, внесите в стакан с водой 1-2 шпателя измельченного сахара и перемешайте.
4. Опустите электроды в раствор. Включите прибор. Запишите наблюдения. Является раствор сахара проводником?
5. Отключите прибор. В стакан ёмкостью 50 мл налейте на 1/2 его объёма безводной уксусной кислоты.
6. Опустите электроды, включите прибор. Запишите наблюдения.
7. Отключите прибор. Отлейте из стакана примерно 1/4 объёма уксусной кислоты, добавьте дистиллированной воды до прежнего объёма, размешайте раствор.

8. Опустите электроды. Включите прибор. Наблюдайте изменение электропроводности раствора.

9. Повторите разбавление раствора и определение электропроводимости ещё раз. В какую сторону смещается равновесие диссоциации уксусной кислоты при разбавлении? Как зависит степень диссоциации уксусной кислоты от разбавления раствора?

10. Отключите прибор. В стакане емкостью 50 мл приготовьте раствор поваренной соли, размешав в 25 мл дистиллированной воды 1-2 шпателя хлорида натрия.

11. Опустите электроды в раствор. Включите прибор. Проводит ли раствор поваренной соли электрический ток?

12. Сделайте вывод к опыту (обратите внимание на типы химической связи в веществах, электропроводность водных растворов которых изучали в данном опыте).

Опыт 2. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита

1. Налейте в две пробирки по 5-7 капель 0,1 н. раствора уксусной кислоты.

2. В каждую пробирку добавьте по одной капле метилового оранжевого. Как окрасился индикатор под влиянием ионов H^+ ?

3. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, в другую прибавьте 1 шпатель ацетата натрия CH_3COONa .

4. Перемешайте раствор и сравните цвет полученного раствора с цветом в контрольной пробирке.

5. Напишите уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение константы её диссоциации.

6. Объясните, как смещается равновесие диссоциации слабого электролита при увеличении концентрации одного из видов ионов этого электролита? Как меняется при этом его степень диссоциации?

Опыт 3. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов

а) в сторону образования слабого электролита

1. Налейте в две пробирки по 5-7 капель 2 н. раствора гидроксида натрия.

2. В каждую добавьте по одной капле фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в малиновый цвет?

3. В одну пробирку добавляйте по каплям 2 н. раствора соляной кислоты, во вторую – 2 н. раствора уксусной кислоты до обесцвечивания раствора (количество израсходованных капель кислот отсчитать!).

4. Чем объясняется исчезновение окраски? В каком случае обесцвечивание раствора наступило быстрее? Почему равновесие ионного процесса смещается в сторону образования воды при наличии в левой части равенства малодиссоциированных молекул уксусной кислоты?

б) в сторону образования малорастворимого вещества

1. В одну пробирку внесите 10 капель раствора хлорида кальция, в другую 10 капель хлорида стронция.

2. Добавьте по 5-6 капель раствора серной кислоты. В обеих ли пробирках выпал осадок? Объясните различия, пользуясь величинами ПР для сульфатов кальция и стронция.

3. Добавьте в пробирку с раствором соли кальция 3-4 капли концентрированной серной кислоты. Наблюдайте образование осадка и объясните причину его выпадения.

4. Вычислите концентрации ионов SO_4^{2-} , необходимые для осаждения ионов Ca^{2+} и Sr^{2+} из растворов равной (1 М) концентрации, если $PP_{CaSO_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$, $PP_{SrSO_4} = 2,8 \cdot 10^{-7}$.

Опыт 4. Гидролиз солей

а) Определение pH растворов солей

1. Нанесите каплю раствора NaNO_3 на полоску универсальной индикаторной бумаги.
2. Сравните окраску с эталоном. Запишите величину pH раствора.
3. Проведите аналогичные опыты с растворами Na_2CO_3 , NaHCO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
4. Какая среда в каждом из взятых растворов? Почему?

б) Влияние температуры на степень гидролиза соли

1. Налейте в пробирку 15-20 капель дистиллированной воды.
2. Внесите в неё 1-2 шпателя ацетата натрия и встряхните пробирку.
3. Добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Обратите внимание на окраску индикатора.
4. Нагрейте содержимое пробирки в пламени спиртовки. Дайте объяснение наблюдаемому явлению. Напишите уравнение реакции.
5. Охладите пробирку в холодной воде. Происходит ли снова смещение равновесия?

6. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

в) Влияние изменения pH среды на степень гидролиза соли

1. Внесите в пробирку 10 капель дистиллированной воды.
2. Добавьте 1-2 кристалла хлорида олова (II) и встряхните пробирку. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль олова (II) $\text{Sn}(\text{OH})\text{Cl}$.
3. Напишите ионное уравнение соответствующей реакции гидролиза.
4. Добавьте 5-10 капель раствора соляной кислоты, увеличив этим концентрацию ионов водорода. Растворился ли осадок? Как повлияло уменьшение pH раствора на степень гидролиза соли?

г) Необратимый гидролиз солей

1. В пробирку налейте 6-8 капель раствора нитрата алюминия.
2. Добавьте такой же объем раствора карбоната натрия.
3. Отметьте образование осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков оксида углерода (IV).
4. Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Лабораторная работа №7 «Окислительно-восстановительные реакции»

Цель: проведение окислительно-восстановительных реакций и составление их уравнений.

Опыт 1. Реакции диспропорционирования

а) Реакция диспропорционирования сульфита натрия

1. В одну пробирку поместите 1-2 кристаллика сульфита натрия.
2. Во вторую пробирку поместите 1-2 кристаллика прокаленного сульфита натрия.
3. В обе пробирки внесите по 5-6 капель дистиллированной воды.
4. Растворите соли, находящиеся в пробирках.
5. Добавьте в каждую пробирку по 2-3 капли раствора сульфата меди (II).
6. Отметьте окраску осадков в обеих пробирках (черный осадок представляет собой сульфид меди (II)).
7. Объясните различные окраски осадков.
8. Напишите уравнение реакции разложения сульфита натрия, учитывая, что одним из продуктов прокаливания является сульфат натрия.
9. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций обмена.

б) Реакция диспропорционирования хлорида олова (II)

1. В пробирку налейте 6-8 капель раствора хлорида олова (II).
2. Добавьте по каплям раствор щелочи до появления осадка и дальнейшего его растворения.
3. Прилейте к раствору 10-12 капель дистиллированной воды.

4. Нагрейте раствор до появления черного осадка металлического олова.
5. Напишите уравнения реакций образования: гидроксида олова (II); тетрагидроксоостанната (II) натрия; олова и гексагидроксоостанната (IV) натрия.

Опыт 2. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции

1. В пробирку поместите 2-3 кристаллика бихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
2. Содержимое пробирки нагрейте над пламенем спиртовки до тех пор, пока не произойдет бурное разложение соли.
3. Напишите уравнение реакции, учитывая, что зеленая окраска принадлежит оксиду хрома (III). Кроме того, в реакции образуются азот и пары воды.

Опыт 3. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций

а) Влияние pH среды на характер восстановления перманганата калия

1. В три пробирки внесите по 2 капли раствора перманганата калия.
2. В одну пробирку добавьте 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты
3. Во вторую пробирку внесите 2-3 капли воды.
4. В третью пробирку прилейте 2-3 капли раствора щелочи.
5. Во все три пробирки внесите по 2 микрошпателя сульфита натрия и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов.
6. Наблюдайте за изменением окраски растворов во всех трех случаях.
7. Напишите уравнения реакций восстановления перманганата калия сульфитом натрия в разных средах, учитывая, что в соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски: ион MnO_4^- - фиолетовый, ион MnO_4^{2-} - зеленый, Mn^{2+} - бесцветный, а оксид и гидроксид Mn^{4+} - малорастворимые вещества коричневого цвета.
8. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относятся проведенные в опыте 3а реакции?

б) Влияние pH среды на смещение равновесия в окислительно-восстановительных реакциях

1. Поместите в пробирку небольшой кристаллик йода.
2. Добавьте 8-10 капель раствора щелочи.
3. Перемешайте содержимое пробирки до полного растворения йода.
4. К образовавшемуся бесцветному раствору прибавьте 10-14 капель раствора серной кислоты до появления бурой окраски раствора.
5. Пользуясь раствором крахмала, докажите, что бурая окраска вызвана обратным процессом образования свободного йода.
6. Напишите уравнения реакций, учитывая, что при растворении йода в растворе щелочи образуются соли йодоводородной HJ и йодноватистой HJO кислот.

Опыт 4. Окислительно-восстановительная двойственность элементов, входящих в соединения в промежуточной степени окисления

а) Взаимодействие пероксида водорода с перманганатом калия

1. К 1-2 каплям раствора перманганата калия добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты.
2. Добавьте к полученному раствору 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода.
3. Как изменилась окраска раствора? Какой газ выделяется?
4. Напишите уравнение реакции. Какие свойства проявляет в ней пероксид водорода?

б) Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия

1. К 3-4 каплям раствора иодида калия прилейте 3-4 капли раствора серной кислоты.
2. Прибавьте к полученному раствору 1-2 капли 3%-ного раствора пероксида водорода.
3. Для какого вещества характерна появившаяся окраска раствора? Пользуясь раствором крахмала, докажите, что бурая окраска вызвана образованием свободного йода.

4. Напишите уравнение реакции. Какие свойства проявляет в ней пероксид водорода?

Опыт 5. Органические вещества в качестве восстановителей

а) Восстановление бихромата калия

1. В пробирку поместите 5-6 капель раствора бихромата натрия.
2. Внесите в нее 2-3 капли концентрированной серной кислоты.
3. Добавьте 4-5 капель этилового спирта C_2H_5OH .
4. Отметьте изменение цвета раствора и появление специфического «яблочного» запаха, присущего уксусному альдегиду CH_3CHO .
5. Напишите уравнение реакции, учитывая, образуется соль хрома (III).

б) Восстановление перманганата калия

1. Внесите в пробирку по 5-6 капель растворов щавелевой кислоты и 2 н. раствора серной кислоты.
2. Добавьте 2-3 капли перманганата калия и наблюдайте через некоторое время за обесцвечиванием перманганата калия.
3. Составьте уравнение реакции, учитывая, что перманганат-ион восстанавливается до иона марганца (II). В реакции также выделяется оксид углерода (IV), до которого окисляется щавелевая кислота.

Лабораторная работа №8 «Электролиз водных растворов»

Цель: практическое изучение процесса электролиза водных растворов некоторых солей.

Опыт 1. Электролиз раствора иодида калия

1. Заполните электролизер раствором иодида калия.
2. Опустите в раствор угольные электроды, включите ток.
3. Выключите ток, как только на аноде выделится I_2 , выньте электроды, опустите их в стаканчик с водой.
4. Добавьте 2-3 капли крахмала в анодное пространство, в катодное – 2-3 капли фенолфталеина.
5. Отметьте и объясните изменение цвета раствора.
6. Напишите уравнения катодного и анодного процессов, пользуясь величинами электродных потенциалов.

Опыт 2. Электролиз раствора сульфата натрия

1. Заполните электролизер раствором сульфата натрия.
2. Добавьте в оба колена трубки по 2 капли раствора нейтрального лакмуса.
3. Опустите в раствор угольные электроды, включите ток и наблюдайте явления, происходящие на электродах.
4. Напишите уравнения соответствующих процессов, объясните их, пользуясь величинами электродных потенциалов.

Опыт 3. Электролиз раствора сульфата меди с графитным анодом

1. Налейте в электролизер раствор сульфата меди.
2. Опустите в него угольные электроды, включите ток.
3. Заметив красный налёт меди на катоде, выключите ток.
4. Оставьте раствор для опыта 4.
5. Напишите уравнения катодного и анодного процессов, объяснить их, пользуясь величинами электродных потенциалов.

Опыт 4. Электролиз раствора сульфата меди с растворимым анодом

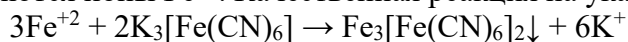
1. Для опыта используйте раствор сульфата меди из опыта 3.
2. Поменяйте на переключателе полюса, переключив клеммы: катод сделайте анодом, а анод – катодом.
3. Пропустите электрический ток. Наблюдайте, что происходит с анодом. Что наблюдается на катоде?

4. Составьте и объясните схему электролиза раствора сульфата меди с медным анодом, пользуясь величинами электродных потенциалов.

Лабораторная работа №9 «Коррозия металлов»

Цель: ознакомление с электрохимической коррозией; факторами, влияющими на коррозию; методами защиты от коррозии.

В работе изучается коррозия железа. В результате коррозии ($\text{Fe} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{+2}$) в растворе появляются ионы Fe^{+2} . Качественная реакция на указанные ионы:



синее окрашивание

Коррозионную среду в опытах 1, 2, 5, 6 готовьте в таком объеме, чтобы полностью погрузить в нее железную скрепку.

Опыт 1. Влияние активности контактирующего металла на коррозию

1. Возьмите три скрепки для бумаг. В одну вставьте тоненький кусочек металлического олова, во вторую – меди, третью оставьте в качестве контроля.
2. Добавьте в три пробирки с водой по одной капле раствора соляной кислоты, по 2-3 капли раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и опустите в них скрепки.
3. Отметьте интенсивность окраски во всех трёх пробирках.
4. Сделайте выводы о скорости коррозии в каждом случае и напишите катодные и анодные реакции.

