

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

Б1.О.20
(индекс дисциплины)

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Неорганическая химия и химия элементов

(наименование дисциплины)

по направлению подготовки
18.03.01 Химическая технология

направленность (профиль)
Химическая технология органических и неорганических веществ

Форма обучения: очная

Год набора: 2026

Общая трудоемкость: 14 ЗЕ

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр	1	2	Итого
Форма контроля	зачет с оценкой	зачет с оценкой	
Вид занятий			
Лекции	64	64	128
Лабораторные	96	96	192
Практические	80	32	112
Руководство: курсовые работы (проекты) / РГР			
Промежуточная аттестация	0,25	0,25	0,50
Контактная работа	240,25	192,25	432,5
Самостоятельная работа	47,75	23,75	71,5
Контроль			
Итого	288	216	504

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

18.03.01 Химическая технология

Срок действия рабочей программы дисциплины до «31» августа 2030 г.

СОГЛАСОВАНО

Заведующий кафедрой «Химическая технология и ресурсосбережение»

«__» _____ 20__ г.

(подпись)

С.А. Соков
(И.О. Фамилия)

УТВЕРЖДЕНО

На заседании Центра медицинской химии
(протокол заседания № 1 от «28» августа 2025 г.).

1. Цель освоения дисциплины

Цель освоения дисциплины – формирование у обучающихся базовых знаний, умений и навыков по неорганической химии и химии элементов, 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: «Высшая математика».

Дисциплины и практики, для которых освоение данной дисциплины необходимо как предшествующее: Органическая химия (базовый курс), «Физическая химия», «Аналитическая химия и основы физико-химических методов анализа», «Общая химическая технология» и другие химические дисциплины.

3. Планируемые результаты обучения

Формируемые и контролируемые компетенции (код и наименование)	Индикаторы достижения компетенций (код и наименование)	Планируемые результаты обучения
ОПК-1 Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов	ОПК-1.1. Знает теоретические основы общей и неорганической химии и понимает принципы строения вещества и протекания химических процессов	Знать: правила поведения и технику безопасности в химической лаборатории; методы проведения экспериментальных исследований, подготовки рабочего места; специальную химическую терминологию; основные понятия и законы химии, строение и свойства химических соединений, природу химической связи в различных классах веществ; основные закономерности, сопровождающие взаимодействия веществ
		Уметь: самостоятельно работать с методическими рекомендациями, справочными материалами, применять теоретические знания по курсу и техники безопасности для проведения эксперимента и обработки его результатов; пользоваться химической терминологией; анализировать полученные результаты; применять теоретические аспекты общей и неорганической химии для анализа свойств веществ и механизмов химических процессов
		Владеть: методами организации самостоятельной работы, анализа

Формируемые и контролируемые компетенции (код и наименование)	Индикаторы достижения компетенций (код и наименование)	Планируемые результаты обучения
		полученной информации; 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

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. Физико-химические основы неорганической химии	Лек 1	Предмет и задачи неорганической химии и химии элементов. Основные понятия и законы химии	1	2	-	-	
	Лек 2	Химический эквивалент. Способы выражения концентрации растворов	1	2	-	-	
	Лаб 1	Вводное занятие: техника безопасности и правила работы в химической лаборатории; посуда и химические реактивы. Выполнение и защита лабораторной работы 1. Определение чистоты вещества	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №1. Вопросы для защиты лабораторной работы №1
	Лаб 2	Выполнение и защита лабораторной работы 2. Очистка поваренной соли методом осаждения примесей	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №2. Вопросы для защиты лабораторной работы №2

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лаб 3	Выполнение и защита лабораторной работы 3. Последовательные превращения химических соединений	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №3. Вопросы для защиты лабораторной работы №3
	Лаб 4	Выполнение и защита лабораторной работы 4. Определение молярной массы эквивалента металла	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №4. Вопросы для защиты лабораторной работы №4
	Лаб 5	Выполнение и защита лабораторной работы 5. Определение степени чистоты кальцита	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №5. Вопросы для защиты лабораторной работы №5
	Пр 1	Расчеты по формулам и уравнениям	1	4	-	-	Контрольная работа №1
	Пр 2	Атомно-молекулярное учение	1	4	-	-	Контрольная работа №2
	Пр 3	Химический эквивалент	1	4	-	-	Контрольная работа №3

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Пр 4	Способы выражения концентрации растворов	1	4	-	-	Контрольная работа №4
	Лек 3	Термодинамика химических процессов. Внутренняя энергия, энтальпия, закон Гесса	1	2	-	-	
	Лек 4	Термодинамика химических процессов: энтропия, энергия Гиббса, направление химических процессов	1	2	-	-	
	Лаб 6	Выполнение и защита лабораторной работы 6. Определение энтальпии реакции	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №6. Вопросы для защиты лабораторной работы №6
	Пр 5	Термодинамика химических процессов	1	4	-	-	Контрольная работа №5
	Лек 5	Химическая кинетика. Гомо- и гетерогенные реакции. Влияние концентрации и давления на скорость реакции. Порядок реакции	1	2	-	-	
	Лек 6	Химическая кинетика. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации	1	2	-	-	
	Лек 7	Катализ. Особенности кинетики гетерогенных и цепных реакций	1	2	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лек 8	Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье	1	2	-	-	
	Лаб 7	Выполнение лабораторной работы 7. Скорость химических реакций. Химическое равновесие (оп. 1,2)	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №7 (оп. 1,2)
	Лаб 8	Выполнение лабораторной работы 7. Скорость химических реакций. Химическое равновесие (оп. 3,4). Защита лабораторной работы 7	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №7 (оп. 3,4). Вопросы для защиты лабораторной работы №7
	Пр 6	Кинетика химических процессов. Химическое равновесие	1	4	-	-	Контрольная работа №6
	Пр 7	Итоговая контрольная работа по модулю 1	1	2	25	-	Контрольная работа №7
Модуль 2. Строение атома и химическая связь	Лек 9	Происхождение и классификация химических элементов	1	2	-	-	
	Лек 10	Современное представление о строении атома. Электронное строение атома. Основные характеристики атомов	1	2	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лек 11	Периодический закон. Структура Периодической таблицы	1	2	-	-	
	Лек 12	Периодичность изменения свойств элементов. Распространенность химических элементов. Атомные термы	1	2	-	-	
	Пр 8	Строение атома и периодический закон. Атомные термы	1	4	-	-	Контрольная работа №8
	Лек 13	Природа химической связи. Ковалентная связь	1	2	-	-	
	Лек 14	Гибридизация. Метод валентных связей	1	2	-	-	
	Лек 15	Теория взаимного отталкивания электронных пар	1	2	-	-	
	Лек 16	Метод молекулярных орбиталей	1	2	-	-	
	Лек 17	Ионная связь. Поляризуемость и поляризующее действие ионов	1	2	-	-	
	Лек 18	Металлическая связь. Зонная теория кристаллов	1	2	-	-	
	Лек 19	Межмолекулярные взаимодействия	1	2	-	-	
	Лек 20	Строение вещества в различных агрегатных состояниях	1	2	-	-	
	Пр 9	Метод валентных связей	1	4	-	-	Контрольная работа №9
	Пр 10	Метод Гиллеспи	1	4	-	-	Контрольная работа №10

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Пр 11	Метод молекулярных орбиталей	1	4	-	-	Контрольная работа №11
	Лаб 9	Коллоквиум 1 по модулям 1, 2	1	6	-	-	Вопросы к коллоквиуму №1
	Пр 12	Итоговая контрольная работа по модулю 2	1	2	25	-	Контрольная работа №12
Модуль 3. Растворы и электрохимические процессы	Лек 21	Химические равновесия в растворах: сольватация, процесс растворения	1	2	-	-	
	Лек 22	Коллигативные свойства растворов	1	2	-	-	
	Лек 23	Растворы электролитов. Ионное произведение воды	1	2	-	-	
	Лек 24	Произведение растворимости. Гидролиз солей. Направление обменных процессов в растворах электролитов	1	2	-	-	
	Лаб 10	Выполнение лабораторной работы 8. Приготовление растворов заданной концентрации (оп. 1,2)	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №8 (оп. 1,2)
	Лаб 11	Выполнение лабораторной работы 8. Приготовление растворов заданной концентрации (оп. 3). Защита лабораторной работы 8	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №8 (оп. 3). Вопросы для защиты лабораторной работы №8

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лаб 12	Выполнение и защита лабораторной работы 9. Растворы электролитов	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №9. Вопросы для защиты лабораторной работы №9
	Пр 13	Свойства растворов неэлектролитов	1	4	-	-	Контрольная работа №13
	Пр 14	Свойства растворов электролитов	1	6	-	-	Контрольная работа №14
	Лек 25	Окислительно-восстановительные реакции: методы электронного баланса и полуреакций	1	2	-	-	
	Лек 26	Электродный потенциал. Направление окислительно-восстановительных реакций	1	2	-	-	
	Лек 27	Представление данных о потенциалах в виде диаграмм Латимера, Фроста	1	2	-	-	
	Лаб 13	Выполнение и защита лабораторной работы 10. Окислительно-восстановительные реакции	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №10. Вопросы для защиты лабораторной работы №10

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Пр 15	Окислительно-восстановительные реакции: метод электронного баланса	1	4	-	-	Контрольная работа №15
	Пр 16	Окислительно-восстановительные реакции: метод полуреакций	1	4	-	-	Контрольная работа №16
	Пр 17	Диаграммы Латимера и Фроста	1	6	-	-	Контрольная работа №17
	Лек 28	Электрохимические системы. Гальванические процессы	1	2	-	-	
	Лек 29	Электролиз расплавов и водных растворов	1	2	-	-	
	Лек 30	Количественные законы электролиза	1	2	-	-	
	Лаб 14	Выполнение и защита лабораторной работы 11. Электролиз водных растворов	1	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №11. Вопросы для защиты лабораторной работы №11
	Лек 31	Коррозия металлов	1	2	-	-	
	Лаб 15	Итоговое занятие	1	6	-	-	
	Лек 32	Способы защиты металлов от коррозии	1	2	-	-	
	Пр 18	Электрохимические процессы	1	6	-	-	Контрольная работа №18

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лаб 15	Коллоквиум 2 по модулю 3	1	6	-	-	Вопросы к коллоквиуму №2
	Пр 19	Итоговая контрольная работа по модулю 3	1	2	25	-	Контрольная работа №19
	Пр 20	Итоговая контрольная работа по курсу	1	2	15	-	Контрольная работа №20
	Ср	Изучение теоретического материала по курсу лекций, подготовка к защите лабораторных работ №№1-11, контрольным работам №№1-20, коллоквиумам №№1-2	1	47,75	-	-	
	Псщ	Посещаемость	1	-	10	-	Посещаемость на занятиях
	ПА	Промежуточная аттестация (экзамен)	1	0,25	-	-	Тестовые задания №№1-500
	Итоговый тест по курсу через ЦТ (ТИ)	Итоговое тестирование	1	2	100	-	Вопросы к зачету с оценкой №№1-55
			Итого:	288	200		
Модуль 1. Введение в химию элементов. s-элементы	Лек 1	Координационные соединения: номенклатура, классификация	2	2	-	-	
	Лек 2	Строение и устойчивость координационных соединений	2	2	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лаб 1	Выполнение и защита лабораторной работы 1. Координационные соединения	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №1. Вопросы для защиты лабораторной работы №1
	Пр 1	Координационные соединения	2	2	-	-	Контрольная работа №1
	Лек 3	Простые вещества: структура, свойства, получение	2	2	-	-	
	Лек 4	Двухэлементные соединения: характеристика по типу химической связи, сравнение устойчивости, основно-кислотные свойства	2	2	-	-	
	Лек 5	Трехэлементные соединения: производные анионных комплексов, смешанные соединения, твердые растворы, эвтектика	2	2	-	-	
	Пр 2	Диаграммы плавкости систем	2	2	-	-	Контрольная работа №2
	Пр 3	Металлы и сплавы	2	2	-	-	Контрольная работа №3
	Лек 6	Нестехиометрические соединения: соединения переменного состава, соединения включения	2	2	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лек 7	Водород	2	2	-	-	
	Лек 8	Химия элементов 1 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лек 9	Химия элементов 2 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лаб 2	Выполнение и защита лабораторной работы 2. Свойства s-элементов и их соединений	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №2. Вопросы для защиты лабораторной работы №2
	Лаб 3	Выполнение и защита лабораторной работы 3. Синтез пероксида бария и изучение его свойств	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №3. Вопросы для защиты лабораторной работы №3
	Лаб4	Выполнение и защита лабораторной работы 4. Жесткость воды и способы умягчения	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №4. Вопросы для защиты лабораторной работы №4

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Пр 4	s-элементы Периодической системы	2	2	-	-	Контрольная работа №4
	Пр 5	Итоговая контрольная работа по модулю 1	2	2	25	-	Контрольная работа №5
Модуль 2. p-элементы	Лек 10	Химия элементов 13 группы Периодической системы: бор, алюминий	2	2	-	-	
	Лек 11	Химия элементов 13 группы Периодической системы: подгруппа галлия	2	2	-	-	
	Лаб 5	Выполнение и защита лабораторной работы 5. Свойства элементов 13 группы и их соединений	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №5. Вопросы для защиты лабораторной работы №5
	Лаб 6	Выполнение и защита лабораторной работы 6. Синтез тетрабората натрия и изучение его свойств	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №6. Вопросы для защиты лабораторной работы №6
	Лек 12	Химия элементов 14 группы Периодической системы: углерод	2	2	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лек 13	Химия элементов 14 группы Периодической системы: кремний, подгруппа германия	2	2	-	-	
	Лаб 7	Выполнение и защита лабораторной работы 7. Свойства элементов 14 группы и их соединений	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №7. Вопросы для защиты лабораторной работы №7
	Лаб 8	Выполнение и защита лабораторной работы 8. Синтез хлорида олова (II) и изучение его свойств	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №8. Вопросы для защиты лабораторной работы №8
	Пр 6	Элементы 13, 14 групп	2	2	-	-	Контрольная работа №6
	Лек 14	Химия элементов 15 группы Периодической системы: азот	2	2	-	-	
	Лек 15	Химия элементов 15 группы Периодической системы: фосфор	2	2	-	-	
	Лек 16	Химия элементов 15 группы Периодической системы: подгруппа мышьяка	2	2	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лаб 9	Выполнение и защита лабораторной работы 9. Свойства элементов 15 группы и их соединений	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №9. Вопросы для защиты лабораторной работы №9
	Лаб 10	Выполнение и защита лабораторной работы 10. Синтез кислых солей ортофосфорной кислоты и изучение их свойств	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №10. Вопросы для защиты лабораторной работы №10
	Пр 7	Элементы 15 группы	2	2	-	-	Контрольная работа №7
	Лаб 11	Коллоквиум 1 по модулям 1, 2 (13-15 гр.)	2	6	-	-	Вопросы к коллоквиуму №1
	Лек 17	Химия элементов 16 группы Периодической системы: кислород, сера	2	2	-	-	
	Лек 18	Химия элементов 16 группы Периодической системы: подгруппа селена	2	2	-	-	
	Пр 8	Элементы 16 группы	2	2	-	-	Контрольная работа №8

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лек 19	Химия элементов 17 группы Периодической системы: фтор, хлор	2	2	-	-	
	Лек 20	Химия элементов 17 группы Периодической системы: подгруппа брома	2	2	-	-	
	Лек 21	Химия элементов 18 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лаб 12	Выполнение и защита лабораторной работы 11. Свойства элементов 16, 17 групп и их соединений	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №11. Вопросы для защиты лабораторной работы №11
	Пр 9	Элементы 17 группы	2	2	-	-	Контрольная работа №9
	Пр 10	Итоговая контрольная работа по модулю 2	1	2	25	-	Контрольная работа №10
Модуль 3. d-элементы	Лек 22	Химия элементов 3 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лек 23	Химия элементов 4 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лек 24	Химия элементов 5 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Пр 11	Элементы 3-5 групп	2	2	-	-	Контрольная работа №11

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лек 25	Химия элементов 6 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Пр 12	Элементы 6-7 группы	2	2	-	-	Контрольная работа №12
	Лек 26	Химия элементов 7 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лаб 13	Выполнение и защита лабораторной работы 12. Свойства элементов 6, 7 групп и их соединений	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №12. Вопросы для защиты лабораторной работы №12
	Лек 27	Химия элементов 8 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лаб 14	Выполнение и защита лабораторной работы 13. Синтез соли Мора и изучение ее свойств	2	6	-	-	Отчет по лабораторной работе №13. Вопросы для защиты лабораторной работы №13
	Лек 28	Химия элементов 9 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лек 29	Химия элементов 10 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Пр 13	Элементы 8-10 групп	2	2	-	-	Контрольная работа №13

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Лек 30	Химия элементов 11 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Пр 14	Элементы 11, 12 групп	2	2	-	-	Контрольная работа №14
	Лек 31	Химия элементов 12 группы Периодической системы	2	2	-	-	
	Лек 32	Химия лантанидов и актиноидов	2	2	-	-	
	Пр 15	Итоговая контрольная работа по модулю 3	1	2	25	-	Контрольная работа №15
	Лаб 15	Коллоквиум 2 по модулям 2 (16-18 гр.), 3	2	6	-	-	Вопросы к коллоквиуму №2
	Лаб 16	Итоговая контрольная работа по курсу	1	6	15	-	Контрольная работа №16
	Ср	Изучение теоретического материала по курсу лекций, подготовка к защите лабораторных работ №№1-13, контрольным работам №№1-16, коллоквиумам №№1-2	2	23,75	-	-	
	Псц	Посещаемость	2	-	10	-	Посещаемость на занятиях
	Промежуточная аттестация (ПА)	Промежуточная аттестация (экзамен)	2	0,25	-	-	Тестовые задания №№1-509
	Итоговый тест по курсу через ЦТ	Итоговое тестирование	2	2	100	-	Вопросы к зачету с оценкой №№1-52

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
Итого:				216	200		

Схема расчета итогового балла $\langle (Сумма + T_{cp})/2 \rangle$ - 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, практические 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 «Неорганическая химия и химия элементов 1»

Модуль 1. Физико-химические основы неорганической химии

Темы лекционных занятий:

Предмет и задачи неорганической химии и химии элементов. Основные понятия и законы химии.

Химический эквивалент. Способы выражения концентрации растворов.

Термодинамика химических процессов. Внутренняя энергия, энтальпия, закон Гесса.

Термодинамика химических процессов: энтропия, энергия Гиббса, направление химических процессов.

Химическая кинетика. Гомо- и гетерогенные реакции. Влияние концентрации и давления на скорость реакции. Порядок реакции.

Химическая кинетика. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации.

Катализ. Особенности кинетики гетерогенных и цепных реакций.

Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Темы практических занятий:

Расчеты по формулам и уравнениям.

Атомно-молекулярное учение.

Химический эквивалент.

Способы выражения концентрации растворов.

Термодинамика химических процессов.

Кинетика химических процессов. Химическое равновесие.

Итоговая контрольная работа по модулю 1.

Темы лабораторных занятий:

Вводное занятие: техника безопасности и правила работы в химической лаборатории; посуда и химические реактивы. Определение чистоты вещества.

Очистка поваренной соли методом осаждения примесей.

Последовательные превращения химических соединений.

Определение молярной массы эквивалента металла.

Определение степени чистоты кальцита.

Определение энтальпии реакции.

Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление об основных понятиях и законах химии; классификации неорганических веществ; энергетических изменениях в системах, в которых происходит взаимодействие между веществами; скорости химических реакций и методах ее регулирования.

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;
- 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;
- проводить количественные расчеты по уравнениям химических реакций;
- 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: основных понятиях и законах химии; классификации веществ; общих химических свойствах веществ одного класса; функциях состояния, законе Гесса, гомо- и гетерогенных процессах, энергии активации, константах скорости реакции и химического равновесия;
- 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 м³. Приведите объем этого газа к н.у.
 8. Чему равна масса 1 моль эквивалентов олова в реакциях его восстановления: а) $Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+}$; б) $Sn^{4+} + 4e = Sn^0$
 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. При соединении 3,2 г железа с кислородом выделилось 40 кДж тепла. Рассчитайте энтальпию образования оксида железа (II).
13. Рассчитайте теплотворную способность метана.
14. Рассчитайте количество тепла, которое выделится при сгорании 50 м³ смеси, состоящей из 50% кислорода, 25% водорода и 25% углекислого газа.
15. 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.
16. Во сколько раз изменится скорость реакции при изменении температуры на 30°C, если $\gamma = 3,0$?
17. Как изменится $v_{\text{пр}}$ газофазной реакции $2\text{A} + 3\text{B} = 2\text{C}$ при увеличении давления в 2 раза?
18. Почему $v_{\text{пр}}$ реакции $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ отличается от $v_{\text{пр}}$ реакции $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$?
19. Изменение каких факторов вызовет смещение равновесия обратимой реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$; $\Delta H_p^0 = -92$ кДж в сторону прямой реакции?
20. 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.
21. Определите энергию активации реакции, если константа скорости реакции при 283 К составляет 0,4, а при 303 К – 1,8.

Модуль 2. Строение атома и химическая связь

Темы лекционных занятий:

- Происхождение и классификация химических элементов.
- Современное представление о строении атома. Электронное строение атома. Основные характеристики атомов.
- Периодический закон. Структура Периодической таблицы.
- Периодичность изменения свойств элементов. Распространенность химических элементов.
- Природа химической связи. Ковалентная связь.
- Гибридизация. Метод валентных связей.
- Теория взаимного отталкивания электронных пар.
- Метод молекулярных орбиталей.
- Ионная связь. Поляризуемость и поляризующее действие ионов.
- Металлическая связь. Зонная теория кристаллов.
- Межмолекулярные взаимодействия.
- Строение вещества в различных агрегатных состояниях.

Темы практических занятий:

- Строение атома и периодический закон. Атомные термы.
- Метод валентных связей.
- Метод Гиллеспи.
- Метод молекулярных орбиталей.
- Итоговая контрольная работа по модулю 2.

Тема лабораторного занятия:

- Коллоквиум 1 по модулям 1, 2.

Изучив данный модуль, студент должен:

иметь представление о 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:

- теории строения атома, современная теория строения атома;
- химическая связь: ковалентная, ионная, металлическая, водородная;
- зонная теория кристаллов;
- метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей;
- гибридизация, метод Гиллеспи;
- межмолекулярные взаимодействия.