Опыт 2. Влияние среды на скорость коррозии

1. Возьмите три пробирки. В первую налейте раствор хлорида магния, во вторую – раствор соляной кислоты, в третью – дистиллированную воду.
2. Одновременно опустите во все пробирки по одной скрепке.
3. Добавьте через 5-10 минут в каждую пробирку по 3 капли раствора красной кровяной соли.
4. Объясните интенсивность окраски (во всех ли пробирках?), напишите уравнения протекающих реакций, сделайте вывод.

Опыт 3. Электрокоррозия металла

1. Налейте в U-образную трубку раствор хлорида натрия.
2. Добавьте в каждое колено по 2 капли раствора красной кровяной соли и фенолфталеина.
3. Погрузите в раствор железные электроды (скрепки) и подключите к электродам постоянный ток.
4. Объясните наблюдения и запишите анодный и катодный процессы.

Опыт 4. Анодные и катодные покрытия

1. Налейте в две пробирки по 15-20 капель раствора серной кислоты и добавьте по 2 капли раствора красной кровяной соли.
2. Опустите в одну пробирку полоску оцинкованного железа, в другую – лужёного, предварительно сделав на их поверхности глубокие царапины ножом.
3. Отметьте через 5-10 минут появление синей окраски в месте царапин (в какой пробирке?).
4. Объясните наблюдения и запишите анодный и катодный процессы для каждой гальванопары.

Опыт 5. Протекторная защита

1. Добавьте в две пробирки с дистиллированной водой по одной капле соляной кислоты и по две капли раствора красной кровяной соли.
2. Опустите в одну пробирку скрепку, в другую – скрепку в контакте с алюминием.
3. Отметьте появление интенсивной синей окраски (в какой пробирке?).
4. Объясните наблюдения. Запишите катодный и анодный процессы. Сделайте вывод. Какую роль выполняет алюминий?

Опыт 6. Применение ингибиторов

1. Налейте в две пробирки 1%-ный раствор серной кислоты и добавьте по 2-3 капли раствора красной кровяной соли.
2. Растворите в одной пробирке уротропин (1 шпатель).
3. Опустите в обе пробирки по одной скрепке. Какой наблюдается эффект? Какую роль выполняет уротропин?

Семестр 2. «Курс общая и неорганическая химия 2»

Лабораторная работа №1 «Комплексные соединения»

Цель: получение комплексных соединений и изучение их свойств.

Опыт 1. Анионные комплексы

а) Получение гидроксокомплексов

1. В одну пробирку поместите 10 капель раствора хлорида цинка, во вторую такое же количество раствора нитрата алюминия.
2. В каждую из пробирок добавляйте по каплям раствор щелочи.
3. Наблюдайте вначале выпадение осадков, а затем их растворение в избытке щелочи.
4. Напишите ионные и молекулярные уравнения проделанных реакций, учитывая, что образуются растворимые гидроксокомплексы, содержащие ионы $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$. Зная, что гидроксиды цинка и алюминия растворяются также в кислотах, укажите к какому типу они относятся.

б) Получение тетрагидровисмутата (III) калия

1. В пробирку налейте 3-4 капли раствора нитрата висмута (III).
2. Прибавляйте по каплям раствор иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута (III).
3. Растворите этот осадок в избытке раствора иодида калия.
4. Отметьте цвет полученного раствора.
5. Напишите уравнения проведенных реакций в ионном и молекулярном виде (координационное число иона висмута (III) равно четырем).

Опыт 2. Катионные комплексы

1. В одной пробирке получите осадок гидроксида никеля (II), добавив к 3-4 каплям раствора хлорида никеля (II) такой же объем раствора щелочи.
2. Во второй пробирке получите осадок гидроксида кадмия (II) путем добавления к 3-4 каплям раствора нитрата кадмия (II) 3-4 капель раствора щелочи.
3. К осадкам в обеих пробирках добавьте по 5-6 капель 25%-ного раствора аммиака. Отметьте в наблюдениях происходящие явления.
4. Сравните окраску ионов Ni^{2+} и Cd^{2+} в растворах хлорида никеля (II) и нитрата кадмия (II) с окраской полученных растворов. Присутствием каких ионов обусловлены окраски растворов?
5. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций (координационное число никеля (II) равно шести, а кадмия (II) - четырем).
6. Составьте уравнения электролитической диссоциации комплексных оснований. Какие основания являются более сильными: простые или комплексные? Обоснуйте ответ.

Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях обмена

а) Получение и исследование комплексного соединения сульфата тетраамминмеди (II)

1. Поместите в две пробирки по 10 капель раствора сульфата меди (II).
2. Добавьте в одну пробирку 2 капли хлорида бария. На присутствие какого иона указывает выпавший осадок?
3. Во вторую пробирку внесите железную скрепку. Запишите наблюдения.

4. Получите комплексное соединение меди, для чего поместите в пробирку 15-16 капель раствора сульфата меди (II) и по каплям добавляйте 25%-ный раствор аммиака. Наблюдайте растворение выпавшего вначале осадка сульфата гидроксомеди (II) и изменение цвета раствора при образовании комплексного сульфата тетраамминмеди (II).

5. Полученный раствор разделите в две пробирки и проведите те же два опыта, которые были проделаны с раствором сульфата меди (II).

6. Выпадает ли осадок при добавлении хлорида бария?

7. Выделяется ли медь на поверхности железа?

8. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций.

б) Взаимодействие гексацианоферрата (II) калия с сульфатом меди

1. В пробирку внесите 4-5 капель раствора сульфата меди (II).

2. Добавьте 4-5 капель раствора комплексной соли гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$.

3. Отметьте цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата (II) меди.

4. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций.

Опыт 4. Электролитическая диссоциация комплексных соединений

1. В одну пробирку налейте 3-4 капли раствора хлорида железа (III).

2. В другую пробирку поместите 3-4 капли раствора комплексной соли гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$.

3. В обе пробирки добавьте 2-3 капли раствора гидроксида натрия. Запишите наблюдения.

4. Таким же образом испытайте растворы обоих веществ, подействовав на каждый из них раствором роданида аммония. Запишите наблюдения.

5. Составьте уравнения электролитической диссоциации хлорида железа (III) и гексацианоферрата (III) калия.

6. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 5. Прочность комплексных ионов. Разрушение комплексов при разбавлении раствора

1. Внесите в пробирку 3-4 капли раствора нитрата кобальта (II).

2. Добавьте несколько капель насыщенного раствора роданида аммония. Наблюдайте изменение окраски раствора вследствие образования тетрароданокобальтат (II)-ионов.

3. Разбавьте раствор, добавив 15-20 капель дистиллированной воды. Наблюдайте за возобновлением розовой окраски.

4. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций, уравнение электролитической диссоциации комплексного иона, выражение константы нестойкости. Как влияет разбавление раствора на диссоциацию комплекса?

Лабораторная работа №2 «Элементы 1,2 групп»

Цель: ознакомление с основными химическими свойствами щелочных металлов, бериллия, магния, щелочноземельных металлов и их соединений.

Опыт 1. Взаимодействие натрия с водой

Маленький кусочек натрия (размером с горошину) пинцетом осторожно извлечь из керосина и опустить в кристаллизатор с водой. Записать наблюдения и уравнение реакции взаимодействия натрия с водой. К полученному раствору прибавить 1 каплю фенолфталеина. Объяснить наблюдения.

Опыт 2. Получение пероксида натрия

Пинцетом вынуть из керосина небольшой кусочек натрия, осушить фильтровальной бумагой, поместить в тигель и поджечь горелку. После того как металл расплавится, поджечь его пламенем горелки до полного сгорания. Растворить полученный порошок в 10 мл дистиллированной воды. Написать уравнения реакций образования пероксида натрия и его взаимодействия с водой.

Разделить раствор на две части и перенести в пробирки. К обеим частям прибавить по 5 капель раствора серной кислоты. К одному из растворов прибавить несколько капель разбавленного раствора иодида калия, к другому – несколько капель раствора перманганата калия. Отметить наблюдения. Какие свойства проявляют в обеих реакциях пероксиды? Написать соответствующие уравнения реакций.

Опыт 3. Качественная реакция на ион натрия

На предметное стекло поместить несколько капель насыщенного раствора хлорида натрия, осторожно выпарить досуха, затем прибавить несколько капель раствора цинкуранилацетата $Zn(UO_2)_3(CH_3COO)_8$. Рассмотреть кристаллы в микроскоп, отметить их цвет и форму. Написать уравнение реакции.

Опыт 4. Качественная реакция на ион калия

На предметном стекле к 1 капле слегка подкисленного соляной кислотой раствора соли калия прибавить 1-2 капли раствора гексанитритокобальтата (III) натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$. Через некоторое время образуется желтый кристаллический осадок. Отметить форму кристаллов, используя микроскоп. Написать уравнение реакции.

Опыт 5. Окрашивание пламени солями щелочных металлов

Стальную проволоку, конец которой загнут в ушко, смочить раствором соляной кислоты и прокалить ее. Если появилось окрашивание пламени, то прокалывание продолжать до исчезновения посторонней окраски. После этого коснуться раскаленной проволокой сухой соли натрия и внести ее в пламя горелки. Отметить окраску пламени. Повторить опыт с солями калия, лития и рубидия.

Опыт 6. Получение и свойства гидроксида бериллия

В пробирку внести 3-4 капли разбавленного раствора соли бериллия и по каплям добавлять 0,1 М раствор гидроксида натрия до образования осадка.

Разделить осадок на две части и поместить в пробирки. В одну пробирку прибавить соляную кислоту, в другую – 40% раствор гидроксида натрия. Что наблюдается? На какое свойство гидроксида бериллия это указывает? Написать уравнения реакций.

Опыт 7. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте, солях аммония

В пробирку с раствором соли магния прибавлять по каплям раствор щелочи до образования осадка. Осадок разделить на три части и поместить в пробирки. В первую прибавлять по каплям 40% раствор гидроксида натрия, во вторую – концентрированную соляную кислоту, в третью – насыщенный раствор хлорида аммония. В каких пробирках наблюдалось растворение осадка? О каких свойствах это свидетельствует? Написать соответствующие уравнения реакций.

Опыт 8. Качественная реакция на ион магния

На предметное стекло капнуть 1-2 капли раствора соли магния. Добавить 1 каплю раствора HCl и 2 капли раствора гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . После этого прибавлять по каплям раствор гидроксида аммония до образования характерного кристаллического осадка $MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O$. При этом, если осадок выпадет не сразу, следует потереть стеклянной палочкой о стекло. Рассмотреть в микроскопе полученные кристаллы двойной соли и зарисовать их. Написать уравнение реакции.

Опыт 9. Получение гидроксида кальция и его свойства

Пользуясь щипцами прокалить небольшой кусочек мела на пламени горелки в течение нескольких минут. После этого опустить образовавшийся твердый продукт разложения в пробирку с дистиллированной водой. Как называется этот процесс в промышленности? Раствор испытать фенолфталеином, а затем пропустить через него оксид углерода (IV) из аппарата Киппа (сначала немного, затем избыток). Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Какие свойства проявляет гидроксид кальция?

Опыт 10. Окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов

Стальную проволоку, конец которой загнут в ушко, смочить раствором соляной кислоты и прокалить ее. Если появилось окрашивание пламени, то прокалывание продолжать

до исчезновения посторонней окраски. После этого коснуться раскаленной проволокой сухой соли кальция и внести ее в пламя горелки. Отметить окраску пламени. Повторить опыт с солями стронция и бария. Описать наблюдаемые явления.

Лабораторная работа №3 «Жесткость воды»

Цель: количественное определение общей жесткости водопроводной воды, знакомство с методами её умягчения.

Опыт 1. Определение общей жесткости воды

1. Заполните бюретку раствором трилона Б.
2. Запишите с точностью до 0,1 мл начальное положение уровня жидкости по нижнему краю мениска ($h_{нач}$).
3. В три конические колбы отберите пипеткой по 20 мл водопроводной воды.
4. Прилейте в каждую колбу по 5 мл аммиачно-буферной смеси, 4-5 капель раствора эриохрома черного, перемешайте полученный раствор.
5. В одну из колб из бюретки по каплям при непрерывном вращательном перемешивании добавляйте раствор трилона Б (проводите титрование) до перехода от одной капли винно-красной окраски раствора в синюю.
6. Запишите с точностью до 0,1 мл конечное положение уровня жидкости по нижнему краю мениска ($h_{кон}$).
7. Рассчитайте объем раствора трилона Б, израсходованный на титрование: $V = h_{кон} - h_{нач}$. Результаты титрования занесите в таблицу.
8. Процесс титрования повторите еще два раза.
9. Общую жесткость воды определите по формуле:

$$Ж_о = \frac{V_1 C_1 1000}{V_2}$$

где V_1 – средний объем трилона Б, пошедший на титрование, мл;
 C_1 – нормальная концентрация трилона Б, моль/л;
 V_2 – объем пробы воды, мл.