Уметь:

- составлять электронную конфигурацию химических элементов;
- определять тип химической связи в веществе, его пространственное строение, магнитные свойства;
- 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: строении атома и его характеристиках; химической связи, пространственном строении молекул и ионов;
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Составьте электронную конфигурацию элемента с атомным номером 25.
 2. Определите набор квантовых чисел для всех электронов элемента с атомным номером 22.
 3. Определите тип химической связи в молекулах угарного газа, хлорида лития и рассмотрите образование химической связи по методу валентных связей.
 4. Определите пространственное строение пентахлорида брома, дифторида олова, пербромат-иона.
 5. По методу молекулярных орбиталей установите порядок связи и определите магнитные свойства в цианид-ионе и оксиде азота (II).

Модуль 3. Растворы и электрохимические процессы

Темы лекционных занятий:

Химические равновесия в растворах: сольватация, процесс растворения.

Коллигативные свойства растворов.

Растворы электролитов. Ионное произведение воды.

Произведение растворимости. Гидролиз солей. Направление обменных процессов в растворах электролитов.

Окислительно-восстановительные реакции: методы электронного баланса и полуреакций.

Электродный потенциал. Направление окислительно-восстановительных реакций.

Представление данных о потенциалах в виде диаграмм Латимера, Фроста.

Электрохимические системы. Гальванические процессы.

Электролиз расплавов и водных растворов.

Количественные законы электролиза.

Коррозия металлов.

Способы защиты металлов от коррозии.

Темы практических занятий:

Свойства растворов неэлектролитов.

Свойства растворов электролитов.

Окислительно-восстановительные реакции: метод электронного баланса.

Окислительно-восстановительные реакции: метод полуреакций.

Диаграммы Латимера и Фроста.

Электрохимические процессы.

Итоговая контрольная работа по модулю 3.

Итоговая контрольная работа по курсу.

Темы лабораторных занятий:

Приготовление растворов заданной концентрации.

Растворы электролитов.

Окислительно-восстановительные реакции.

Электролиз водных растворов.

Итоговое занятие.

Коллоквиум 2 по модулю 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, симметрии молекул.

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);
- диаграммы Латимера и Фроста;
- 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;
- симметрию молекул

Уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- готовить растворы заданной концентрации
- определять концентрацию растворов;
- определять свойства растворов;
- расставлять коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях;
- анализировать диаграммы Латимера и Фроста;
- 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; анализе диаграмм Латимера и Фроста; 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 KOH 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. Уравняйте химические реакции методом полуреакций: а) перманганат калия + нитрит натрия + серная кислота; б) перманганат калия + нитрит натрия + гидроксид калия; в) перманганат калия + нитрит натрия + вода.
 13. Определите по диаграмме Латимера для марганца при pH=0 и pH=14 устойчивые формы и формы, склонные к диспропорционированию.
 14. Постройте диаграммы Фроста для азота при pH=0 и pH=14 и проанализируйте их.
 15. 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.
 16. 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.?
 17. Каким уравнением количественно описывается электролиз?
 18. Что рассчитывают с помощью уравнения Нернста?
 19. Составьте схему электролиза водного раствора хлорида никеля на инертных электродах.
 20. Составьте схемы электролиза водного раствора хлорида железа (II), если: а) анод железный; б) анод угольный.

21. 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?
22. Вычислите массу никеля, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 20 А через раствор нитрата никеля в течении 22 часов.
23. При электролизе раствора соли олова (II) масса катода увеличилась на 4 г. Что произошло при этом на оловянном аноде?
24. Рассчитайте объем кислорода, который может быть получен при электролизе током 5 А в течение 2 часов, если выход по току составляет 85%.
25. 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%.
26. Какой контакт является наиболее коррозионноопасным для железа: Fe/Cu, Fe/Sn, Fe/Ag?
27. В контакте с каким из металлов медь является анодом: хром, золото, никель.
28. Напишите электрохимические процессы (анодный и катодный), протекающие в контакте Al/Cu в растворе хлорида натрия.

Семестр 2. Курс «Неорганическая химия и химия элементов 2»

Модуль 1. Введение в химию элементов. s-элементы

Темы лекционных занятий:

- Координационные соединения: номенклатура, классификация.
Строение и устойчивость координационных соединений.
Простые вещества: структура, свойства, получение.
Двухэлементные соединения: характеристика по типу химической связи, сравнение устойчивости, основно-кислотные свойства.
Трехэлементные соединения: производные анионных комплексов, смешанные соединения, твердые растворы, эвтектика.
Нестехиометрические соединения: соединения переменного состава, соединения включения.
Водород.
Химия элементов 1 группы Периодической системы.
Химия элементов 2 группы Периодической системы.

Темы практических занятий:

- Координационные соединения.
Диаграммы плавкости систем.
Металлы и сплавы.
s-элементы Периодической системы.
Итоговая контрольная работа по модулю 1.

Темы лабораторных занятий:

- Координационные соединения.
Свойства s-элементов и их соединений.
Синтез пероксида бария и изучение его свойств.
Жесткость воды и способы умягчения.

Изучив данный модуль, студент должен:

- иметь представление о комплексных соединениях, номенклатуре комплексных соединений, устойчивости комплексов; структуре, свойствах, методах получения простых

веществ; двух- и трехэлементных соединениях; твердых растворах, эвтектики, нестехиометрических соединениях; основных физических и химических свойствах s-элементов, способах их получения и применении; жесткости воды и методах ее умягчения.

Знать:

- номенклатуру комплексных соединений, их свойства;
- структуру, свойства и способы получения простых веществ;
- свойства двух- и трёхэлементных соединений;
- особенности нестехиометрических соединений;
- свойства s-элементов, способы их получения и применения;
- жесткость воды и способы ее устранения.

Уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- определять структуру, свойства и способы получения простых веществ;
- характеризовать двух- и трёхэлементные соединения;
- 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; структуре, свойствах простых, бинарных и трехэлементных веществ; характеристиках и свойствах s-элементов; жесткости воды и способах ее устранения;

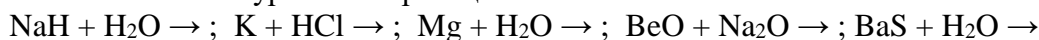
- ответить на контрольные вопросы:

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: диацетатодибромocupрат (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:



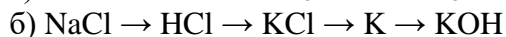
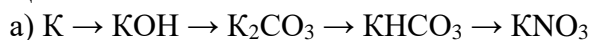
5. Написать процессы получения лития, натрия, калия электролизом расплавов их солей с угольными электродами.

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.

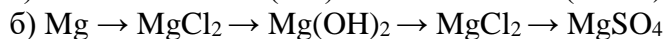
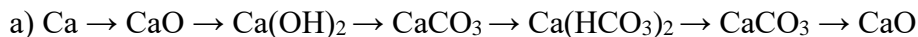
9. Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



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:



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:

Химия элементов 13 группы Периодической системы: бор, алюминий.

Химия элементов 13 группы Периодической системы: подгруппа галлия.

Химия элементов 14 группы Периодической системы: углерод.

Химия элементов 14 группы Периодической системы: кремний, подгруппа германия.

Химия элементов 15 группы Периодической системы: азот.

Химия элементов 15 группы Периодической системы: фосфор.

Химия элементов 15 группы Периодической системы: подгруппа мышьяка.

Химия элементов 16 группы Периодической системы: кислород, сера.

Химия элементов 16 группы Периодической системы: подгруппа селена.

Химия элементов 17 группы Периодической системы: фтор, хлор.

Химия элементов 17 группы Периодической системы: подгруппа брома.

Химия элементов 18 группы Периодической системы.

Темы практических занятий:

Элементы 13, 14 групп.

Элементы 15 группы.

Элементы 16 группы.

Элементы 17 группы.

Итоговая контрольная работа по модулю 2.

Темы лабораторных занятий:

Свойства элементов 13 группы и их соединений.

Синтез тетрабората натрия и изучение его свойств.

Свойства элементов 14 группы и их соединений.

Синтез хлорида олова (II) и изучение его свойств.

Свойства элементов 15 группы и их соединений.

Синтез кислых солей ортофосфорной кислоты и изучение их свойств.

Коллоквиум 1 по модулям 1, 2 (13-15 гр.).

Свойства элементов 16, 17 групп и их соединений.

Изучив данный модуль, студент должен:

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

Знать:

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

Уметь:

- проводить химический эксперимент и анализ полученных результатов;
- составлять электронную конфигурацию p-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?
 9. Чем объясняется химическая пассивность свободного азота?
 8. В какие вещества превращаются неметаллы при действии на них концентрированной азотной кислоты? Какие металлы растворяются в ней?
 9. Написать химические формулы кислот – ортофосфорной, дифосфорной, фосфористой и фосфорноватистой, учитывая, что третья двухосновная, а четвертая одноосновна. Какова степень окисления фосфора в них?
 10. Сравнить кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов, гидроксидов, солей мышьяка, сурьмы и висмута. Написать соответствующие уравнения реакций.
 11. Привести механизм образования иона гидроксония.
 12. Какие из приведенных соединений являются производными пероксида водорода: MnO_2 , BaO_2 , SnO_2 , CaO_2 , PbO_2 .
 13. Написать уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как будут смещаться равновесия при прибавлении: а) серной кислоты; б) нитрата свинца; в) щелочи?
 14. Что будет происходить при действии концентрированной серной кислоты на: а) бромид натрия; б) углерод; в) серу? Составить уравнения реакций, протекающих при нагревании.
 15. Сколько молекул и атомов содержится в 5,6 л водорода при н.у.?
 16. Сколько граммов цинка надо взять, чтобы при взаимодействии с серной кислотой получить 5,6 л водорода при н.у.?
 17. Объяснить закономерность изменения окислительных свойств галогенов на основании строения электронных оболочек их атомов.
 18. 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:

Химия элементов 3 группы Периодической системы.

Химия элементов 4 группы Периодической системы.

Химия элементов 5 группы Периодической системы.
Химия элементов 6 группы Периодической системы.
Химия элементов 7 группы Периодической системы.
Химия элементов 8 группы Периодической системы.
Химия элементов 9 группы Периодической системы.
Химия элементов 10 группы Периодической системы.
Химия элементов 11 группы Периодической системы.
Химия элементов 12 группы Периодической системы.
Химия лантанидов и актинидов.

Темы практических занятий:

Элементы 3-5 групп.
Элементы 6 группы.
Элементы 7 группы.
Элементы 8-10 групп.
Элементы 11, 12 групп.
Итоговая контрольная работа по модулю 3.

Темы лабораторных занятий:

Свойства элементов 6, 7 групп и их соединений.
Синтез соли Мора и изучение ее свойств.
Коллоквиум 2 по модулям 2 (16-18 гр.), 3.
Итоговая контрольная работа по курсу.

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 \rightarrow цинкат натрия; б) нитрат ртути (II) \rightarrow 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: $Fe_2O_3 + KNO_3 + KOH \xrightarrow{t}$.
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-1	Отчеты по лабораторным работам №№1-11 Вопросы для защиты лабораторных работ №№1-11 Контрольные работы №№1-20 Вопросы к коллоквиумам №№1-2 Тестовые задания №№1-500 Вопросы к зачету с оценкой №№1-55
2	ОПК-1	Отчеты по лабораторным работам №№1-13 Вопросы для защиты лабораторных работ №№1-13 Контрольные работы №№1-16 Вопросы к коллоквиумам №№1-2 Тестовые задания №№1-500 Вопросы к зачету с оценкой №№1-52

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

7.2.1. Отчет по лабораторной работе

Семестр 1. Курс «Неорганическая химия и химия элементов 1»

Лабораторная работа №1 «Определение чистоты вещества»

Цель: ознакомиться с классификацией химических веществ и методами определения их чистоты.

Опыт. Анализ раствора аммиака (нашатырного спирта)

Извлечение из ГОСТ 786-41:

«Спирт нашатырный медицинский. Раствор прозрачный, бесцветный, содержащий аммиак (NH_3) не менее 24%. Должен выдержать испытание на отсутствие в нём:

- а) солей серной кислоты;
- б) солей угольной кислоты;
- в) солей сероводородной кислоты.
- г) солей тяжёлых металлов...».

Порядок выполнения работы:

1. В цилиндр ёмкостью 50 мл налейте испытуемый раствор аммиака и установите его прозрачность и бесцветность (на глаз).
2. Опустите в цилиндр сухой ареометр и определите плотность раствора с точностью до $\pm 0,001$. По измеренной плотности, пользуясь таблицей, определите процентную концентрацию аммиака в растворе.
3. Проведите испытания раствора аммиака:
 - на соли серной кислоты. В коническую колбу налейте 1 мл раствора аммиака (отмерьте пипеткой), разбавьте 5 мл дистиллированной воды (отмерьте цилиндром) и подкислите соляной кислотой до кислой реакции (на лакмус). Раствор нагрейте до кипения и прилейте к нему 1 мл (отмерьте пипеткой) 10%-ного раствора хлорида бария. Жидкость

охладите и рассмотрите в проходящем свете. При отсутствии следов помутнения продукт удовлетворяет требованиям технических условий.

- на соли угольной кислоты. В коническую колбу налейте 1 мл раствора аммиака, разбавьте 1 мл дистиллированной воды. К полученному раствору прилейте 10 мл (отмерьте цилиндром) отфильтрованной известковой воды. Жидкость рассмотрите в проходящем свете. При отсутствии следов помутнения продукт удовлетворяет требованиям технических условий.

- на соли сероводородной кислоты. В коническую колбу налейте 1 мл раствора аммиака, подкислите 10 мл 10%-ного раствора уксусной кислоты до слабокислой реакции (на лакмус). К полученному раствору прибавьте 2 капли 0,01 н. раствора йода. Хорошо перемешайте жидкость и добавьте 2 капли раствора крахмала. Появление синего окрашивания показывает, что в испытуемом продукте отсутствуют соли сероводородной кислоты.

- на соли тяжёлых металлов. В коническую колбу налейте 1 мл раствора аммиака. К полученному раствору прилейте 2-3 капли сероводородной воды. Если при этом не выпадает тёмный (соли железа, меди и др.) или белый (соли цинка) осадок, то в испытуемом растворе отсутствуют соли тяжёлых металлов.

4. Результаты проведенных экспериментов занесите в таблицы 1, 2. Приведите молекулярные и ионные уравнения качественных реакций.

Таблица 1.

Результаты эксперимента		
Внешний вид	Относительная плотность, г/см ³	Содержание NH ₃ , % масс.

Таблица 2.

Качественные реакции открытия	
Примесь	Уравнение реакции
сульфат-ионы	
карбонат-ионы	
сульфид-ионы	
катионы тяжелых металлов	

5. Сделайте вывод к работе.

Лабораторная работа №2 «Очистка поваренной соли методом осаждения примесей»

Цель: ознакомиться с методами очистки твердых веществ на примере очистки поваренной соли.

Порядок выполнения работы:

1. 25 г технического хлорида натрия растворите в 100 мл воды. Раствор прокипятите 1-2 минуты, дайте отстояться и декантируйте через складчатый фильтр, чтобы очистить от механических примесей.

2. Прозрачный фильтрат подкислите соляной кислотой до слабокислой реакции (по лакмусу), нагрейте и добавьте 10 мл 0,5 н. BaCl₂ для осаждения иона SO₄²⁻. Полученную смесь кипятите 20-30 минут, дайте отстояться и отфильтруйте через плотный фильтр.

3. Для осаждения ионов Ca²⁺, Mg²⁺ и избытка ионов Ba²⁺ прибавьте 1 мл 10%-ного раствора NaOH и 5 мл 10%-ного раствора Na₂CO₃. Смесь прокипятите 1-2 минуты, дайте отстояться, проверьте полноту осаждения ионов Ca²⁺, Mg²⁺, Ba²⁺ и отфильтруйте.

4. Фильтрат нейтрализуйте раствором соляной кислоты (по лакмусу) и упарьте до появления кристаллов.
5. Кристаллы отфильтруйте под вакуумом. Для этого приготовьте прибор для вакуумного фильтрования: вырежьте из фильтровальной бумаги круг с диаметром меньше диаметра воронки Бюхнера, но закрывающий все отверстия в дне воронки, положите его на дно воронки, смочите несколькими каплями дистиллированной воды и слегка прижмите пальцами к фарфоровому дну воронки. Плавнo включите водоструйный насос. Убедитесь, что фильтр плотно присосался к дну воронки и нигде не прорвался. Если произойдет прорыв фильтра над одним из отверстий в дне воронки или обнаружится подсос воздуха с какого-либо края фильтра, следует закрыть водоструйный насос и заменить круг фильтровальной бумаги новым. Убедившись, что фильтрование идет нормально, не выключая водоструйного насоса, сливайте в воронку раствор с кристаллами. По окончании фильтрования отсоедините колбу Бунзена от насоса, сняв каучук с отростка колбы Бунзена, после чего выключите насос.
6. Отфильтрованные кристаллы промойте очень малым количеством воды и высушите при 70-100°C до постоянной массы.
7. Из маточного раствора при упаривании получите еще некоторое количество кристаллов.
8. Рассчитайте степень чистоты технического хлорида натрия.
9. Сделайте вывод к работе.

Лабораторная работа №3 «Последовательные превращения химических соединений»

Цель: закрепить знания о генетических связях между основными классами неорганических веществ.

Опыт 1. Установление формулы кристаллогидрата сульфата меди (II)

В сушильном шкафу при 100°C прокалите фарфоровый тигель в течении 10 минут, охладите его в эксикаторе и взвесьте с точностью до $\pm 0,01$ г, массу запишите (табл. 1). Затем внесите в тигель около 4,5 г растертого в порошок кристаллогидрата сульфата меди (II).

Поставьте тигель с солью в сушильный шкаф при температуре 240-260°C до полного обезвоживания, что определяется по изменению окраски соли. Когда соль полностью побелеет, выньте тигель щипцами из шкафа и поместите в эксикатор до полного охлаждения. Через 10-15 минут остывший тигель достаньте из эксикатора и взвесьте.

Поставьте тигель вторично в сушильный шкаф и нагревайте еще 10-15 минут, после чего тигель снова охладите в эксикаторе и взвесьте.

Нагревание и взвешивание повторяйте до тех пор, пока разница между двумя последними взвешиваниями составит не более $\pm 0,02$ г.

Таблица 1.

Результаты эксперимента

Масса тигля	г				
Масса тигля с кристаллогидратом	г				
Окраска кристаллогидрата					
Масса кристаллогидрата	г				
Масса тигля с солью после прокаливаний	г				
Окраска безводной соли					
Масса удаленной воды	г				
Масса безводной соли	г				
Число молей воды	моль				
Число молей безводной соли	моль				
Формула кристаллогидрата сульфата меди (II) (II)					

Опыт 2. Превращение безводного сульфата меди (II) в кристаллогидрат

Полученный безводный сульфат меди (II) высыпьте в сухой стакан ёмкостью 200–250 мл. В другой стакан отмерьте мензуркой 100 мл дистиллированной воды. Внесите пипеткой в стакан с солью несколько капель дистиллированной воды. Что происходит с окраской соли? Какова формула получающегося кристаллогидрата – медного купороса?

Опыт 3. Приготовление раствора сульфата меди (II)

Убедившись в легкой гидратации безводной соли, вылейте всю отмеренную воду в стакан с солью и осторожно размешивайте стеклянной палочкой до практически полного растворения соли. Полученный раствор может содержать небольшое количество нерастворившихся крупных кристаллов соли или механические примеси, если применялся технический кристаллогидрат сульфата меди (II). Если полного растворения соли не произошло, то исходный раствор профильтруйте. Для дальнейшей работы требуется лишь раствор, поэтому для быстроты фильтрования примените складчатый фильтр.

Опыт 4. Осаждение гидроксида меди (II)

В стакан с отфильтрованным раствором сульфата меди (II) прилейте по стеклянной палочке 40 мл одномолярного раствора едкого натра, отмеренного мензуркой. Отметьте цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II) (II). Перемешайте содержимое стакана стеклянной палочкой и дайте отстояться выпавшему осадку.

Опыт 5. Получение оксида меди (II)

Через 8–10 мин, когда основная масса гидроксида меди (II) осядет, слить 3/4 раствора, а оставшийся в стакане раствор вместе с осадком довести до кипения, периодически перемешивая стеклянной палочкой. Что происходит с окраской нижнего слоя осадка? Продолжайте кипячение на слабом пламени при непрерывном перемешивании содержимого стакана до полного превращения гидроксида меди (II) в оксид меди (II), контролируя этот процесс изменением цвета осадка.

Опыт 6. Отделение оксида меди (II) от раствора путем вакуумного фильтрования, и промывка осадка методом декантации

После того как весь осадок почернеет, снимите стакан с огня и оставьте для отстаивания осадка, затем осадок оксида меди (II) отфильтруйте под вакуумом. Приготовьте прибор для вакуумного фильтрования. Убедившись, что фильтрование идет нормально, не выключая водоструйного насоса, слейте в воронку по палочке отстоявшийся раствор из стакана, стараясь не взмучивать осадок оксида меди (II).

Когда весь раствор будет перенесен в воронку Бюхнера, промойте осадок в стакане 2–3 раза методом декантации. Для этого добавьте в стакан с осадком 5–8 мл дистиллированной воды, перемешайте круговым движением стакана или стеклянной палочкой и дайте осадку отстояться. Через 2–3 мин осторожно перенесите отстоявшуюся промывную воду по палочке в ту же воронку Бюхнера, оставляя осадок в стакане. Эта операция носит название декантации. При третьей промывке взмутите осадок и перенесите его на фильтр вместе с промывной водой. По окончании фильтрования отсоедините колбу Бунзена от насоса, сняв каучук с отростка колбы Бунзена, после чего выключите насос.

Опыт 7. Высушивание оксида меди (II)

Отфильтрованный осадок тщательно просушите между листами фильтровальной бумаги и перенесите шпателем в предварительно взвешенный фарфоровый тигель. Взвесьте тигель с осадком. После чего высушите оксид меди (II) при 90–100°C до постоянной массы.

Опыт 8. Получение меди (II) восстановлением ее оксида водородом

Небольшое количество остывшего оксида меди (II) поместите тонким слоем в изогнутую стеклянную трубку 1 (внутренний диаметр 6–8 мм), закрепленную в резиновой пробке 2 (рис. 1). Колбу 3 ёмкостью 100–150 мл закрепите в лапке штатива, налейте в нее 30–40 мл 2 М раствора серной кислоты. Внесите 2–3 кусочка цинка и закройте колбу пробкой с отводной трубкой, в которую был помещен оксид меди (II). Через 3–4 мин, когда воздух из прибора будет вытеснен водородом, нагрейте трубку с оксидом меди (II) слабым пламенем горелки. Как изменяется цвет осадка? Почему?