Опыт 2. Термическое умягчение воды

1. В коническую колбу отберите около 100 мл водопроводной воды.
2. Прокипятите воду в течение 3-5 минут, охладите.
3. Определите общую жесткость как в опыте 1.
4. Результаты запишите в таблицу.
5. Рассчитайте общую жесткость.

Опыт 3. Химическое умягчение воды

1. В коническую колбу отберите около 100 мл водопроводной воды.
2. Прибавьте 1-2 шпателя карбоната натрия.
3. Хорошо перемешайте раствор в течение 1 минуты.
4. Образовавшийся осадок отфильтруйте.
5. В фильтрате определите общую жесткость как в опыте 1.
6. Результаты запишите в таблицу.
7. Рассчитайте общую жесткость.

Опыт 4. Термическое умягчение воды

1. В коническую колбу отберите около 100 мл водопроводной воды, пропущенной через фильтр «Аквафор».
2. Определите общую жесткость как в опыте 1.
3. Результаты запишите в таблицу.
4. Рассчитайте общую жесткость.
5. По результатам проведенных опытов сделайте вывод к работе.

Вода	Объем воды, V_2 , мл	Концентрация трилона Б, C_1 , моль/л	Объем трилона Б, мл				$ЖО$, ммоль/л	Классификация воды
			I	II	III	V_{cp}		
Водопроводная								
Термически умягченная								
Химически умягченная								
Деминерализация								

Вывод:

Лабораторная работа №4 «Элементы 13 группы»

Цель: ознакомление с химическими свойствами соединений бора, алюминия и его соединений, а также с их качественным открытием.

Опыт 1. Получение ортоборной кислоты

В пробирку налить насыщенный раствор буры, нагреть и осторожно влить концентрированный раствор серной кислоты. Охладить пробирку под краном, отметить цвет образующихся кристаллов ортоборной кислоты. Составить уравнение реакции. Из пробирки слить в раковину большую часть раствора. К оставшимся на дне кристаллам H_3BO_3 добавить дистиллированную воду. Испытать растворимость ортоборной кислоты при комнатной температуре и при нагревании.

Опыт 2. Кислотные свойства ортоборной кислоты

1) В пробирке с дистиллированной водой растворить при нагревании несколько кристаллов ортоборной кислоты H_3BO_3 и прибавлять по 3-5 капель нейтрального лакмуса. Отметить изменение окраски лакмуса. Написать ступенчатую диссоциацию ортоборной кислоты.

2) В пробирку с растворенной ортоборной кислотой внести кусочек магния. Отметить выделение газа. Составить уравнение реакции взаимодействия магния с ортоборной кислотой, учитывая, что получается метабора́т магния $Mg(BO_2)_2$.

3) Хорошо перемешанную смесь из 1 г ортоборной кислоты и 1 г хлорида натрия поместить в пробирку, которую закрепить в лапке штатива. Пробирку нагреть. К отверстию пробирки поднести стеклянную палочку, смоченную раствором аммиака. Объяснить наблюдения. Составить уравнение реакции вытеснения борной кислотой летучей кислоты из ее соли.

Опыт 3. Качественные реакции на борную кислоту

1) Несколько кристаллов борной кислоты поместить в фарфоровую чашку, добавить 2-3 капли концентрированного раствора серной кислоты и 10-15 капель этилового спирта. Смесь тщательно перемешать палочкой и поджечь ее содержимое. Обратить внимание на цвет пламени эфира. Составить уравнение реакции образования борноэтилового эфира $B(OC_2H_5)_3$ и его горения.

2) Прокалить в пламени горелки фарфоровую палочку. Опустить накалившую палочку в порошок борной кислоты и вновь внести в пламя. Какую окраску пламени дает борная кислота?

Опыт 4. Гидролиз буры

В пробирку с нейтральным раствором лакмуса добавить несколько капель раствора буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$. Как изменилась окраска лакмуса? Составить в молекулярной и ионной формах уравнение гидролиза буры, при котором образуется метаборная кислота HBO_2 .

Опыт 5. Взаимодействие алюминия с водой

Положить в пробирку кусочек алюминия и взболтать с 3-5 мл воды. Происходит ли реакция? Объяснить. Прокипятить содержимое пробирки, добавив 2-3 мл раствора щелочи. Слить жидкость, несколько раз промыть кусочек алюминия водой для удаления щелочи и оставить его в воде. Через некоторое время происходит выделение пузырьков газа. Составить уравнение реакции взаимодействия алюминия с водой. Указать условия возможности протекания этой реакции.

Опыт 6. Взаимодействие алюминия с кислотами

1) В две пробирки поместить по кусочку алюминия и прибавлять в одну пробирку разбавленную соляную кислоту, в другую – разбавленную серную кислоту. Сравнить активность взаимодействия алюминия с этими кислотами. Составить уравнения реакций.

2) Кусочек алюминия опустить в пробирку. Прилить немного концентрированного раствора азотной кислоты. Происходит ли растворение алюминия в концентрированной азотной кислоте при комнатной температуре?

Осторожно нагреть пробирку. Какой газ выделяется? Составить уравнение реакции.

Опыт 7. Взаимодействие алюминия со щелочью

В пробирку поместить кусочек алюминия и осторожно прилить раствор гидроксида натрия. Что наблюдается? Составить уравнение реакции.

Опыт 8. Получение и свойства гидроксида алюминия

К раствору соли алюминия в пробирке приливать по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Что он собой представляет, каков его цвет? Составить уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Разделить осадок на две пробирки. В одну прибавить разбавленную соляную кислоту, в другую – раствор щелочи. Что наблюдается? Сделать вывод о химическом характере гидроксида алюминия. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 9. Качественные реакции на ионы алюминия

1) Поместить 1 каплю спиртового раствора ализарина на фильтровальную бумагу и дать ей впитаться. Затем поместить на влажное пятно 1 каплю исследуемого раствора, содержащего ион алюминия и 1 каплю раствора аммиака. При этом на сиреневом фоне (обусловленном окраской ализарина в щелочной среде) образуется красновато-розовое пятно, представляющее собой адсорбционное соединение $Al(OH)_3$ с ализарином. Осторожно высушить бумагу над пламенем горелки, при этом окраска «ализарин-алюминиевого лака» станет более отчетливой.

2) Свернуть небольшой кусочек фильтровальной бумаги в жгутик, смочить его несколькими каплями концентрированного раствора соли алюминия и 1-2 каплями разбавленного раствора нитрата кобальта (II). Захватив жгутик щипцами, высушить его, поместив высоко над пламенем горелки. Затем положить в тигель, сжечь бумагу и золу сильно прокалить. При высокой температуре образуется алюминат кобальта $Co(AlO_2)_2$ в виде синей массы («тенаровая синь»). Составить уравнение реакции.

Лабораторная работа №5 «Элементы 14 группы»

Цель: ознакомление с химическими свойствами элементов 14 группы и их соединений.

Опыт 1. Получение аморфного углерода и его свойства

1) В фарфоровый тигель всыпать около 2 г измельченного сахара, поставить на плитку и нагреть. Вначале сахар плавится, обугливается и масса при этом сильно вспенивается вследствие образования летучих продуктов, которые обычно загораются. В остатке получается уголь в виде объемной массы. Полученный уголь прокалить (10 мин), затем охладить.

2) В пробирку поместить 2-4 капли концентрированного раствора серной кислоты и небольшое количество угля. Смесь осторожно нагреть над пламенем горелки. Когда начнется выделение пузырьков газа, поднести к отверстию пробирки фильтровальную бумагу, смоченную раствором йода. Отметить наблюдаемые явления. По запаху определить один из

выделяющихся газов. Написать уравнение реакции, учитывая, что продуктом окисления угля, является CO_2 .

Опыт 2. Адсорбционные свойства угля

В колбе или стакане слегка окрасить воду фуксином или метиловым фиолетовым и разделить ее на две части. Одну оставить для сравнения. В другую внести мелкоизмельченный уголь и сильно встряхивать в течение 2-3 минут. Дать раствору отстояться, затем его отфильтровать. Отметить изменение концентрации красителя.

Опыт 3. Свойства солей угольной кислоты

1) В две пробирки внести по 5-6 капель дистиллированной воды и по 2-3 капли раствора фенолфталеина. Затем в одну внести несколько кристаллов карбоната натрия, в другую – гидрокарбоната натрия. В обеих ли пробирках происходит гидролиз при комнатной температуре? Отметить различие в окраске индикатора. Составить уравнения гидролиза для взятых солей.

2) Взять три пробирки. В первую внести 4-5 капель раствора хлорида кальция, в другую – 4-5 капель раствора хлорида бария, в третью – 4-5 капель раствора хлорида стронция. В каждую добавить такой же объем раствора карбоната натрия. Наблюдать выпадение осадков соответствующих карбонатов. Добавить раствор уксусной кислоты в пробирки с осадками. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 4. Получение гидрогеля и гидрозоля кремниевой кислоты

В две пробирки внести по 4-5 капель насыщенного раствора силиката натрия Na_2SiO_3 . В первую пробирку добавить примерно такой же объем разбавленной соляной кислоты и перемешать раствор стеклянной палочкой. Что наблюдается? Написать уравнение реакции и объяснить результаты опыта.

Во вторую пробирку с силикатом натрия внести в 2 раза больший объем концентрированной соляной кислоты. Выпадет ли осадок гидрогеля H_2SiO_3 ? Полученный гидрозоль кремниевой кислоты нагреть до кипения. Что наблюдается?

Опыт 5. Гидролиз солей кремниевой кислоты

1) В пробирку внести 3-5 капель раствора силиката натрия и 1 каплю раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Написать уравнения гидролиза в ионной и молекулярной формах.

2) В пробирку с раствором силиката натрия (3-5 капель) добавить такой же объем раствора хлорида аммония NH_4Cl . Указать какое вещество выпадет в осадок. Написать уравнение гидролиза силиката аммония в ионной и молекулярной формах. Объяснить, почему гидролиз силиката аммония протекает до конца.

Опыт 6. Нерастворимые соли кремниевой кислоты

Налить в четыре пробирки по 5-6 капель раствора силиката натрия и добавить в них такой же объем растворов солей: кальция, железа, кобальта, никеля. Наблюдать происходящие явления. Написать уравнения реакций образования нерастворимых силикатов.

Опыт 7. Восстановление олова из раствора его солей

В пробирку внести 10-12 капель раствора соли олова (II) и опустить небольшой кусочек цинка. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Восстановителем или окислителем является ион олова в этой реакции?

Опыт 8. Восстановительные свойства солей олова (II)

Взять три пробирки, внести в первую 5-6 капель бромной воды, во вторую – 3-4 капли подкисленного раствора перманганата натрия, в третью 5-6 капель раствора соли железа (III) и 1-2 капли тиоцианата аммония NH_4SCN . Добавить в каждую из пробирок по несколько капель раствора соли олова (II) до изменения первоначальной окраски растворов. Записать наблюдения, составить уравнения реакций.

Опыт 9. Получение гидроксида олова (II) и исследование его свойств

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора соли олова (II). По каплям в две пробирки добавлять раствор щелочи. Что наблюдается? К полученному гидроксиду олова (II) добавить в первую пробирку соляной кислоты, во вторую – избыток раствора щелочи. Записать

наблюдения. На какие свойства гидроксида они указывают? Составить соответствующие уравнения реакций.

Опыт 10. Качественное определение ионов олова (II)

Прибавляя к раствору соли олова (II) избыток раствора гидроксида натрия, получить раствор тетрагидроксоостанната (II) натрия. К полученному раствору прибавить немного соли висмута (III). Отметить цвет образовавшегося осадка и составить уравнение реакции.

Опыт 11. Получение и свойства гидроксида свинца (II)

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора соли свинца (II) и по каплям добавлять в каждую раствор щелочи до выпадения осадка. К полученному осадку добавить в первую пробирку раствор азотной кислоты, во вторую – избыток раствора щелочи. Что происходит с осадком в обеих пробирках? Какие свойства гидроксида свинца (II) подтверждаются наблюдениями? Написать уравнение реакций.

Лабораторная работа №6 «Элементы 15 группы»

Цель: ознакомление с химическими свойствами элементов 15 группы и их соединений.

Опыт 1. Получение аммиака

Приготовить смесь из 4 г хлорида аммония NH_4Cl и 4 г гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Перенести смесь в пробирку и закрыть пробкой с изогнутой газоотводной трубкой. Пробирку со смесью слегка подогреть. Поднести к концу газоотводной трубки лакмусовую бумажку, смоченную водой. Что наблюдается? К концу газоотводной трубки поднести стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 2. Свойства аммиака и ионов аммония

1) Взять две пробирки. В первую налить немного раствора соли меди (II), Во вторую – соли никеля (II). Затем добавлять к ним по каплям концентрированный раствор аммиака до растворения выпавших вначале осадков. Отметить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций образования гидроксидов и их перехода в комплексные ионы $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

2) В пробирку внести 2-3 капли бромной воды и 1-2 капли раствора аммиака. Как изменится окраска бромной воды? Написать уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота.

3) Внести в пробирку 1-2 капли раствора перманганата калия и 3-5 капель концентрированного раствора аммиака. Полученную смесь слегка подогреть. Как изменяется окраска раствора? Написать уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота, а перманганат калия в щелочной среде восстанавливается до оксида марганца (IV).