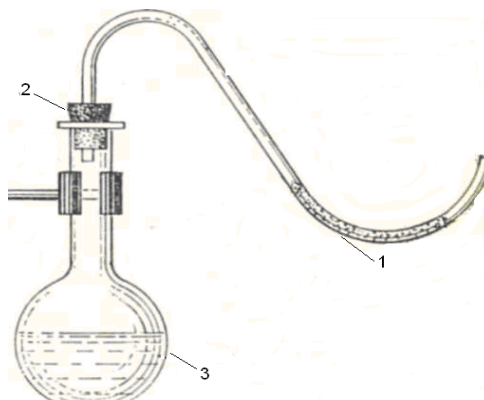


Рисунок 1. Прибор для восстановления оксида меди (II): 1 – изогнутая трубка, 2 – пробка, 3 – колба.

Составьте последовательный ряд формул химических соединений, которые были получены в работе, начиная с кристаллогидрата сульфата меди (II), кончая металлической медью. Напишите уравнения реакций, протекавшие при получении каждого последующего вещества из предыдущего. Отметьте приемы работы, с которыми пришлось встретиться впервые. Сделайте вывод к работе.

Лабораторная работа №4 «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 уравнивательной 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. Плотнo закройте пробирку Оствальда (2) пробкой и закрепите её в штативе.
4. Проверьте прибор на герметичность, для чего уравнительный 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 1.
11. Давление насыщенного водяного пара выпишите из таблицы 2 при температуре опыта.
12. Приведите объём выделившегося водорода к нормальным условиям (н.у. – $P^0 = 760$ мм. рт. ст., $T^0 = 273$ 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:

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

где $V_{\mathcal{E}_{H_2}}^o = 11200$ 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.

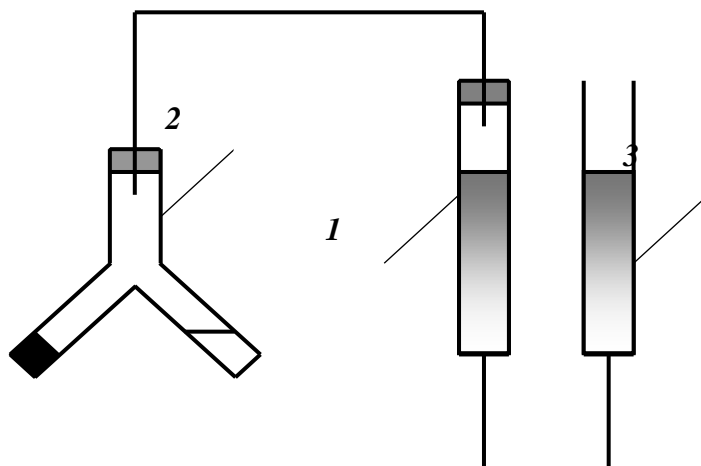


Рисунок 1. Схема прибора для определения молярной массы эквивалента металла: 1 – измерительная бюретка, 2 – двухколенная пробирка Оствальда, 3 – уравнивающая бюретка

Таблица 1

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		°С
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 2

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 №5 «Определение степени чистоты кальцита»

Цель: ознакомиться с количественными методами определения чистоты вещества.

Опыт 1. Определение степени чистоты кальцита (мрамора) по объему прореагировавшей соляной кислоты

1. С точностью до 0,01 г взвесьте около 0,5 г порошкообразного образца кальцита и с помощью воронки перенесите в мерную колбу на 50 мл.

2. Выньте воронку из колбы и с помощью пипетки влейте в эту колбу 20 мл 1 н. HCl. Между кальцитом и соляной кислотой протекает реакция с выделением углекислого газа:



3. После полного растворения кальцита, что характеризуется прекращением выделения пузырьков углекислого газа, в мерную колбу налейте дистиллированную воду в таком количестве, чтобы нижний мениск коснулся метки на горле колбы. Колбу закройте пробкой и тщательно перемешайте раствор.

4. Полученный раствор перенесите в стакан на 100 мл, из которого в три конические колбы на 100 мл пипеткой отберите по 10 мл этого раствора. В каждую из трех проб добавьте 3-4 капли раствора фенолфталеина.

5. Рабочим раствором NaOH точной концентрации заполните бюретку до нулевой отметки.

6. Подставьте коническую колбу с пробой приготовленного раствора под бюретку и медленно по каплям, при постоянном помешивании, из бюретки приливайте раствор NaOH до появления не исчезающей в течение 30 с слабо-розовой окраски.

7. Запишите объем израсходованного раствора щелочи с точностью до 0,1 мл.

8. Аналогично проведите титрование с оставшимися пробами и рассчитайте средний объем щелочи, затраченный на титрование.

9. Результаты опыта занесите в таблицу 1.

Таблица 1.

Результаты титрования			
Масса кальцита m, г	Объем пробы $V_{\text{пр}}$, мл	$V(\text{NaOH})$, мл	$C_{\text{H}}(\text{NaOH})$, моль/л
Среднее:			

10. По результатам титрования произведите расчет степени чистоты кальцита. Для чего определите число эквивалентов соляной кислоты в 20 мл 1 н. раствора, израсходованных на взаимодействие с кальцитом:

$$n_{\text{Э}_0}(\text{HCl}) = \frac{C_{\text{H}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{1000}$$

11. Число эквивалентов соляной кислоты, оставшихся в колбе после прекращения реакции, найдите по результатам титрования, учитывая объем мерной колбы V_K , в которой была проведена реакция:

$$n_{Э_1}(HCl) = \frac{C_H(NaOH) \cdot V_{сп}(NaOH) \cdot V_K}{V_{пр} \cdot 1000}.$$

12. Число эквивалентов соляной кислоты, вступивших в реакцию:

$$n_{Э_2}(HCl) = n_{Э_0}(HCl) - n_{Э_1}(HCl).$$

13. По закону эквивалентов число эквивалентов карбоната кальция равно числу эквивалентов прореагировавшей с ним соляной кислоты:

$$n_3(CaCO_3) = n_{Э_2}(HCl),$$

тогда масса карбоната кальция, содержащаяся в образце кальцита, составит

$$m(CaCO_3) = n_3(CaCO_3) \cdot M_3(CaCO_3).$$

14. Степень чистоты кальцита:

$$W = \frac{m(CaCO_3)}{m} \cdot 100\%.$$

Опыт 2. Определение степени чистоты кальцита (мрамора) по объему выделившегося углекислого газа

Определение производят с помощью прибора (рис. 1), состоящего из измерительной бюретки (1) на 25...50 мл, двухколенной пробирки Оствальда (2) и уравнильной склянки или бюретки (3). Бюретки укрепляют в штативе и заполняют насыщенным раствором хлорида натрия. В исходном состоянии жидкость в сосудах 1 и 3 должна находиться на одном уровне.

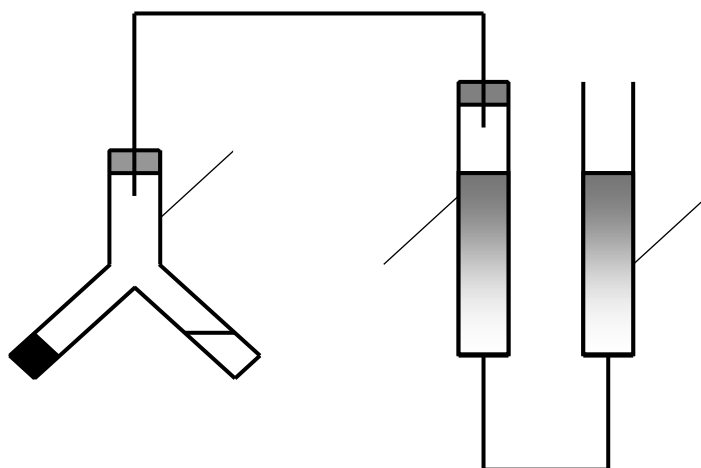


Рисунок 1. Схема прибора для определения объема выделившегося газа: 1 – измерительная бюретка, 2 – двухколенная пробирка Оствальда, 3 – уравнильная бюретка.

1. В одно из колен пробирки Оствальда (2) поместите навеску кальцита, полученную у преподавателя. В другое колено на 1/3 часть его объёма налейте раствор соляной кислоты. Плотнo закройте пробирку Оствальда (2) пробкой и закрепите её в штативе.

2. Проверьте прибор на герметичность, для чего уравнильный 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.

3. После этого 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 .

4. Осторожно поверните пробирку (2) так, чтобы кислота небольшими порциями переливалась в колено, где находится кальцит.

5. После полного прекращения реакции приведите положение жидкости в бюретке (1) и сосуде (3) к одному уровню. Точно отметьте положение мениска жидкости в бюретке (1) – V_2 .

6. По разности значений V_1 и V_2 определите объем выделившегося углекислого газа.
7. Запишите показания термометра и барометра.
8. Результаты замеров занесите в таблицу 2.

Таблица 2.

Результаты эксперимента

Наименование	Обозначение	Значение	Ед. измерения
Навеска кальцита	m		г
Уровень в бюретке до опыта	V_1		мл
Уровень в бюретке после опыта	V_2		мл
Объем выделившегося углекислого газа	$V_{CO_2} = V_2 - V_1$		мл
Температура опыта	t		$^{\circ}\text{C}$
Температура опыта	$T = t + 273$		К
Атмосферное давление	P		мм рт. ст.

9. Приведите объем выделившегося углекислого газа к нормальным условиям (н.у.: $P^o = 760$ мм. рт. ст., $T^o = 273$ К), используя объединенный газовый закон:

$$\frac{P^o V_{CO_2}^o}{T^o} = \frac{P V_{CO_2}}{T}.$$

10. По уравнению реакции взаимодействия карбоната кальция $m(\text{CaCO}_3)$ с соляной кислотой (см. оп. 1, п. 2) рассчитайте массу карбоната кальция, необходимую для выделения углекислого газа объемом $V_{CO_2}^o$.

11. Степень чистоты кальцита:

$$W = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m} \cdot 100\%.$$

12. Сделайте вывод к работе.

Лабораторная работа №6 «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, °C	ρ , г/см ³	C, Дж/г·°C	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 M	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 M	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 №7 «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:

$$\vartheta = \kappa C_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}^4 C_{\text{KMnO}_4}^2$$

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, ν = 100/τ, 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 объема 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, $\tau, \text{с}$	Константа скорости k в условных единицах, $k = 100/\tau, \text{с}^{-1}$	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 $\ln k - 1000/T$.

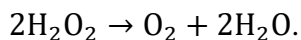
12. Определите тангенс угла наклона прямой к оси абсцисс.

13. Вычислите энергию активации реакции:

$E_a = \text{tg}\alpha \cdot R$, где $R=8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции разложения пероксида водорода

Пероксид водорода в водных растворах самопроизвольно, но медленно разлагается на кислород и воду:



Введение катализатора позволяет резко увеличить скорость реакции. В качестве катализатора может быть использован бихромат калия. В присутствии водного раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ гомогенный процесс разложения пероксида водорода протекает в две стадии:

I стадия: $2\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_9 + 2\text{H}_2\text{O}$;

II стадия: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_9 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{O}_2$.

Нестабильное промежуточное соединение $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_9$ мгновенно распадается в результате внутримолекулярной рекомбинации. При этом выделяется кислород и высвобождается катализатор. Первая стадия, как более медленная, лимитирует процесс. Следовательно, скорость разложения пероксида водорода определяется скоростью образования промежуточного соединения $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_9$ и зависит от исходной концентрации катализатора.