Опыт 3. Свойства азотистой кислоты и ее солей

1) В пробирку налить немного концентрированного раствора нитрита натрия NaNO_2 и прилить разбавленную серную кислоту, затем охладить. Отметить изменение окраски. Написать уравнение реакции, имея в виду, что HNO_2 выделяет N_2O_3 , разлагающийся на NO и NO_2 .

2) В пробирку налить немного раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и разбавленной серной кислоты. Добавить раствор нитрита натрия. Слегка нагреть. Наблюдать изменение окраски. Составить уравнение реакции.

3) Налить в пробирку немного раствора нитрита натрия и серной кислоты. Прилить раствор иодида калия, наблюдая выделение йода. Написать уравнение реакции, имея в виду, что выделяющийся газ – азот.

Опыт 4. Окислительные свойства азотной кислоты

1) Поместить в пробирку немного мелких медных стружек и прибавить концентрированной азотной кислоты. Отметить наблюдения. Написать уравнение реакции.

2) Повторить опыт 4.1, взяв вместо концентрированной азотной кислоты разбавленную. Отметить наблюдаемое различие в продуктах реакции при действии концентрированной и разбавленной азотной кислоты на медь.

3) В фарфоровую чашку налить немного концентрированного раствора азотной кислоты, положить в нее кусочек серы и осторожно нагреть, поставив чашку на асбестовую сетку. Что наблюдается? Охладить реакционную смесь, перелить жидкость в пробирку и добавить раствор хлорида бария до выпадения осадка. Написать уравнения реакций, имея в виду, что в осадок выпадает сульфат бария.

Опыт 5. Получение оксида фосфора (V) и его свойства

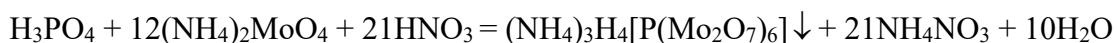
В фарфоровую чашку, поставленную на асбестовую сетку, положить немного красного фосфора. Над чашкой на небольшом расстоянии (около 0,5 см) укрепить сухую воронку. Зажечь фосфор накаливаемой стеклянной палочкой. Какое соединение осаждается на стенках воронки? Составить уравнение реакции горения фосфора.

Собрать на часовое стекло при помощи стеклянной палочки полученное вещество. Наблюдать расплывание его под действием влаги воздуха. Написать уравнение реакции образования метафосфорной кислоты HPO_3 .

Опыт 6. Получение ортофосфорной кислоты. Качественные реакции на ортофосфат-ион

В пробирку, содержащую немного оксида фосфора (V), приливать по каплям воду до половины ее объема. Полученный раствор кипятить на водяной бане в течение 10 минут, добавляя по мере выкипания дистиллированную воду. Полученный раствор разделить на две части. Одну часть испытать раствором нитрата серебра. Отметить цвет полученного осадка. Составить уравнения реакции.

К небольшому объему раствора молибдата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, подкисленного азотной кислотой, прибавить вторую часть полученного раствора. Смесь нагреть на водяной бане. Выпадение осадка (отметить его цвет) подтверждает наличие в исходном растворе PO_4^{3-} -иона. Уравнение обнаружения ортофосфат-иона под действием молибдата аммония имеет вид



Опыт 7. Гидролиз ортофосфатов

В три пробирки внести по 5-6 капель раствора нейтрального лакмуса. Оставить одну пробирку как контрольную, во вторую внести 3-4 кристалла ортофосфата натрия Na_3PO_4 , в третью – столько же дигидроортофосфата натрия NaH_2PO_4 . Содержимое второй и третьей пробирок тщательно размешать чистыми стеклянными палочками до полного растворения солей. Отметить изменение окраски лакмуса по сравнению с окраской в контрольной пробирке. Составить уравнения реакций гидролиза ортофосфата натрия и дигидроортофосфата натрия, а также уравнение реакции диссоциации дигидроортофосфат-иона.

Опыт 8. Фосфорноватистая кислота и ее соли - гипофосфиты

В три пробирки внести по 3-4 капли раствора гипофосфита натрия NaH_2PO_2 , добавить в первую из них 1-2 капли раствора нитрата серебра, во вторую – столько же раствора нитрата ртути (II), в третью – 1-2 капли раствора серной кислоты и раствора перманганата калия до изменения окраски раствора. Отметить наблюдения и составить уравнения реакций. Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах гипофосфитов.

Опыт 9. Получение мышьяка

В узкую пробирку поместить немного смеси оксида мышьяка (III) As_2O_3 с углем и, закрепив пробирку в штативе слегка наклонно, сильно нагреть ее. Составить уравнение реакции и записать наблюдения.

Опыт 10. Свойства арсенитов и арсенатов

1) В пробирку внести 3-4 капли раствора хлорида олова (II) и 6-7 капель концентрированной соляной кислоты HCl . Добавить 3-4 капли раствора арсенита натрия Na_3AsO_3 и слегка подогреть пробирку. Отметить цвет образовавшегося осадка и составить

уравнения реакций между арсенитом натрия и соляной кислотой и взаимодействия хлорида мышьяка (III) с хлоридом олова (II). Какие свойства проявляет арсенит натрия?

2) В пробирку с 1-5 каплями йодной воды I_2 добавить столько же раствора арсенита натрия. Отметить изменение цвета раствора и составить уравнение реакции. Какие свойства проявляет арсенит натрия?

3) В пробирку с раствором иодида калия (3-4 капли) добавить 7-8 капель раствора HCl и немного раствора арсената натрия Na_3AsO_4 . Что наблюдается? Составить уравнение реакции. Какие свойства проявляет арсенат натрия?

Опыт 11. Получение и свойства гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III)

В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли сурьмы (III), в две другие – столько же раствора соли висмута (III). Во все пробирки добавить раствор щелочи до выпадения осадков.

В одну из пробирок с осадком гидроксида сурьмы $Sb(OH)_3$ добавить раствор соляной кислоты, в другую – гидроксида натрия. Записать наблюдения.

Проделать такие же опыты с осадком гидроксида висмута (III). В обеих ли пробирках растворяется осадок? Составить уравнения реакций.

Опыт 12. Восстановительные свойства соединений сурьмы (III) и висмута (III)

1) В две пробирки поместить по 3-4 капли раствора перманганата калия и по 3-4 капли раствора соляной кислоты. В одну из них добавить 3-5 капель раствора соли сурьмы (III), в другую – столько же раствора соли висмута (III). В обеих ли пробирках происходят реакции? Выписать из таблицы стандартных окислительно-восстановительных потенциалов соответствующие числовые значения. Подтверждают ли эти данные практические наблюдения? Составить уравнение реакции окисления сурьмы (III) до $H[SbCl_6]$.

2) В маленький тигель внести 1-2 капли раствора нитрата или хлорида висмута (III), 3-5 капель раствора щелочи и 4-6 капель бромной воды. Тигель нагреть на асбестовой сетке на плитке до получения коричневого осадка метависмутата натрия $NaBiO_3$. Составить уравнение реакции. Сохранить полученный продукт для следующего опыта.

Лабораторная работа №7 «Элементы 16, 17 групп»

Цель: ознакомление с химическими свойствами элементов 16 и 17 групп и их соединений.

Опыт 1. Получение кислорода

1) В сухой пробирке, закрепленной в лапке штатива, осторожно нагреть до плавления примерно 0,5 г хлората калия $KClO_3$. В расплав добавить катализатор MnO_2 (несколько кристаллов). Выделяющийся газ испытать тлеющей лучинкой. Составить уравнение реакции разложения хлората калия.

2) Аналогичным образом получить газообразный кислород из перманганата калия $KMnO_4$. Выделяющийся газ испытать тлеющей лучинкой. Составить уравнение реакции разложения перманганата калия.

3) К 1-2 г белильной извести (смесь $CaCl_2$ и $Ca(OCl)_2$) добавить катализатор - насыщенный раствор нитрата кобальта $Co(NO_3)_2$. Выделяющийся при нагревании газ испытать тлеющей лучинкой. Привести уравнение реакции разложения $Ca(OCl)_2$.

Опыт 2. Качественная реакция на пероксид водорода

Раствор иодида калия подкислить разбавленным раствором серной кислоты и затем по каплям добавлять раствор пероксида водорода до появления желтой окраски. Образование йода становится более заметным, если внести в пробирку несколько капель бензола. Привести уравнение реакции.

Опыт 3. Свойства пероксида водорода

1) По обменной реакции между нитратом свинца (II) и сероводородной водой получить осадок сульфида свинца (II). Осадок отфильтровать, промыть на фильтре водой и обработать 3%-ным раствором пероксида водорода. Как изменяется цвет осадка? Привести уравнения

реакций получения сульфида свинца и его окисления в сульфат свинца. Какие свойства проявляет пероксид водорода?

2) К подкисленному раствору пероксида водорода добавить раствор перманганата калия. Наблюдать обесцвечивание раствора перманганата. Выделяющийся газ испытать тлеющей лучинкой. Привести уравнение реакции. Какие свойства проявляет пероксид водорода?

Опыт 4. Получение серы

1) В пробирке в небольшом объеме воды растворить кристаллик $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и прилить разбавленный раствор соляной или серной кислот. Помутнение раствора в пробирке происходит в результате выделения коллоидной серы. Отметить окраску продукта и составить уравнения протекающих реакций.

2) В пробирку с сероводородной водой прилить раствор азотной кислоты. Вода мутнеет вследствие образующегося коллоидного раствора серы. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, учитывая, что азотная кислота восстанавливается до оксида азота (II) NO.

Опыт 5. Соли сероводородной кислоты

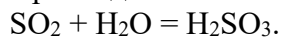
В пробирки с растворами солей меди (II), свинца (II), серебра (I), олова (II), сурьмы (III), висмута (III) прибавить сероводородную кислоту. Отметить цвет сульфидов, выпавших в виде осадков. Составить уравнения реакций.

Опыт 6. Окислительные свойства серной кислоты

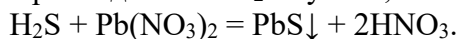
В две пробирки взять по 5-10 капель концентрированного раствора серной кислоты. В одну из них поместить гранулу цинка, в другую – медь. Пробирки осторожно нагреть. К газу, выделяющемуся из пробирки с медью, поднести влажную синюю лакмусовую бумагу, из пробирки с цинком – фильтровальную бумажку, пропитанную раствором нитрата свинца (II). По запаху газов и изменению окраски бумажек определить, какой газ выделяется. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Испытать действие разбавленной серной кислоты на медь и цинк. В какой пробирке реакция не протекает? Почему?

При выделении SO_2 синий лакмус краснеет:

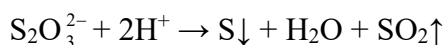


При выделении H_2S бумага, смоченная раствором нитрата свинца, чернеет:



Опыт 7. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой

Внести в пробирку раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и добавить к нему раствор серной кислоты. Какое вещество выпадает в осадок? Какой газ выделяется? Составить уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой, указать окислитель и восстановитель:



Опыт 8. Окисление тиосульфата натрия хлором

В пробирку с раствором тиосульфата натрия прибавлять по каплям хлорную воду. Составить уравнение реакции окисления тиосульфата натрия хлором с участием воды, имея в виду, что при реакции образуется серная кислота.

Опыт 9. Получение водорода при взаимодействии металла с кислотой и его горение

В пробирку, закрывающуюся пробкой с газоотводной трубкой, положить несколько кусочков цинка и налить (примерно на 1/3 пробирки) 20%-ный раствор серной кислоты. Наблюдать выделение газа. Проверить чистоту выделяющегося водорода, для чего наполнить пробирку водородом, держа ее дном вверх. Через полминуты поднести к пробирке горящую спичку. Если в пробирке собран чистый водород, он загорается спокойно и горит голубоватым пламенем, если примесь воздуха, наблюдается слабый взрыв.

Опыт 10. Восстановительные свойства атомарного водорода

В две пробирки налить разбавленный раствор серной кислоты и добавить: в одну – несколько капель раствора перманганата калия, в другую – несколько капель дихромата калия. В обе пробирки поместить по кусочку цинка (железа). Наблюдать за изменением окраски.

Убедиться, что восстановителем является водород, а не цинк (железо). Для этого в третью пробирку поместить кусочек цинка (железа) в раствор перманганата калия или бихромата калия, не добавляя серной кислоты.

При добавлении цинка в подкисленный раствор вначале образуется атомарный водород, который и является восстановителем:



Записать уравнения соответствующих реакций, составить схемы окислительно-восстановительных процессов.

Опыт 11. Окисление иона железа (II) хлором

В две пробирки налить раствор сульфата железа (II), в первую пробирку добавить дистиллированной воды, во вторую – хлорной воды. Затем в обе пробирки прилить раствор аммиака. Отметить цвет осадков. Объяснить наблюдаемые явления и составить уравнения реакций окисления сульфата железа (II) и образования соответствующих гидроксидов железа.

Опыт 12. Окислительные свойства галогенов

В три пробирки внести по 3-5 капель сероводородной воды и добавлять по каплям до появления муты в первую – хлорной воды, во вторую – бромной воды и в третью – йодной воды. Отметить скорость протекания реакции в каждой пробирке. Составить уравнения реакций окисления сероводорода до свободной серы.

Опыт 13. Получение хлороводорода и соляной кислоты

К сухому хлориду натрия, помещенному в колбу с газоотводной трубкой, через капельную воронку прилить 10 мл концентрированного раствора серной кислоты. Когда реакция при комнатной температуре закончится, ее необходимо продолжить при нагревании.

Выделяющимся хлороводородом насыщают воду в большой пробирке (трубку, по которой идет ток хлороводорода, держать над поверхностью воды).

Полученный раствор хлороводорода разлить понемногу в три пробирки. В одну добавить 3-4 капли раствора лакмуса, в другую – кусочек цинка и в третью – раствор нитрата серебра (I). Объяснить наблюдаемые явления и составить уравнения реакций.

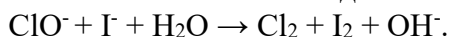
Опыт 14. Качественные реакции на галогенид-ион

Внести в три пробирки по 3-5 капель растворов следующих солей: в первую – хлорида натрия, во вторую – бромид натрия, в третью – иодида калия. В каждую пробирку добавить по 1-2 капли раствора нитрата серебра до выпадения характерных творожистых осадков. Отметить их цвет и составить уравнения реакций.

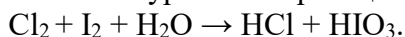
Отметить, какой из осадков наиболее светочувствителен, то есть быстрее разлагается на свету: $2\text{AgCl} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cl}_2$.

Опыт 15. Окислительные свойства гипохлорита натрия и хлорноватистой кислоты

1) Внести в две пробирки по 1 пипетке раствора гипохлорита натрия NaClO и добавить в одну из них 3-4 капли раствора метилового фиолетового, а в другую – 3-4 капли раствора иодида калия. Отметить наблюдения и написать уравнение окисления KI гипохлоритом:



2) Внести в пробирку 3-4 капли йодной воды и добавить к ней 10-12 капель хлорной воды. Составить уравнение реакции окисления йода хлором в йодноватую кислоту:



3) В пробирку внести 3-5 капель соли марганца (II) и добавить 2-3 капли раствора гипохлорита натрия. Отметить выделение осадка оксида марганца (IV) и газообразного хлора. Составить уравнение реакции.

Лабораторная работа №8 «Элементы 6, 7 групп»

Цель: ознакомление с химическими свойствами элементов 6 и 7 групп и их соединений.

Опыт 1. Взаимодействие марганца с кислотами

Испытать действие на марганец разбавленных и концентрированных растворов кислот: соляной, серной, азотной. Для этого взять шесть пробирок, поместить в каждую металлический марганец, добавить соответствующие кислоты различной концентрации. Записать наблюдения. Написать уравнения реакций. Сделать вывод об отношении марганца к кислотам.

Опыт 2. Качественные реакции на ионы Mn^{2+}

1) В пробирку с раствором соли марганца (II) добавить раствор сульфида аммония. Отметить цвет осадка. Написать уравнение реакции.

2) В пробирку поместить немного порошка оксида свинца (IV), добавить 5-6 капель концентрированной азотной кислоты, несколько капель раствора соли марганца (II). Содержимое пробирки нагреть до кипения, затем остудить. Отметить окраску раствора, характерную для ионов MnO_4^- . Составить уравнение реакции.

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида марганца (II)

Внести в пробирку раствор соли марганца и добавить раствор гидроксида натрия. Отметить цвет осадка. Полученный осадок перенести в две пробирки. Исследовать отношение гидроксида марганца (II) к растворам соляной кислоты и гидроксида натрия. Написать уравнения реакций.

Опыт 4. Окислительно-восстановительная двойственность оксида марганца (IV)

1) В пробирку поместить 2 микрошпателя оксида марганца (IV), прилить растворы серной кислоты и сульфата железа (II). Записать наблюдения и уравнение реакции. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет марганец (IV)?

2) Сплавить в небольшом тигле нитрат калия с гидроксидом калия. В расплав добавить несколько крупинок оксида марганца (IV). Записать наблюдения и уравнение реакции. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет марганец (IV)?

Опыт 5. Окислительные свойства марганца (VII) и влияние среды на силу окислителя

1) В пробирку с раствором перманганата калия прибавить раствор соли марганца (II). Отметить изменение окраски раствора и появление осадка. Написать уравнение реакции.

2) В пробирку внести раствор перманганата калия, прибавить 2 капли разбавленного раствора серной кислоты и раствор пероксида водорода до изменения окраски. Определить выделяющийся газ тлеющей лучиной. Написать уравнение реакции.

3) В три пробирки внести по несколько капель раствора перманганата калия. В первую пробирку добавить раствор разбавленной серной кислоты, во вторую – воду, в третью – раствор щелочи. Затем в каждую пробирку добавить раствор восстановителя (Na_2SO_3 или $NaNO_2$). Написать уравнения реакций. Используя таблицу стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, обосновать, в какой среде окислительные свойства перманганата проявляются более сильно.

Опыт 6. Получение и свойства соединений хрома (III)

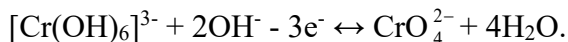
Внести в пробирку 5-6 капель раствора соли хрома (III) и приливать к нему по каплям раствор щелочи до появления осадка. Отметить его цвет. Составить уравнение реакции.

Содержимое пробирки разделить на две части. К одной части прилить раствор серной кислоты, к другой – раствор щелочи. Сравнить цвет полученных растворов. Составить уравнения реакций.

В пробирку, содержащую раствор гексагидроксохромата (III)-иона, прилить раствор кислоты до образования осадка $Cr(OH)_3$. Составить уравнение реакции. Сделать вывод о характере гидроксида хрома (III).

Опыт 7. Восстановительные свойства соединений хрома (III)

Внести в пробирку 1-2 капли раствора соли хрома (III) и добавить щелочи до растворения образующегося вначале осадка гидроксида хрома. Полученный раствор, содержащий гексагидроксохромат (III)-ион, разлить в три пробирки. В одну из них добавить хлорной воды, во вторую – бромной воды, в третью – раствор пероксида водорода H_2O_2 . Нагреть пробирки, отметить изменение цвета растворов. Написать уравнения реакций окисления хрома (III) в хрома (VI) в присутствии щелочи:



Опыт 8. Окислительные свойства соединений хрома (III)

К раствору соли хрома (III) добавить соляной кислоты и разделить содержимое на две пробирки. Одну пробирку оставить для контроля, в другую поместить 2-3 кусочка цинка, прилить немного бензола и закрыть ее пробкой с трубкой, конец которой опустить в воду. Через несколько минут наблюдать изменение цвета раствора. Указать, зачем наливается слой бензола и отводная трубка опускается в воду. Написать уравнение реакции.

Опыт 9. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

1) Внести в две пробирки по 4-5 капель раствора дихромата калия, подкислить его раствором серной кислоты и добавить в первую пробирку сероводородной воды, во вторую – по каплям раствор сульфита натрия. Составить уравнения реакций.

2) Внести в пробирку 4-5 капель раствора дихромата калия, подкислить его раствором серной кислоты и поместить туда же кристалл соли железа (II). Наблюдать изменение окраски раствора. Составить уравнение реакции.

Опыт 10. Хроматы и дихроматы

1) В пробирку с 3-4 каплями раствора хромата калия добавить столько же раствора серной кислоты. Отметить изменение цвета раствора. Написать уравнение реакции в ионной форме.

2) В пробирку с 3-4 каплями раствора дихромата калия добавить несколько капель раствора щелочи. Отметить изменение окраски раствора. Написать уравнение реакции в ионной форме.

Опыт 11. Получение молибденовой кислоты и изучение ее свойств

В пробирку внести 3-4 капли насыщенного раствора молибдата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ и осторожно по каплям добавлять концентрированный раствор серной кислоты до выпадения белого осадка. Испытать его отношение к раствору гидроксида натрия и к концентрированной серной кислоте. Написать уравнения реакций.

Опыт 12. Образование «молибденовой сини»

В пробирку внести 3-4 капли раствора молибдата аммония. Добавить 2-3 капли раствора соляной кислоты и по каплям раствор хлорида олова (II) до появления синей окраски смеси от Mo_2O_5 до MoO_3 .

Опыт 13. Получение вольфрамовой кислоты и изучение ее свойств

В пробирку налить 3-4 капли насыщенного раствора вольфрамата натрия Na_2WO_4 и осторожно добавить 3 капли концентрированного раствора серной кислоты. Пробирку слегка нагреть. Отметить цвет полученного осадка $\text{WO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Испытать его отношение к раствору гидроксида натрия и к концентрированной серной кислоте. Составить уравнения реакций.

Опыт 14. Получение «вольфрамовой сини»

В сухую пробирку внести несколько кристаллов вольфрамата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{WO}_4$ и 2-3 кристалла хлорида олова (II), добавить несколько капель концентрированной соляной кислоты до появления интенсивно-синего окрашивания «вольфрамовой сини» сложного состава от WO_2 до WO_3 .

Лабораторная работа №9 «Элементы 8-10 групп»

Цель: ознакомление с химическими свойствами элементов 8-10 групп и их соединений.

Опыт 1. Образование гидроксидов железа (II) и железа (III)

1) К раствору соли железа (II) добавлять по каплям раствор щелочи до образования осадка гидроксида железа (II), который быстро окисляется кислородом, присутствующим в растворе, в гидроксид железа (III). Записать наблюдения и написать уравнения реакций.

2) К раствору соли железа (III) прибавить раствор аммиака, наблюдать образование осадка гидроксида железа (III). Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Образование гидроксидов кобальта (II) и кобальта (III)

К раствору хлорида (сульфата) кобальта (II) добавить раствор щелочи, наблюдать выпадение осадка основной соли CoOHCl (или $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$). Подействовать на полученный осадок избытком щелочи и нагреть. Что наблюдается? Составить уравнения реакций. Пробирку с осадком гидроксида кобальта (II) оставить на воздухе, по изменению цвета наблюдать образование гидроксида кобальта (III). Написать уравнения реакций.

Опыт 3. Восстановительные свойства соединений железа (II)

1) В пробирку внести раствор перманганата калия, подкислить разбавленной серной кислотой и добавить раствор сульфата железа (II). Как изменилась окраска? В полученном растворе определить ион Fe^{3+} качественной реакцией с тиоцианатом (роданидом) аммония NH_4SCN . Написать уравнения реакций и наблюдения.

2) Внести в пробирку 3 капли раствора дихромата калия, подкислить разбавленной серной кислотой и прибавлять по каплям раствор сульфата железа (II). Записать наблюдения и составить уравнение реакции.

Опыт 4. Окислительные свойства соединений железа (III)

В три пробирки внести 4-5 капель раствора хлорида железа (III). В первую пробирку добавить раствор иодида калия, во вторую – сероводородной воды, в третью – бросить кусочек цинка. Записать наблюдения и уравнения реакций.

Опыт 5. Гидролиз солей железа, кобальта, никеля

В четыре пробирки внести дистиллированную воду и добавить по несколько кристалликов солей (раздельно): железа (III), железа (II), кобальта (II), никеля (II). Используя индикаторы, определить pH растворов. Написать уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 6. Реакции открытия ионов Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}

1) К 2 каплям раствора соли железа (II) добавьте равный объем раствора гексацианоферрата (III) калия. Наблюдать за образованием осадка турнбулевой сини. Составить уравнение реакции.

2) В пробирку налить 3 капли раствора хлорида кобальта (II) и по 5 капель раствора уксусной кислоты и нитрита калия: выпадает желтый осадок гексанитристокобальтата (III) калия. Составить уравнения реакций, имея в виду, что вначале образуется азотистая кислота, которая окисляет ион Co^{2+} с образованием $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$, а последний с избытком нитрита калия дает комплексное соединение.

3) Растворить в 3-4 каплях воды 3 кристалла хлорида никеля (II) и прибавить по каплям 25%-ный раствор аммиака до растворения первоначально образующегося осадка. Каков цвет характерен для гексаамминникель-иона? Составить уравнение реакции.

Лабораторная работа №10 «Элементы 11, 12 групп»

Цель: ознакомление с химическими свойствами элементов 11 и 12 групп и их соединений.

Опыт 1. Отношение меди к кислотам

Поместить в пять пробирок немного медных стружек и добавить по 10 капель растворов кислот: в первую – H_2SO_4 (конц.), во вторую – H_2SO_4 (разб.), в третью – HNO_3 (конц.), в четвертую – HNO_3 (разб.), в пятую – HCl . Что происходит? Написать соответствующие уравнения реакций и дать объяснения.

Опыт 2. Получение меди из раствора сульфата меди (II)

В пробирку налить около 5 мл раствора сульфата меди (II) и опустить железную скрепку. Через 10-15 минут отметить образование налета меди на скрепке. Объяснить наблюдения и составить уравнение реакции.

Опыт 3. Получение оксида меди (II) и его свойства

К небольшому объему горячего раствора сульфата меди (II) прилить избыток гидроксида натрия. Реакционную смесь нагреть. Что наблюдается? Полученный осадок разделить на две части и испытать его отношение к кислотам и основаниям, прилив в одну пробирку – серной кислоты, в другую – гидроксида натрия. Составить уравнения реакций.