Определение производят с помощью прибора (рис. 1), состоящего из измерительной бюретки (1) на 25...50 мл, двухколенной пробирки Оствальда (2) и уравнивающей склянки или бюретки (3). Бюретки укрепляют в штативе и заполняют дистиллированной водой. В исходном состоянии жидкость в сосудах 1 и 3 должна находиться на одном уровне.

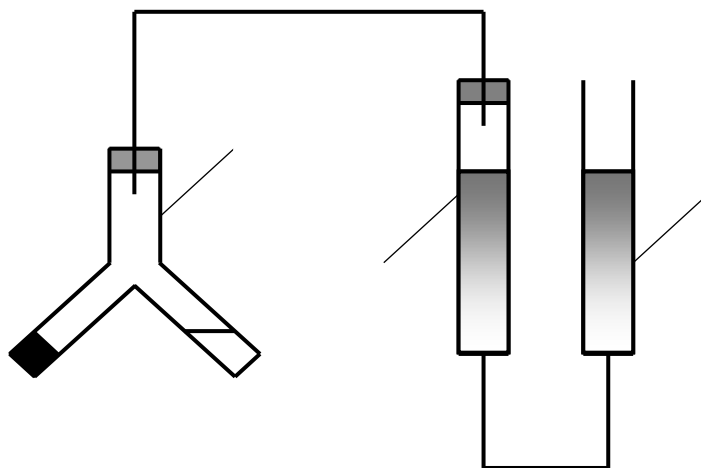


Рисунок 1. Схема прибора для определения объема выделившегося газа: 1 – измерительная бюретка, 2 – двухколенная пробирка Оствальда, 3 – уравнивающая бюретка.

1. В одно колено пробирки Оствальда (рис. 1) налейте 1,5 мл 3%-ного раствора H_2O_2 , в другое – 0,5 мл 0,1 М $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

2. Плотно закройте пробирку пробкой и закрепите ее на штативе.

3. Проверьте прибор на герметичность. Для этого уравнильный 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.

4. После проверки герметичности прибора установите бюретку (1) и сосуд (3) таким образом, чтобы жидкость в них находилась на одном уровне.

5. Отметьте положение уровня жидкости (мениска) в бюретке (1) – V_0 .

6. Осторожно поверните пробирку (2) так, чтобы растворы смешались и включите секундомер.

7. Через каждую минуту записывайте уровень воды в бюретке V_t , всякий раз совмещая его с уровнем жидкости в уравнительном сосуде. Измерения производите в течении 10-15 минут (до получения трех одинаковых значений уровня воды в бюретке).

8. Повторите опыт при других концентрациях катализатора (0,2 М; 0,3 М).

9. Результаты опыта занесите в таблицу 4.

Таблица 4

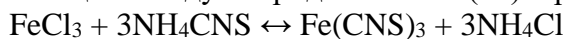
Время, t , мин.	Концентрация катализатора $K_2Cr_2O_7$					
	0,1 М		0,2 М		0,3 М	
	уровень воды в бюретке, мл	объем кислорода, $(V_t - V_o)$, мл	уровень воды в бюретке, мл	объем кислорода, $(V_t - V_o)$, мл	уровень воды в бюретке, мл	объем кислорода, $(V_t - V_o)$, мл
0						
1						
2						
...						
15						

10. Постройте графики зависимости объем выделившегося кислорода от времени. Сделайте вывод о влиянии концентрации катализатора $K_2Cr_2O_7$ на скорость разложения пероксида водорода.

11. Проведите аналогичный опыт, взяв в качестве катализатора MnO_2 (один микрошпатель). Сделайте вывод об активности катализатора в данном процессе.

Опыт 4. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на равновесие химической реакции

Реакция между хлоридом железа (III) и роданидом аммония описывается уравнением:



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 заданной концентрации»

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

$$\begin{aligned} - \quad \rho_{12\%} - \rho_{10\%} &= 1,0819 - 1,0674 = 0,0145 \text{ г/см}^3; \\ - \quad \Delta W &= 12 - 10 = 2 \%; \end{aligned}$$

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

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

- составляют пропорцию:

$$\begin{aligned} 0,0145 \text{ г/см}^3 &- 2 \% \\ 0,0046 \text{ г/см}^3 &- x \% \\ x &= \frac{0,0046 \cdot 2}{0,0145} = 0,63 \%; \end{aligned}$$

- найденное число прибавляют к меньшей величине концентрации, взятой из таблицы: $10 + 0,63 = 10,63 \%$ – 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 H₂SO₄), необходимый для приготовления разбавленного раствора HCl (или H₂SO₄) 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.
3. 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 №9 «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 электропроводности 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 ёмкостью 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 CH₃COONa.

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 PP 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 , $NaHCO_3$, $Al(NO_3)_3$.

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) $Sn(OH)Cl$.

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 №10 «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 №11 «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, объясните их, пользуясь величинами электродных потенциалов.

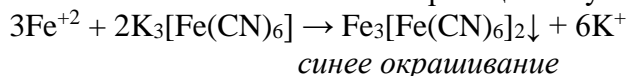
Опыт 4. Электролиз раствора сульфата меди с растворимым анодом

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 №12 «Коррозия металлов»

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

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



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 $K_3[Fe(CN)_6]$ 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 «Неорганическая химия и химия элементов 2»

Лабораторная работа №1 «Координационные 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 тетрароданокобальтата (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 «Свойства s-элементов и их соединений»

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 гексанитрилкобальтата (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 $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. 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 «Синтез пероксида бария и изучение его свойств»

Цель: получение пероксида бария и изучение его свойств.

Пероксид бария безводный BaO_2 – белый порошок, при 800°C переходит в BaO . Гидрат $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ – гексагональные чешуйки с жемчужным блеском, мало растворим в холодной воде (0,168% при 20°C). При 130°C $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ теряет 7,5 молекул воды. Полное обезвоживание происходит при температуре от 200°C с частичным отщеплением кислорода.

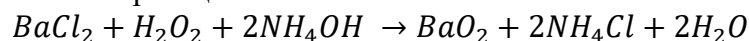
Получение:

1. 10 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ растворите в 25 мл воды. К полученному раствору добавьте 25 мл 30%-ного раствора H_2O_2 . После перемешивания прилейте 20 мл раствора аммиака ($\rho = 0,91 \text{ г/см}^3$) и снова тщательно перемешайте.

2. После отстаивания выпавшего осадка пероксида бария промойте его 2-3 раза декантацией холодной водой для удаления хлорид ионов.

3. Промытый осадок сначала сушите в фарфоровой чашке при $50-70^\circ\text{C}$, изредка растирая его шпателем. Когда содержимое чашки превратится в рассыпчатую массу, повысьте температуру до $75-80^\circ\text{C}$. Высушенный препарат разотрите в ступке, взвесьте и поместите в склянку с притертой пробкой.

4. По уравнению реакции



определите практический выход продукта.

Свойства пероксида бария:

Приготовьте водный раствор пероксида бария, для чего растворите 2 микрошпателя вещества в 3 мл дистиллированной воды.

1. Для идентификации синтезированного пероксида бария проведите качественные реакции, подтверждающие его состав:

- для обнаружения ионов бария к 5 каплям раствора пероксида бария добавьте 2-3 капли 2 н. H_2SO_4 . Что наблюдается? Составьте уравнение химической реакции.

- для обнаружения пероксид-ионов к 5 каплям раствора пероксида бария прилейте 2-3 капли 2 н. HCl , перемешайте и добавьте 2-3 капли раствора иодида калия. Что наблюдается? В полученный раствор капните 1-2 капли крахмала. Как изменилась его окраска? На образование какого вещества это указывает? Напишите уравнения химических реакций.

- Окислительно-восстановительные свойства пероксида бария изучите на примере реакций:

- к 5 каплям раствора сульфата железа (II) добавьте 2-3 капли 2 н. H_2SO_4 и 2-3 капли раствора пероксида бария. В полученный раствор прилейте 1-2 капли раствора тиоцианата аммония. Как изменилась окраска раствора? На образование каких ионов это указывает? Составьте уравнения химических реакций. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет пероксид бария?

- к 5 каплям раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ добавьте такой же объем раствора пероксида бария. Что наблюдается? Запишите уравнение химической реакции. Какие окислительно-восстановительные свойства проявляет пероксид бария? Почему?

2. **Опыт проводится в вытяжном шкафу!** На рабочем месте подготовьте йодкрахмальную бумагу, для чего на полоску фильтровальной бумаги нанесите растворы иодида калия и крахмала. Затем в вытяжном шкафу к 5 каплям раствора пероксида бария добавьте 2-3 капли концентрированной серной кислоты и быстро поднесите йодкрахмальную бумагу к выделяющему газу. Что наблюдается? Составьте уравнения химических реакций.

3. Сформулируйте вывод к работе.

Лабораторная работа №4 «Жесткость воды и способы умягчения»

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 ($h_{\text{нач}}$).

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 ($h_{\text{кон}}$).

7. Рассчитайте объем раствора трилона Б, израсходованный на титрование: $V = h_{\text{кон}} - h_{\text{нач}}$. Результаты титрования занесите в таблицу.

8. Процесс титрования повторите еще два раза.

9. Общую жесткость воды определите по формуле:

$$J_o = \frac{V_1 C_1 1000}{V_2}$$

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 1.
4. Рассчитайте общую жесткость.
5. По результатам проведенных опытов сделайте вывод к работе.

Таблица 1

Результаты эксперимента

Вода	Объем воды, V_2 , мл	Концентрация трилона Б, C_1 моль/л	Объем трилона Б, мл				$Ж_{О_2}$, ммоль/л	Классификация воды
			I	II	III	$V_{ср}$		
Водопроводная								
Термически умягченная								
Химически умягченная								
Деминерализация								

Вывод:

Лабораторная работа №5 «Свойства элементов 13 группы и их соединений»

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 метаборат 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. Обратит 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 накаленную 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

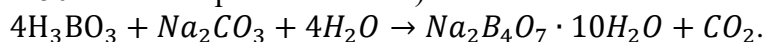
(обусловленном окраской ализарина в щелочной среде) образуется красновато-розовое пятно, представляющее собой адсорбционное соединение $Al(OH)_3$ с ализарином. Осторожно высушить бумагу над пламенем горелки, при этом окраска «ализарин-алюминиевого лака» станет более отчетливой.

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 №6 «Синтез тетрабората натрия и изучение его свойств»

Цель: получение тетрабората натрия (буры) и изучение его свойств.

В стакан наливают 10%-ный раствор карбоната натрия, небольшими порциями вносят в него 25 г ортоборной кислоты (количество карбоната натрия рассчитывают по уравнению и берут на 50% больше рассчитанного)



Полученный раствор перемешивают, фильтруют и упаривают до раствора плотностью 1,16 г/см³. При охлаждении выпадают кристаллы буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$. Соль очищают перекристаллизацией.

Рассчитывают выход буры в процентах к теоретическому.

Свойства тетрабората натрия:

Приготовьте водный раствор тетрабората натрия, для чего растворите 2 микрошпателя вещества в 3 мл дистиллированной воды.

1. Для идентификации синтезированного тетрабората натрия проведите качественные реакции, подтверждающие его состав:

- для обнаружения ионов натрия на предметное стекло внесите каплю раствора тетрабората натрия и одну каплю концентрированного раствора гексагидроксостибата (V) калия. Через 3-5 минут рассмотрите под микроскопом образование белых кристаллов. Составьте уравнение химической реакции.