Опыт 4. Комплексные соединения меди

Поместить в пробирку 3 капли сульфата меди (II), затем прибавить 2 капли гидроксида аммония. Наблюдать выпадение осадка основной соли $[\text{Cu}(\text{OH})_2]\text{SO}_4$. Отметить цвет осадка и записать уравнение реакции.

К полученному осадку прибавить избыток концентрированного раствора аммиака. Что наблюдается? Записать уравнение реакции получения сульфата тетраамминмеди (II).

Опыт 5. Получение оксида серебра

В пробирку к 1 капле нитрата серебра (I) добавить 1-2 капли раствора гидроксида натрия. Что выделяется? Написать уравнение реакции, учитывая, что гидроксид серебра (I) не существует, а продуктом реакции является оксид серебра (I).

Опыт 6. Комплексные соединения серебра

1) К 1 капле раствора нитрата серебра прибавить 2 капли раствора хлорида калия или натрия. К полученному осадку прибавить раствор гидроксида аммония до полного растворения осадка хлорида серебра (I). Написать уравнения реакций.

2) Получить осадок хлорида серебра (I). Затем по каплям прибавлять раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до полного растворения осадка. Написать уравнения реакции получения дитиосульфатоаргентата натрия.

Опыт 7. Отношение цинка, кадмия и ртути к воде и кислотам

1) Выписать значения стандартных электродных потенциалов Zn, Cd, Hg. Какие из металлов должны вытеснять водород из воды и кислот? Составить уравнения реакций взаимодействия металлов с водой. Почему они практически не вытесняют водород из воды?

2) В шесть пробирок поместить по кусочку гранулированного цинка и подействовать в отдельности разбавленными и концентрированными растворами соляной, серной и азотной кислот. Наблюдать происходящие явления. Составить уравнения реакций. Аналогичные опыты провести с кадмием. Составить уравнения реакций. С какими кислотами реагирует ртуть (теоретически)? Составить уравнения реакций.

Опыт 8. Растворение цинка в щелочи

В пробирку поместить немного цинка, прилить концентрированный раствор щелочи и осторожно нагреть. Какой газ выделяется? Составить уравнение реакции. Почему Cd и Hg не растворяются в растворах щелочей?

Опыт 9. Получение и свойства гидроксидов цинка и кадмия

В две пробирки, содержащие соответственно растворы солей цинка и кадмия, добавлять по каплям разбавленный раствор щелочи до появления осадков. Отметить их цвет. Испытать полученные гидроксиды растворами кислоты и щелочи. Составить уравнения реакций. Объяснить различия в кислотно-основных свойствах гидроксидов.

Опыт 10. Гидролиз солей цинка, кадмия, ртути

В трех пробирках, содержащих небольшой объем воды, растворить соответственно по несколько кристалликов солей цинка, кадмия, ртути (II). Испытать растворы лакмусовой бумагой. Составить уравнения гидролиза солей.

Опыт 11. Комплексные соединения элементов подгруппы цинка

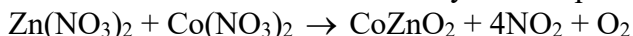
В пробирку внести 2-3 капли раствора нитрата ртути (II) и добавлять по каплям раствор иодида калия до образования осадка HgI_2 . Отметить цвет осадка. К осадку добавить избыток раствора KI до растворения осадка. Написать уравнение реакции взаимодействия HgI_2 с

избытком KI, приняв координационное число ртути равное 4. Написать уравнение диссоциации полученного комплексного иона.

Полученный раствор тетрагидрогидраргирата (II) калия разделить на две части. К одной добавить несколько капель раствора щелочи, а к другой – сероводородной воды. Отметить наблюдения и объяснить полученные результаты.

Опыт 12. Качественные реакции на ионы цинка, кадмия, ртути (II)

1) На кусочек фильтровальной бумаги нанести несколько капель растворов нитрата цинка и нитрата кобальта (II). Подсушить бумагу на пламени горелки и затем прокалить в тигле. Зеленый цвет золы свидетельствует об образовании цинката кобальта (II):



2) В пробирку с раствором соли цинка (2-3 капли) добавить столько же раствора $\text{K}_4[(\text{Fe}(\text{CN})_6)]$. Отметить цвет образующегося осадка $\text{K}_2\text{Zn}_3[(\text{Fe}(\text{CN})_6)_2]$, нерастворимого в соляной кислоте, но растворимого в щелочах. Составить уравнение реакции.

3) В пробирку с раствором соли кадмия добавить раствор $\text{K}_4[(\text{Fe}(\text{CN})_6)]$ до образования осадка $\text{Cd}_2[(\text{Fe}(\text{CN})_6)]$, растворимого в сильных кислотах. Отметить цвет осадка, составить уравнение реакции.

4) К раствору сулемы HgCl_2 прилить равный объем аммиака NH_4OH . Образуется осадок HgNH_2Cl . Отметить его цвет. Составить уравнение реакции.

5) На раствор нитрата ртути (II) подействовать раствором хромата калия до образования осадка. Составить уравнение реакции и отметить цвет осадка.

Критерии оценки отчетов к лабораторным работам:

- 2 балла выставляется студенту, если отчет выполнен без замечаний;
- 1,5 балла выставляется студенту, если в отчете содержатся небольшие недочёты;
- 1 балл выставляется студенту, если в отчете содержатся существенные ошибки;
- 0,5 балла выставляется студенту, если отчет не оформлен, но работа выполнена.

7.1.1. Комплект вопросов для защиты лабораторных работ

№ п/п	Вопросы
Семестр 1. Курс «Общая и неорганическая химия 1»	
Модуль 1. Строение и свойства вещества	
Лабораторная работа № 1. Основные классы неорганических веществ	
1	Основные понятия химии: молекула, атом, элемент, вещество (простое, сложное), эмпирическая, графическая, молекулярная формулы вещества, химическая реакция, стехиометрический коэффициент
2	Классификация и номенклатура неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли
Лабораторная работа №2. Определение молярной массы эквивалента металла	
1	Стехиометрия. Закономерности изменения и способы определения количества вещества. Основные определения: формульная единица вещества, моль, постоянная Авогадро, молярная масса, молярный объем, молярная масса химического эквивалента, молярный объем химического эквивалента.
2	Количественные законы протекания химических реакций: сохранения массы веществ, постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений, Авогадро и следствия из него, Менделеева-Клапейрона, объединений газовый, парциальных давлений Дальтона, закон эквивалентов.
Модуль 2. Термодинамика и кинетика химических процессов	
Лабораторная работа № 3. Определение энтальпии реакции	

1	Основные понятия и определения химической термодинамики: термодинамическая система (изолированная, открытая, закрытая), фаза, гомогенные и гетерогенные системы, параметры состояния (экстенсивные, интенсивные), функции состояния, химический термодинамический процесс (самопроизвольный, равновесный, неравновесный), фазовый переход, внутренняя энергия, теплота, работа
2	Первый закон термодинамики и его приложение к процессам в идеальном газе: изохорному, изотермическому, изобарному
3	Понятие теплового эффекта химической реакции: тепловой эффект реакции, термохимическое и термодинамическое уравнения, стандартные термодинамические условия, стандартная энтальпия реакции
4	Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ
5	Закон Гесса и следствия из него
6	Второй закон термодинамики. Энтропия как функция состояния системы
7	Третий закон термодинамики. Абсолютные значения стандартных энтропий веществ
8	Критерии направленности самопроизвольного процесса в закрытой системе
Лабораторная работа № 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	
1	Кинетика химических реакций. Основные понятия и определения
2	Основной постулат химической кинетики
3	Влияние температуры на скорость химических реакций
4	Теоретические представления о скоростях элементарных реакций
5	Особенности кинетики гетерогенных реакций. Реакции на границе раздела твердое тело – газ и твердое тело – жидкость
6	Основы катализа. Основные понятия и определения. Механизмы протекания каталитических реакций
7	Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Виды и особенности химического равновесия. Количественные характеристики химического равновесия
8	Влияние различных факторов на химическое равновесие. Особенности описания равновесия в гетерогенных системах
Модуль 3. Растворы и электрохимические процессы	
Лабораторная работа № 5. Приготовление растворов заданной концентрации	
1	Общие свойства растворов. Основные понятия и определения
2	Способы выражения концентрации растворов
3	Термодинамические характеристики процесса образования растворов
Лабораторная работа № 6. Растворы электролитов	
1	Коллигативные свойства растворов
2	Влияние различных факторов на свойства растворов электролитов
3	Диссоциация слабых электролитов
4	Растворы сильных электролитов
5	Ионные равновесия в водных растворах электролитов
6	Гидролиз солей
7	Произведение растворимости
8	Направление обменных процессов в растворах электролитов
Лабораторная работа № 7. Окислительно-восстановительные реакции	
1	Окислительно-восстановительные реакции
2	Метод электронного баланса
3	Метод полуреакций
4	Направление окислительно-восстановительных реакций
Лабораторная работа № 8. Электролиз водных растворов	
1	Электродные процессы: основные определения
2	Законы Фарадея

3	Потенциалы электрохимической системы. Двойной электрический слой.
4	Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Уравнение Нернста
5	Химические и концентрационные гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби
6	Электролиз. Потенциал разложения, последовательность процессов на электродах
Лабораторная работа № 9. Коррозия металлов	
1	Классификация коррозионных сред, разрушений и процессов. Показатели скорости коррозии
2	Химическая коррозия: виды и разновидности
3	Электрохимическая коррозия: причины и механизм возникновения
4	Защита от коррозии: легирование металлических материалов; изменение состава и свойств коррозионной среды; электрохимическая защита: виды и механизм действия; защитные покрытия: виды, методы нанесения и области применения
Семестр 2. Курс «Общая и неорганическая химия 2»	
Модуль 1. s-элементы Периодической системы	
Лабораторная работа № 1. «Комплексные соединения»	
1	Комплексные соединения: классификация, номенклатура.
2	Строение, химические и физические свойства комплексных соединений.
Лабораторная работа № 2. «Элементы 1,2 групп»	
1	Общая характеристика s-элементов
2	Способы получения s-элементов и их соединений
3	Химические свойства s-элементов и их соединений
4	Применение s-элементов и их соединений
Лабораторная работа № 3. «Жесткость воды»	
1	Жесткость воды: общая, временная и постоянная.
2	Способы устранения жесткости воды. Расчет количества умягчителя.
Модуль 2. p-элементы Периодической системы	
Лабораторная работа № 4. «Элементы 13 группы»	
1	Общая характеристика p-элементов 13 группы Периодической системы
2	Способы получения p-элементов 13 группы Периодической системы и их соединений
3	Химические свойства p-элементов 13 группы Периодической системы и их соединений
4	Применение p-элементов 13 группы Периодической системы и их соединений
Лабораторная работа № 5. «Элементы 14 группы»	
1	Общая характеристика p-элементов 14 группы Периодической системы
2	Способы получения p-элементов 14 группы Периодической системы и их соединений
3	Химические свойства p-элементов 14 группы Периодической системы и их соединений
4	Применение p-элементов 14 группы Периодической системы и их соединений
Лабораторная работа № 6. «Элементы 15 группы»	
1	Общая характеристика p-элементов 15 группы Периодической системы
2	Способы получения p-элементов 15 группы Периодической системы и их соединений
3	Химические свойства p-элементов 15 группы Периодической системы и их соединений
4	Применение p-элементов 15 группы Периодической системы и их соединений
Лабораторная работа № 7. «Элементы 16, 17 групп»	
1	Общая характеристика p-элементов 16 группы Периодической системы
2	Способы получения p-элементов 16 группы Периодической системы и их соединений
3	Химические свойства p-элементов 16 группы Периодической системы и их соединений
4	Применение p-элементов 16 группы Периодической системы и их соединений

5	Общая характеристика р-элементов 17 группы Периодической системы
6	Способы получения р-элементов 17 группы Периодической системы и их соединений
7	Химические свойства р-элементов 17 группы Периодической системы и их соединений
8	Применение р-элементов 17 группы Периодической системы и их соединений
Модуль 3. d-элементы Периодической системы	
Лабораторная работа № 8. «Элементы 6, 7 групп»	
1	Общая характеристика d-элементов 6 группы Периодической системы
2	Способы получения d-элементов 6 группы Периодической системы и их соединений
3	Химические свойства d-элементов 6 группы Периодической системы и их соединений
4	Применение d-элементов 6 группы Периодической системы и их соединений
5	Общая характеристика d-элементов 7 группы Периодической системы
6	Способы получения d-элементов 7 группы Периодической системы и их соединений
7	Химические свойства d-элементов 7 группы Периодической системы и их соединений
8	Применение d-элементов 7 группы Периодической системы и их соединений
Лабораторная работа № 9. «Элементы 8-10 групп»	
1	Общая характеристика d-элементов 8-10 групп Периодической системы
2	Способы получения d-элементов 8-10 групп Периодической системы и их соединений
3	Химические свойства d-элементов 8-10 групп Периодической системы и их соединений
4	Применение d-элементов 8-10 групп Периодической системы и их соединений
Лабораторная работа № 10. «Элементы 11, 12 групп»	
1	Общая характеристика d-элементов 11 группы Периодической системы
2	Способы получения d-элементов 11 группы Периодической системы и их соединений
3	Химические свойства d-элементов 11 группы Периодической системы и их соединений
4	Применение d-элементов 11 группы Периодической системы и их соединений
5	Общая характеристика d-элементов 12 группы Периодической системы
6	Способы получения d-элементов 12 группы Периодической системы и их соединений
7	Химические свойства d-элементов 12 группы Периодической системы и их соединений
8	Применение d-элементов 12 группы Периодической системы и их соединений

Критерии оценки защиты лабораторных работ:

За защиту лабораторной работы в форме устного ответа на вопросы по теме лабораторной работы студенту задается 6 вопросов: за каждый верный ответ студент получает 0,5 балла. Максимальное количество баллов за защиту лабораторной работы – 3 балла.

7.1.2. Контрольная работа

Семестр 1. Курс «Общая и неорганическая химия 1»

Типовые примеры заданий

Тема «Строение атома» (контрольная работа №1)

Вариант 1

Для элементов 37 и 79 Периодической таблицы

Задание 1 . Определите состав атома: количество протонов, электронов, нейтронов.

Задание 2. Составьте электронную и графическую формулу элемента, определите семейство элемента и валентные электроны.

Задание 3. Составьте формулу высшего оксида и определите его характер.

Задание 4. Определите набор квантовых чисел для последнего электрона элемента.

Задание 5. Определите положение элемента в периодической таблице и сравните его радиус и электроотрицательность с радиусами и электроотрицательностями соседних атомов.

Тема «Химическая связь» (контрольная работа №2)

Вариант 1

Для веществ LiF , PH_3 , BeCl_2 , пользуясь значениями электроотрицательностей элементов:

Задание 1. Определите тип связи в молекулах.

Задание 2. Рассмотрите образование химической связи в молекулах по методу валентных связей.

Задание 3. Для третьей молекулы рассмотрите гибридизацию центрального атома.

Задание 4. Определите пространственное строение молекул.

Задание 5. Составьте структурные формулы веществ.

Критерии оценки контрольных работ:

Контрольная работа состоит из 5 заданий. За каждое верно выполненное задание – 1 балл.

7.1.3. Комплект вопросов для коллоквиумов

№ п/п	Вопросы к коллоквиуму
Семестр 1. Курс «Общая и неорганическая химия 1»	
Коллоквиум 1 по темам модуля 1 «Строение и свойства вещества» и модуля 2 «Термодинамика и кинетика химических процессов»	
1	Основные понятия химии: молекула, атом, элемент, вещество (простое, сложное), эмпирическая, графическая, молекулярная формулы вещества, химическая реакция, стехиометрический коэффициент
2	Классификация и номенклатура неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли
3	Стехиометрия. Закономерности изменения и способы определения количества вещества. Основные определения: формульная единица вещества, моль, постоянная Авогадро, молярная масса, молярный объем, молярная масса химического эквивалента, молярный объем химического эквивалента.
4	Количественные законы протекания химических реакций: сохранения массы веществ, постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений, Авогадро и следствия из него, Менделеева-Клапейрона, объединений газовый, парциальных давлений Дальтона, закон эквивалентов
5	Теории строения атома. Современная теория строения атомов. Атомные орбитали. Квантовые числа. Принципы и правила заполнения атомных орбиталей
6	Химическая связи: энергия, длина, угол связи. Виды химической связи. Свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность, полярность. Ионная связь: поляризуемость и поляризующее действие. Металлическая связь: зонная теория кристаллов. Водородная связь
7	Метод валентных связей, гибридизация. Метод молекулярных орбиталей: порядок связи, магнитные свойства молекул и ионов
8	Метод Гиллеспи: пространственное строение молекул и ионов
9	Основные понятия и определения химической термодинамики: термодинамическая система (изолированная, открытая, закрытая), фаза, гомогенные и гетерогенные системы, параметры состояния (экстенсивные, интенсивные), функции состояния, химический термодинамический процесс (самопроизвольный, равновесный, неравновесный), фазовый переход, внутренняя энергия, теплота, работа

10	Первый закон термодинамики и его приложение к процессам в идеальном газе: изохорному, изотермическому, изобарному
11	Понятие теплового эффекта химической реакции: тепловой эффект реакции, термохимическое и термодинамическое уравнения, стандартные термодинамические условия, стандартная энтальпия реакции
12	Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ
13	Закон Гесса и следствия из него
14	Второй закон термодинамики. Энтропия как функция состояния системы
15	Третий закон термодинамики. Абсолютные значения стандартных энтропий веществ
16	Критерии направленности самопроизвольного процесса в закрытой системе
17	Кинетика химических реакций. Основные понятия и определения
18	Основной постулат химической кинетики
19	Влияние температуры на скорость химических реакций
20	Теоретические представления о скоростях элементарных реакций
21	Особенности кинетики гетерогенных реакций. Реакции на границе раздела твердое тело – газ и твердое тело – жидкость
22	Основы катализа. Основные понятия и определения. Механизмы протекания каталитических реакций
23	Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Виды и особенности химического равновесия. Количественные характеристики химического равновесия
24	Влияние различных факторов на химическое равновесие. Особенности описания равновесия в гетерогенных системах
Коллоквиум 2 по теме модуля 3 «Растворы и электрохимические процессы»	
1	Общие свойства растворов. Основные понятия и определения
2	Способы выражения концентрации растворов
3	Термодинамические характеристики процесса образования растворов
4	Коллигативные свойства растворов
5	Влияние различных факторов на свойства растворов электролитов
6	Диссоциация слабых электролитов
7	Растворы сильных электролитов
8	Ионные равновесия в водных растворах электролитов
9	Гидролиз солей
10	Произведение растворимости
11	Направление обменных процессов в растворах электролитов
12	Окислительно-восстановительные реакции
13	Метод электронного баланса
14	Метод полуреакций
15	Направление окислительно-восстановительных реакций
16	Электродные процессы: основные определения
17	Законы Фарадея
18	Потенциалы электрохимической системы. Двойной электрический слой.
19	Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Уравнение Нернста
20	Химические и концентрационные гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби
21	Электролиз. Потенциал разложения, последовательность процессов на электродах
22	Классификация коррозионных сред, разрушений и процессов. Показатели скорости коррозии
23	Химическая коррозия: виды и разновидности
24	Электрохимическая коррозия: причины и механизм возникновения

25	Защита от коррозии: легирование металлических материалов; изменение состава и свойств коррозионной среды; электрохимическая защита: виды и механизм действия; защитные покрытия: виды, методы нанесения и области применения
Семестр 2. Курс «Общая и неорганическая химия 2»	
Коллоквиум 1 по темам модуля 1 «s-элементы Периодической системы» и модуля 2 «p-элементы Периодической системы»	
1	Комплексные соединения: номенклатура, классификация
2	Свойства комплексных соединений
3	Теория кристаллического поля: низко- и высокоспиновые комплексы.
4	Устойчивость комплексных соединений, константа нестойкости комплексов
5	Элементы 1, 2 групп Периодической системы: общая характеристика, получение
6	Химические соединения элементов 1, 2 групп: гидриды, карбиды, нитриды, оксиды и гидроксиды, соли
7	Применение элементов 1, 2 групп и их соединений
8	Жёсткость воды: карбонатная, некарбонатная, общая
9	Методы устранения жесткости воды
10	Элементы 13 группы Периодической системы: общая характеристика, способы получения
11	Химические соединения элементов 13 группы: гидриды, карбиды, нитриды, оксиды и гидроксиды, соли
12	Применение элементов 13 группы и их соединений
13	Элементы 14 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов, простые вещества, способы получения
14	Соединения углерода
15	Кремний и его соединения
16	Элементы подгруппы германия и их соединения
17	Элементы 15 группы. Общая характеристика элементов, простые вещества, способы получения
18	Азот и его соединения с отрицательными степенями окисления
19	Соединения азота с положительными степенями окисления
20	Фосфор и его соединения
21	Элементы подгруппы мышьяка и их соединения
22	Элементы 16 группы (халькогены). Общая характеристика элементов, способы получения
23	Кислород: аллотропные модификации. Соединения кислорода
24	Сера и её соединения (сероводород, оксиды серы, кислоты)
25	Элементы подгруппы селена, их соединения
26	Элементы 17 группы (галогены). Общая характеристика. Простые вещества и их свойства
27	Фтор и его соединения
28	Соединения хлора (водородные соединения, кислородные соединения)
29	Соединения подгруппы брома (водородные соединения, кислородные соединения)
30	Межгалогенные соединения. Применение галогенов и их соединений
31	Элементы 8 группы Периодической системы. Общая характеристика, простые вещества. Соединения благородных газов. Применение
Коллоквиум 2 по теме модуля 2 «d-элементы Периодической системы»	
1	Элементы 3 группы Периодической системы. Элементы подгруппы скандия и их соединения
2	Лантаноиды: общая характеристика, свойства, получение и применение
3	Актиноиды: общая характеристика, свойства, получение и применение

4	Элементы 4 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства
5	Соединения элементов 4 группы. Применение
6	Элементы 5 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства
7	Соединения элементов 5 группы (оксиды и гидроксиды, соли). Применение
8	Элементы 6 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Свойства простых веществ
9	Соединения хрома, окислительно-восстановительные свойства соединений хрома, применение
10	Соединения молибдена и вольфрама. Гетерополиокислоты. Применение
11	Элементы 7 подгруппы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Химические свойства простых веществ
12	Соединения элементов 7 группы (II), соединения элементов 7 группы (IV), соединения элементов 7 группы (VI и VII). Сравнительная характеристика окислительных свойств соединений марганца (VII)
13	Элементы семейства железа. Общая характеристика. Получение. Химические свойства простых веществ
14	Соединения железа, кобальта, никеля (оксиды, гидроксиды железа). Применение
15	Платиновые металлы. Общая характеристика элементов. Получение. Простые вещества и их химические свойства
16	Соединения платиновых металлов (оксиды и гидроксиды; соли кислородных соединений, галиды)
17	Комплексные соединения платиновых металлов. Сравнение свойств элементов семейства железа и платиновых металлов. Применение
18	Элементы 11 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их химические свойства
19	Соединения элементов подгруппы меди. Применение
20	Элементы 12 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Химические свойства простых веществ
21	Соединения элементов подгруппы цинка (кислородные соединения, сульфиды, галиды, цианиды и др.). Применение

Критерии оценки коллоквиумов:

Коллоквиум проводится в устной форме. Билет к коллоквиуму включает 2 теоретических вопроса и задачу. За полный ответ на каждый теоретический вопрос – 10 баллов, за верно решенную задачу – 5 баллов.

7.2. Оценочные средства для промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

7.2.1. 7.3.1. Вопросы к промежуточной аттестации

Семестр 1

№ п/п	Вопросы к экзамену
1	Основные понятия химии: молекула, атом, элемент, вещество (простое, сложное), эмпирическая, графическая, молекулярная формулы вещества, химическая реакция, стехиометрический коэффициент

2	Классификация и номенклатура неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли
3	Стехиометрия. Закономерности изменения и способы определения количества вещества. Основные определения: формульная единица вещества, моль, постоянная Авогадро, молярная масса, молярный объем, молярная масса химического эквивалента, молярный объем химического эквивалента.
4	Количественные законы протекания химических реакций: сохранения массы веществ, постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений, Авогадро и следствия из него, Менделеева-Клапейрона, объединений газовый, парциальных давлений Дальтона, закон эквивалентов
5	Теории строения атома. Современная теория строения атомов. Атомные орбитали. Квантовые числа. Принципы и правила заполнения атомных орбиталей
6	Химическая связи: энергия, длина, угол связи. Виды химической связи. Свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность, полярность. Ионная связь: поляризуемость и поляризующее действие. Металлическая связь: зонная теория кристаллов. Водородная связь
7	Метод валентных связей, гибридизация. Метод молекулярных орбиталей: порядок связи, магнитные свойства молекул и ионов
8	Метод Гиллеспи: пространственное строение молекул и ионов
9	Основные понятия и определения химической термодинамики: термодинамическая система (изолированная, открытая, закрытая), фаза, гомогенные и гетерогенные системы, параметры состояния (экстенсивные, интенсивные), функции состояния, химический термодинамический процесс (самопроизвольный, равновесный, неравновесный), фазовый переход, внутренняя энергия, теплота, работа
10	Первый закон термодинамики и его приложение к процессам в идеальном газе: изохорному, изотермическому, изобарному
11	Понятие теплового эффекта химической реакции: тепловой эффект реакции, термохимическое и термодинамическое уравнения, стандартные термодинамические условия, стандартная энтальпия реакции
12	Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ
13	Закон Гесса и следствия из него
14	Второй закон термодинамики. Энтропия как функция состояния системы
15	Третий закон термодинамики. Абсолютные значения стандартных энтропий веществ
16	Критерии направленности самопроизвольного процесса в закрытой системе
17	Кинетика химических реакций. Основные понятия и определения
18	Основной постулат химической кинетики
19	Влияние температуры на скорость химических реакций
20	Теоретические представления о скоростях элементарных реакций
21	Особенности кинетики гетерогенных реакций. Реакции на границе раздела твердое тело – газ и твердое тело – жидкость
22	Основы катализа. Основные понятия и определения. Механизмы протекания каталитических реакций
23	Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Виды и особенности химического равновесия. Количественные характеристики химического равновесия
24	Влияние различных факторов на химическое равновесие. Особенности описания равновесия в гетерогенных системах
25	Общие свойства растворов. Основные понятия и определения
26	Способы выражения концентрации растворов
27	Термодинамические характеристики процесса образования растворов
28	Коллигативные свойства растворов