- для обнаружения тетраборат-ионов несколько кристаллов соли поместите в фарфоровую чашку, добавьте 2-3 капли концентрированного раствора серной кислоты и 10-15 капель этилового спирта. Смесь тщательно перемешайте палочкой и подожгите ее содержимое. Обратите внимание на цвет пламени эфира. Составьте уравнение реакции образования борноэтилового эфира $B(OC_2H_5)_3$ и его горения.

2. Гидролиз тетрабората натрия: в пробирку с нейтральным раствором лакмуса добавьте несколько капель раствора буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$. Как изменилась окраска лакмуса? Составьте в молекулярной и ионной формах уравнение гидролиза буры, при котором образуется метаборная кислота HBO_2 .

3. Обменные реакции:

- к 5 каплям раствора тетрабората натрия прилейте 3-4 капли раствора соляной кислоты. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции.

- в 2 пробирки внесите по 5 капель раствора тетрабората натрия. В одну пробирку добавьте 5 капель раствора хлорида никеля (II), а в другую – 5 капель раствора сульфата марганца (II). Что наблюдается? Составьте уравнения реакций. С какой целью используют буру для умягчения воды?

4. Сформулируйте вывод к работе.

Лабораторная работа №7 «Свойства элементов 14 группы и их соединений»

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_4CNS . 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. 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 №8 «Синтез хлорида олова (II) и изучение его свойств»

Цель: получение хлорида олова (II) и изучение его свойств.

10,5 г гранулированного олова растворяют в рассчитанном количестве соляной кислоты. Смесь кипятят до полного растворения олова. Раствор отфильтровывают в колбу, охлаждаемую льдом, при этом выпадают кристаллы. Кристаллы отфильтровывают под вакуумом и помещают в склянку с притертой пробкой.

Свойства хлорида олова (II):

Приготовьте водный раствор хлорида олова (II), для чего растворите 2 микрошпателя вещества в 3 мл дистиллированной воды.

1. Для идентификации синтезированного хлорида олова (II) проведите качественные реакции, подтверждающие его состав:

- для обнаружения ионов олова (II) получите, прибавляя к раствору соли олова (II) избыток раствора гидроксида натрия, раствор тетрагидроксоантимоновата (II) натрия. К полученному раствору прибавьте немного соли висмута (III). Отметьте цвет образовавшегося осадка и составьте уравнение реакции.

- для обнаружения хлорид-ионов к 5 каплям раствора хлорида олова (II) прилейте 2-3 капли раствора нитрата серебра (I). Что наблюдается? Составьте уравнение реакции.

2. Окислительно-восстановительные свойства хлорида олова (II).

- к 5 каплям раствора хлорида олова (II) прилейте 5 капель раствора хлорида железа (III). Что наблюдается? Составьте уравнение реакции.

- к 5 каплям раствора хлорида олова (II) прилейте 5 капель раствора серной кислоты, 2 капли раствора бихромата калия. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции.

- к 5 каплям раствора хлорида олова (II) прилейте 5 капель раствора серной кислоты, 2 капли раствора перманганата калия. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции.

Какие свойства проявляет олова (II) в окислительно-восстановительных реакциях?

3. Гидролиз хлорида олова (II): в пробирку с нейтральным раствором лакмуса добавьте несколько капель раствора хлорида олова (II). Как изменилась окраска лакмуса? Составьте в молекулярной и ионной формах уравнение гидролиза.

4. Сформулируйте вывод к работе.

Лабораторная работа №9 «Свойства элементов 15 группы и их соединений»

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

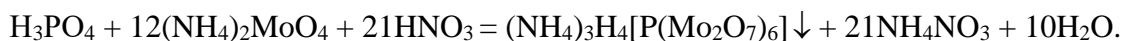
В фарфоровую чашку, поставленную на асбестовую сетку, положить немного красного фосфора. Над чашкой на небольшом расстоянии (около 0,5 см) укрепить сухую воронку. Зажечь фосфор накаливаемой стеклянной палочкой. Какое соединение осаждается на стенках воронки? Составить уравнение реакции горения фосфора.

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. 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 8. 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 9. 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 10. 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 $\text{Sb}(\text{OH})_3$ 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 11. 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 $\text{H}[\text{SbCl}_6]$.

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

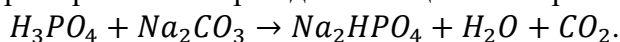
плитке до получения коричневого осадка метависмутата натрия NaBiO_3 . Составить уравнение реакции. Сохранить полученный продукт для следующего опыта.

Лабораторная работа №10 «Синтез кислых солей ортофосфорной кислоты и изучение их свойств»

Цель: получение гидроортофосфата натрия и дигидроортофосфата натрия и изучение их свойств.

Получение гидроортофосфата натрия.

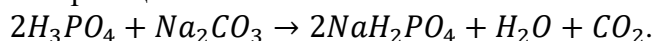
В фарфоровую чашку помещают 100 мл 20%-го раствора ортофосфорной кислоты. Нагревают на паровой бане и прибавляют рассчитанное количество насыщенного при 20°C раствора карбоната натрия до слабощелочной реакции на фенолфталеин:



Раствор после прибавления соды фильтруют, упаривают до кристаллизации и охлаждают. Кристаллы фильтруют под вакуумом и высушивают между листами фильтровальной бумаги при комнатной температуре. Рассчитывают выход в процентах к теоретическому.

Получение дигидроортофосфата натрия.

К 35 мл ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,75$ г/мл) прибавляют 25 мл воды и 3 мл сероводородной воды для осаждения мышьяка. Раствор оставляют стоять до следующего дня. Получившуюся смесь фильтруют. К фильтрату малыми порциями добавляют сухого карбоната натрия до тех пор, пока проба раствора не перестанет менять окраску метилового фиолетового (при $\text{pH} = 2$ окраска метилового фиолетового синяя, при $\text{pH} = 3$ – фиолетовая). Уравнение реакции:



После добавления 1 капли ортофосфорной кислоты и взятия пробы окраска метилового оранжевого должна быть розовой. Раствор кипятят 15 минут для удаления углекислого газа, фильтруют. Фильтрат охлаждают при перемешивании и сушат при комнатной температуре. Рассчитывают выход в процентах к теоретическому.

Свойства гидроортофосфатов и дигидроортофосфатов

Приготовьте водные растворы кислых солей ортофосфорной кислоты, для чего растворите 2 микрошпателя каждого вещества в 3 мл дистиллированной воды.

1. Гидролиз: в три пробирки внесите по 5-6 капель раствора нейтрального лакмуса. Оставьте одну пробирку как контрольную, во вторую внесите 3-4 кристалла гидроортофосфата натрия, в третью – столько же дигидроортофосфата натрия. Содержимое второй и третьей пробирок тщательно размешайте чистыми стеклянными палочками до полного растворения солей. Отметьте изменение окраски лакмуса по сравнению с окраской в контрольной пробирке. Составьте уравнения реакций гидролиза гидроортофосфата натрия и дигидроортофосфата натрия, а также уравнение реакции диссоциации дигидроортофосфат-иона.

2. Обменные реакции: в две пробирки внесите по 5 капель раствора гидроортофосфата натрия. В одну пробирку добавьте 3 капли раствора хлорида бария, а в другую – 3 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдается? Запишите уравнения реакций. Проведите аналогичные опыты с дигидроортофосфатом натрия. Есть различия в наблюдениях? Запишите уравнения реакций.

Лабораторная работа №11 «Свойства элементов 16, 17 групп и их соединений»

Цель: ознакомление с химическими свойствами элементов 16, 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 $\text{Co(NO}_3)_2$. 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

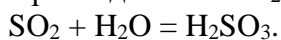
В пробирки с растворами солей меди (II), свинца (II), серебра (I), олова (II), сурьмы (III), висмута (III) прибавить сероводородную кислоту. Отметить цвет сульфидов, выпавших в виде осадков. Составить уравнения реакций.

Опыт 6. Окислительные свойства серной кислоты

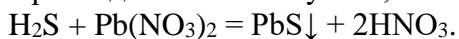
В две пробирки взять по 5-10 капель концентрированного раствора серной кислоты. В одну из них поместить гранулу цинка, в другую – медь. Пробирки осторожно нагреть. К газу, выделяющемуся из пробирки с медью, поднести влажную синюю лакмусовую бумагу, из пробирки с цинком – фильтровальную бумажку, пропитанную 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:



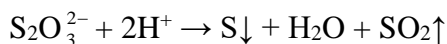
При выделении H_2S бумага, смоченная раствором нитрата свинца, чернеет:



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

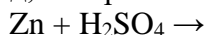
В пробирку, закрывающуюся пробкой с газоотводной трубкой, положить несколько кусочков цинка и налить (примерно на 1/3 пробирки) 20%-ный раствор серной кислоты. Наблюдать выделение газа. Проверить чистоту выделяющегося водорода, для чего наполнить пробирку водородом, держа ее дном вверх. Через полминуты 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.

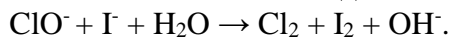
Опыт 14. Качественные реакции на галогенид-ион

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

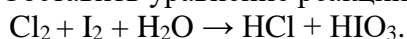
Отметить, какой из осадков наиболее светочувствителен, то есть быстрее разлагается на свету: $2\text{AgCl} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cl}_2$.

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 №12 «Свойства элементов 6, 7 групп и их соединений»

Цель: ознакомление с химическими свойствами элементов VIIБ и VIБ 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)

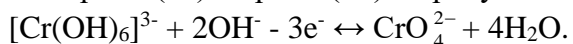
Внести в пробирку 5-6 капель раствора соли хрома (III) и приливать к нему по каплям раствор щелочи до появления осадка. Отметить его цвет. Составить уравнение реакции.

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 $\text{Cr}(\text{OH})_3$. 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 №13 «Синтез соли Мора и изучение ее свойств»

Цель: получение соли Мора.

Поместите в колбу или пробирку с клапаном Бунзена 1 г мелко нарезанной железной проволоки и растворите при нагревании в двукратном по отношению к железу количестве 20%-го раствора серной кислоты. После растворения всего железа раствор при необходимости профильтруйте и смешайте с эквимольным количеством горячего насыщенного раствора сульфата аммония.

Полученный раствор перенесите в фарфоровую чашку и упарьте на водяной бане до начала кристаллизации. После охлаждения раствора (лучше медленного) выделившиеся кристаллы отфильтруйте на стеклянном пористом фильтре, промойте их небольшим количеством предварительно прокипяченной охлажденной воды и высушите на воздухе или в эксикаторе над концентрированной серной кислотой. Сухие кристаллы взвесьте и рассчитайте выход в процентах. Напишите уравнения реакций.

Приготовьте водный раствор соли Мора, для чего растворите 2 микрошпателя вещества в 3 мл дистиллированной воды.

Для идентификации синтезированной соли Мора проведите качественные реакции, подтверждающие ее состав:

- для обнаружения ионов железа (II) к 5 каплям раствора соли Мора прилейте 2 капли раствора гексационоферрата (III) калия (красной кровяной соли). Отметьте цвет образовавшегося осадка и составьте уравнение реакции.

- для обнаружения ионов аммония 5 капель испытуемого раствора соли Мора обработайте избытком щёлочи для осаждения окрашенных гидроксидов, мешающих наблюдению окраски осадка, образующегося в результате реакции катиона аммония с реактивом Несслера. Осадок гидроксидов отделите от раствора центрифугированием и к центрифугату добавляйте 2-3 капли реактив Несслера. Отметьте цвет образовавшегося осадка и составьте уравнение реакции.