29	Влияние различных факторов на свойства растворов электролитов
30	Диссоциация слабых электролитов
31	Растворы сильных электролитов
32	Ионные равновесия в водных растворах электролитов
33	Гидролиз солей
34	Произведение растворимости
35	Направление обменных процессов в растворах электролитов
36	Окислительно-восстановительные реакции
37	Метод электронного баланса
38	Метод полуреакций
39	Направление окислительно-восстановительных реакций
40	Электродные процессы: основные определения
41	Законы Фарадея
42	Потенциалы электрохимической системы. Двойной электрический слой.
43	Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Уравнение Нернста
44	Химические и концентрационные гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби
45	Электролиз. Потенциал разложения, последовательность процессов на электродах
46	Классификация коррозионных сред, разрушений и процессов. Показатели скорости коррозии
47	Химическая коррозия: виды и разновидности
48	Электрохимическая коррозия: причины и механизм возникновения
49	Защита от коррозии: легирование металлических материалов; изменение состава и свойств коррозионной среды
50	Электрохимическая защита от коррозии: виды и механизм действия; защитные покрытия: виды, методы нанесения и области применения

Семестр 2

№ п/п	Вопросы к экзамену
1	Комплексные соединения: номенклатура, классификация
2	Свойства комплексных соединений
3	Теория кристаллического поля: низко- и высокоспиновые комплексы.
4	Устойчивость комплексных соединений, константа нестойкости комплексов
5	Элементы 1, 2 групп Периодической системы: общая характеристика, получение
6	Химические соединения элементов 1, 2 групп: гидриды, карбиды, нитриды, оксиды и гидроксиды, соли
7	Применение элементов 1, 2 групп и их соединений
8	Жёсткость воды: карбонатная, некарбонатная, общая
9	Методы устранения жесткости воды
10	Элементы 13 группы Периодической системы: общая характеристика, способы получения
11	Химические соединения элементов 13 группы: гидриды, карбиды, нитриды, оксиды и гидроксиды, соли
12	Применение элементов 13 группы и их соединений
13	Элементы 14 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов, простые вещества, способы получения
14	Соединения углерода
15	Кремний и его соединения
16	Элементы подгруппы германия и их соединения

17	Элементы 15 группы. Общая характеристика элементов, простые вещества, способы получения
18	Азот и его соединения с отрицательными степенями окисления
19	Соединения азота с положительными степенями окисления
20	Фосфор и его соединения
21	Элементы подгруппы мышьяка и их соединения
22	Элементы 16 группы (халькогены). Общая характеристика элементов, способы получения
23	Кислород: аллотропные модификации. Соединения кислорода
24	Сера и её соединения (сероводород, оксиды серы, кислоты)
25	Элементы подгруппы селена, их соединения
26	Элементы 17 группы (галогены). Общая характеристика. Простые вещества и их свойства
27	Фтор и его соединения
28	Соединения хлора (водородные соединения, кислородные соединения)
29	Соединения подгруппы брома (водородные соединения, кислородные соединения)
30	Межгалогенные соединения. Применение галогенов и их соединений
31	Элементы 8 группы Периодической системы. Общая характеристика, простые вещества. Соединения благородных газов. Применение
32	Элементы 3 группы Периодической системы. Элементы подгруппы скандия и их соединения
33	Лантаноиды: общая характеристика, свойства, получение и применение
34	Актиноиды: общая характеристика, свойства, получение и применение
35	Элементы 4 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства
36	Соединения элементов 4 группы. Применение
37	Элементы 5 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства
38	Соединения элементов 5 группы (оксиды и гидроксиды, соли). Применение
39	Элементы 6 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Свойства простых веществ
40	Соединения хрома, окислительно-восстановительные свойства соединений хрома, применение
41	Соединения молибдена и вольфрама. Гетерополиоксиды. Применение
42	Элементы 7 подгруппы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Химические свойства простых веществ
43	Соединения элементов 7 группы (II), соединения элементов 7 группы (IV), соединения элементов 7 группы (VI и VII). Сравнительная характеристика окислительных свойств соединений марганца (VII)
44	Элементы семейства железа. Общая характеристика. Получение. Химические свойства простых веществ
45	Соединения железа, кобальта, никеля (оксиды, гидроксиды железа). Применение
46	Платиновые металлы. Общая характеристика элементов. Получение. Простые вещества и их химические свойства
47	Соединения платиновых металлов (оксиды и гидроксиды; соли кислородных соединений, галиды)
48	Комплексные соединения платиновых металлов. Сравнение свойств элементов семейства железа и платиновых металлов. Применение
49	Элементы 11 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их химические свойства
50	Соединения элементов подгруппы меди. Применение

51	Элементы 12 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Химические свойства простых веществ
52	Соединения элементов подгруппы цинка (кислородные соединения, сульфиды, галиды, цианиды и др.). Применение

7.3.2. Критерии и нормы оценки

Семестр	Форма проведения промежуточной аттестации	Критерии и нормы оценки	
1	экзамен (по накопительному рейтингу)	«отлично»	текущий рейтинг составляет 80-100 баллов
		«хорошо»	текущий рейтинг составляет 60-79 баллов
		«удовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 40-59 баллов
		«неудовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 0-39 баллов
2	экзамен (по накопительному рейтингу)	«отлично»	текущий рейтинг составляет 80-100 баллов
		«хорошо»	текущий рейтинг составляет 60-79 баллов
		«удовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 40-59 баллов
		«неудовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 0-39 баллов

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

8.1. Обязательная литература

№ п/п	Авторы, составители	Заглавие (заголовок)	Тип (учебник, учебное пособие, учебно-методическое пособие, практикум, др.)	Год издания	Количество в научной библиотеке / Наименование ЭБС
1	Н.С. Ахметов	Общая и неорганическая химия: учебник / Н. С. Ахметов. – 11-е изд., стер. – Санкт-Петербург: Лань, 2020. – 744 с. – ISBN 978-5-8114-4698-8.	Учебник	2020	ЭБС «Лань»
2	В.В. Кириллов	Неорганическая химия. Теоретические основы: учебник / В. В. Кириллов. – Санкт-Петербург: Лань, 2020. – 352 с. – ISBN 978-5-8114-4376-5.	Учебник	2020	ЭБС «Лань»
3	Э.А. Александрова	Неорганическая химия. Теоретические основы и лабораторный практикум: учебник / Э. А. Александрова. – 3-е изд., стер. – Санкт-Петербург: Лань, 2020. – 396 с. – ISBN 978-5-8114-3473-2.	Учебник	2020	ЭБС «Лань»
4	Н.В. Коровин [и др.]; под ред. Н. В. Коровина, Н. В. Кулешова.	Общая химия. [Электронный ресурс]: теория и задачи: учеб. пособие / Н. В. Коровин [и др.]; под ред. Н. В. Коровина, Н. В. Кулешова. - Изд. 2-е, стер. - Санкт-Петербург: Лань, 2017. - 492 с.: ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-1736-0.	Учебное пособие	2017	ЭБС «Лань»
5	Л.Н. Блинов [и др.]; под науч. ред. И. Л. Перфиловой, Т. В. Соколовой.	Химия [Электронный ресурс]: учеб. для вузов / Л. Н. Блинов [и др.]; под науч. ред. И. Л. Перфиловой, Т. В. Соколовой. - Санкт-Петербург: Лань, 2016. - 272 с.: ил.	Учебник	2016	ЭБС «Лань»

№ п/п	Авторы, составители	Заглавие (заголовок)	Тип (учебник, учебное пособие, учебно-методическое пособие, практикум, др.)	Год издания	Количество в научной библиотеке / Наименование ЭБС
		- (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-2038-4			

8.2. Дополнительная литература

№ п/п	Авторы, составители	Заглавие (заголовок)	Тип (учебник, учебное пособие, учебно-методическое пособие, практикум, др.)	Год издания	Количество в научной библиотеке / Наименование ЭБС
1	Л. Д. Борзова	Основы общей химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Л.Д. Борзова, Н.Ю. Черникова, В.В. Якушев. - Санкт-Петербург: Лань, 2014. - 469 с.: ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-1608-0.	Учебное пособие	2014	ЭБС «Лань»
2	Н. Ф. Стась	Решение задач по общей химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Н. Ф. Стась, А. В. Коршунов. - Изд. 3-е, стер. - Санкт-Петербург: Лань, 2016. - 168 с.: ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 978-5-8114-2274-6.	Учебное пособие	2016	ЭБС «Лань»
3	К.Ю. Тархов	Общая и неорганическая химия. Окислительно-восстановительные реакции и химическое равновесие. Сборник заданий и вариантов: учебное пособие / К. Ю. Тархов. – Санкт-	Учебное пособие	2019	ЭБС «Лань»

№ п/п	Авторы, составители	Заглавие (заголовок)	Тип (учебник, учебное пособие, учебно- методическое пособие, практикум, др.)	Год издания	Количество в научной библиотеке / Наименовани е ЭБС
		Петербург: Лань, 2019. – 80 с. – ISBN 978-5-8114-3302-5.			
4	Е. Г. Гончаров [и др.]	Краткий курс теоретической неорганической химии: учебное пособие / Е. Г. Гончаров, В. Ю. Кондрашин, А. М. Ховив, Ю. П. Афиногенов. – Санкт-Петербург: Лань, 2017. – 464 с. – ISBN 978-5-8114-2456-6.	Учебное пособие	2017	ЭБС «Лань»
5	Н.Н. Павлов	Общая и неорганическая химия: учебник / Н. Н. Павлов. – 3-е изд., испр., доп. – Санкт-Петербург : Лань, 2011. – 496 с. – ISBN 978-5-8114-1196-2.	Учебник	2011	ЭБС «Лань»

8.3. Перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем

– Бутлеровские сообщения [Электронный ресурс] : многопредмет. науч. журн. / ООО «Инновационно-издательский дом «Бутлеровское наследие». – Электрон. журнал. – Казань : ООО «Инновационно-издательский дом «Бутлеровское наследие», 1999- . Режим доступа к журн.: <http://butlerov.com/stat/reports/view.asp?lang=ru>

– Химия в интересах устойчивого развития [Электронный ресурс] : междунар. науч. журн. / Сибирское отделение РАН. – Электрон. журнал. – Новосибирск : Издательство СО РАН, 1999- . Режим доступа к журн. <http://www.sibran.ru/journals/Hviur/>

8.4. Перечень программного обеспечения

№ п/п	Наименование ПО	Реквизиты договора (дата, номер, срок действия)
1	Windows	Договор № 690 от 19.05.2015г., срок действия - бессрочно
2	Office Standart	Договор № 690 от 19.05.2015г., срок действия - бессрочно; Договор № 727 от 20.07.2016г., срок действия - бессрочно

8.5. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине

№ п/п	Наименование оборудованных учебных кабинетов, лабораторий, мастерских и др. объектов для проведения практических и лабораторных занятий, помещений для самостоятельной работы обучающихся (номер аудитории)	Перечень основного оборудования
1	Лекционная аудитория А-125	Стол ученический трехместный моноблок – 52 шт., стол преподавательский – 1 шт., стул преподавательский – 1 шт., кафедра -1 шт., доска меловая – 1 шт., экран навесной – 1 шт., проектор – 1 шт., процессор – 1 шт., мышь комп. – 1 шт., пульт – 1 шт.
2	Лаборатория неорганической химии А-216	Стол лабораторный - 3 шт., стол лабораторный островной - 3 шт., полка для посуды - 6 шт., мойка нержавеющей - 4 шт., тумба для посуды и реактивов - 6 шт., вытяжной шкаф - 1 шт., стол письменный - 2 шт., выпрямитель В-24 - 1 шт., сушильный шкаф snol 58/350 - 1 шт., аквадистиллятор ДЭ-10 - 1 шт., весы электронные HL-200 - 1 шт., прибор для определения эквивалента - 8 шт., прибор для электролиза - 8 шт., термостатированный стакан - 8 шт., электроплитка - 4 шт., термометры

№ п/п	Наименование оборудованных учебных кабинетов, лабораторий, мастерских и др. объектов для проведения практических и лабораторных занятий, помещений для самостоятельной работы обучающихся (номер аудитории)	Перечень основного оборудования
		спиртовые, термометры ртутные, химическая посуда.
3	Компьютерный класс УЛК-812	Стол ученический - 26 шт., стол преподавательский -1 шт., стул - 26 шт., доска аудиторная (маркерная) - 1шт., компьютер - 19 шт.
4	Аудитория для самостоятельной работы Г-401	Стол ученический - 26 шт., стул - 26 шт., компьютер с выходом в сеть интернет - 16 шт.