- для обнаружения сульфат-ионов к 5 каплям раствора соли Мора прилейте 2-3 капли раствора хлорида бария. Отметьте цвет образовавшегося осадка и составьте уравнение реакции.

Составьте вывод к работе.

Критерии оценки отчетов к лабораторным работам:

Ответы на вопросы перед лабораторной работой являются **допуском к лабораторной работе**.

За не допуск, не выполнение лабораторной работы – **вычитаются:**

1 балл – за не допуск;

1 балл – за не выполнение;

За выполнение и оформление отчета к лабораторной работы выставляется:

- «зачтено» - отчет к лабораторной работе выполнен без замечаний либо в него внесены исправления после проверки преподавателем;

- «не зачтено» - отчет к лабораторной работе выполнен с замечаниями.

7.2.2. Комплект вопросов для защиты лабораторных работ

№ п/п	Вопросы
Семестр 1. Курс «Неорганическая химия и химия элементов 1»	
Лабораторная работа № 1. Определение чистоты вещества	
1	Основные понятия химии: молекула, атом, элемент, вещество (простое, сложное)
2	Химические реактивы и правила работы с ними
3	Классификация химических реактивов по чистоте
4	Методы определения чистоты вещества
5	Химическая посуда
Лабораторная работа № 2. Очистка поваренной соли методом осаждения примесей	
1	Взвешивание
2	Подготовка к фильтрованию
3	Типы фильтров
4	Фильтрование через химическую воронку
5	Фильтрование под уменьшенным давлением
6	Очистка твердых веществ
7	Высушивание твердых веществ
Лабораторная работа № 3. Последовательные превращения химических соединений	
1	Эмпирическая, графическая, молекулярная формулы вещества, химическая реакция, стехиометрический коэффициент
2	Классификация и номенклатура неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли
3	Генетические ряды неорганических веществ
Лабораторная работа №4. 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.
Лабораторная работа №5. Определение степени чистоты кальцита	
1	Титрование
2	Приемы нагревания и охлаждения
3	Получение, хранение и очистка газов
Лабораторная работа № 6. 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 № 7. 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
Лабораторная работа № 8. 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 № 9. 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 № 10. Окислительно-восстановительные реакции	
1	Окислительно-восстановительные реакции
2	Метод электронного баланса
3	Метод полуреакций
4	Направление окислительно-восстановительных реакций
Лабораторная работа № 11. 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
Семестр 2. Курс «Неорганическая химия и химия элементов 2»	
Лабораторная работа № 1. Координационные соединения	
1	Координационные соединения: классификация, номенклатура.
2	Строение, химические и физические свойства координационных соединений.
Лабораторная работа № 2. Свойства s-элементов и их соединений	
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. Синтез пероксида бария и изучение его свойств	
1.	Подготовка к проведению химического эксперимента
2.	Правила безопасности при работе в лаборатории
Лабораторная работа № 4. Жесткость воды и способы умягчения	
1	Жесткость воды: общая, временная и постоянная.
2	Способы устранения жесткости воды. Расчет количества умягчителя.
Лабораторная работа № 5. Свойства элементов 13 группы и их соединений	
Лабораторная работа № 6. Синтез тетрабората натрия и изучение его свойств	
1	Общая характеристика р-элементов 13 группы Периодической системы
2	Способы получения р-элементов 13 группы Периодической системы и их соединений
3	Химические свойства р-элементов 13 группы Периодической системы и их соединений
4	Применение р-элементов 13 группы Периодической системы и их соединений
Лабораторная работа № 7. Свойства элементов 14 группы и их соединений	
Лабораторная работа № 8. Синтез хлорида олова (II) и изучение его свойств	
1	Общая характеристика р-элементов 14 группы Периодической системы
2	Способы получения р-элементов 14 группы Периодической системы и их соединений
3	Химические свойства р-элементов 14 группы Периодической системы и их соединений
4	Применение р-элементов 14 группы Периодической системы и их соединений
Лабораторная работа № 9. Свойства элементов 15 группы и их соединений	
Лабораторная работа № 10. Синтез кислых солей ортофосфорной кислоты и изучение их свойств	
1	Общая характеристика р-элементов 15 группы Периодической системы
2	Способы получения р-элементов 15 группы Периодической системы и их соединений
3	Химические свойства р-элементов 15 группы Периодической системы и их соединений
4	Применение р-элементов 15 группы Периодической системы и их соединений
Лабораторная работа № 11. Свойства элементов 16, 17 групп и их соединений	
1	Общая характеристика р-элементов 16 группы Периодической системы
2	Способы получения р-элементов 16 группы Периодической системы и их соединений
3	Химические свойства р-элементов 16 группы Периодической системы и их соединений
4	Применение р-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
Лабораторная работа № 12. Свойства элементов 6, 7 групп и их соединений	
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 № 13. Синтез соли Мора и изучение ее свойств	
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

Критерии оценки защиты лабораторных работ:

За защиту лабораторной работы в форме устного ответа на вопросы по теме лабораторной работы студенту задается 5 вопросов.

- «зачтено» - при ответе на 3-5 вопросов;
- «не зачтено» - при ответе на 1-2 вопроса.

За не защиту лабораторной работы **вычитается** 1 балл.

7.2.3. Контрольная работа

Семестр 1. Курс «Неорганическая химия и химия элементов 1»

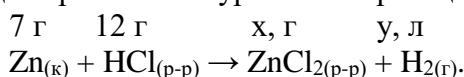
Типовые примеры заданий

Тема «Расчеты по формулам и уравнениям» (контрольная работа №1)

Вариант 1

Задание 1. Назовите по систематической номенклатуре следующие вещества: O_2 , Fe_2O_3 , $Ca(OH)_2$, H_2SO_4 .

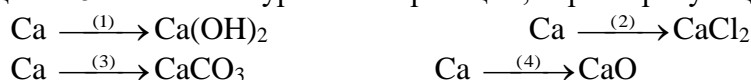
Задание 2. Произведите расчеты по уравнению реакции (н.у.):



Задание 3. Определите процентное содержание калия в манганате калия K_2MnO_4 .

Задание 4. Определите объем 40 г метана CH_4 при температуре $18^\circ C$ и давлении 1,2 атм.

Задание 5. Напишите уравнения реакций, характеризующие следующие превращения:



Тема «Атомно-молекулярное учение» (контрольная работа №2)

Вариант 1

Задание 1. Рассчитайте объем 20 кг аммиака (NH_3) при н.у.

Задание 2. Рассчитайте объем, который занимает 150 г аммиака (NH_3) при 330 мм.рт.ст. и $47^\circ C$.

Задание 3. Рассчитайте объем воздуха, необходимый для сжигания 1 кг 96 %-ного спирта (C_2H_5OH).

Задание 4. Определите массу карбамида NH_2CONH_2 , которая потребуется чтобы внести в почву 70 кг азота.

Задание 5. Литий массой 3,5 г полностью прореагировал с водой. Определите массовую долю (в %) вещества в конечном растворе, если начальная масса воды была 120 г.

Тема «Химический эквивалент» (контрольная работа №3)

Вариант 1

Задание 1. Определите химический эквивалент фосфора в следующих соединениях: P_2O_5 , P_2O_3 .

Задание 2. Определите химические эквиваленты и молярные массы эквивалентов следующих веществ: Fe_2O_3 , $Cu(OH)_2$, H_3PO_4 , $Al_2(SO_4)_3$.

Задание 3. Определите число молей и число эквивалентов в 280 г серной кислоты H_2SO_4 .

Задание 4. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла и определите какой это

металл, если при взаимодействии 1 г его с разбавленной соляной кислотой выделяется водород объемом 1,364 л, измеренный при давлении 744 мм рт. ст. и температуре 20⁰С.

Задание 5. Оксид цинка содержит 19,66 % масс. кислорода. Рассчитайте молярную массу эквивалента цинка в оксиде.

Тема «Способы выражения концентрации растворов» (контрольная работа №4)

Вариант 1

Задание 1. 605,09 г сульфата железа Fe₂(SO₄)₃ растворили в 907,67 г воды и получили 1044 мл раствора, для которого рассчитать:

- молярность, моль/л;
- нормальность, моль/л;
- моляльность, моль/кг;
- процентную концентрацию;
- молярную долю Fe₂(SO₄)₃.

Задание 2. Какие объемы 8%-го (ρ = 1,055 г/мл) и 70%-го (ρ = 1,617 г/мл) растворов серной кислоты необходимо взять для приготовления 600 мл 33%-го раствора?

Задание 3. Определите молярную концентрацию соли в растворе, полученном смешением 200 мл 0,02 М HCl и 152 мл 0,05 М Ba(OH)₂.

Задание 4. Какой объем воды необходимо прилить к 1 л 0,4 М раствора серной кислоты, чтобы получить 0,03 М раствор?

Задание 5. Определите концентрацию 25%-го раствора после упаривания, если масса раствора уменьшилась на 220 г.

Тема «Термодинамика химических процессов» (контрольная работа №5)

Вариант 1

Задание 1. При взаимодействии 10 л азота с 20 л водорода (н.у.) выделилось 29 кДж тепла. Рассчитайте энтальпию образования аммиака.

Задание 2. Определите возможность восстановления оксида титана TiO_{2(к)} алюминием при 1500⁰С по реакции: TiO_{2(к)} + Al_(к) → Ti_(к) + Al₂O_{3(к)}.

Задание 3. Рассчитайте количество тепловой энергии, выделяющейся при сгорании 20 м³ газовой смеси, содержащей 20 об. % этана C₂H₆ и 80 об. % пропана C₃H₈.

Задание 4. Рассчитайте теплотворную способность бутана C₄H₁₀.

Задание 5. При взаимодействии сероводорода и диоксида углерода в газовой фазе образуются пары воды и сероуглерода CS₂. Рассчитайте тепловой эффект реакции.

Тема «Кинетика химических процессов. Химическое равновесие» (контрольная работа №6)

Вариант 1

Задание 1. Энергия активации равна 10 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 27 до 37⁰С?

Задание 2. В гомогенной реакции 2А + В → 2С исходные концентрации компонентов А и В составляли, соответственно: 5 и 3 моль/л. Рассчитайте, как изменится (по сравнению с начальной) скорость реакции, когда концентрация вещества А составит 10% от исходной.

Задание 3. Как изменится скорость реакции N₂ + 3H₂ ⇌ 2NH₃, если объем газовой смеси увеличить в 2 раза?

Задание 4. Смесь газов над углем в состоянии химического равновесия при атмосферном давлении и 1100 К имеет состав % (об.): [CO]=48,96, [H₂O]=2,07, [H₂]=48,96. Рассчитать K_p и ΔG реакции: C_(т.) + H₂O ⇌ CO + H₂.

Задание 5. В газовой системе 2SO₂ + O₂ ⇌ 2SO₃ при давлении 3 атм и температуре 150⁰С равновесный состав смеси (% об.): SO₂ – 17%, O₂ – 27%, SO₃ – 56%. Рассчитать константу равновесия и ΔG процесса.

Тема «Итоговая контрольная работа по модулю 1» (контрольная работа №7)

Вариант 1

Задание 1. На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH. Рассчитайте эквивалент, молярную массу эквивалента и основность кислоты в этой реакции.

Задание 2. При полном сгорании 2 кг октана выделилось 90 МДж тепла. Вычислите энтальпию образования октана.

Задание 3. Рассчитайте изменение стандартной свободной энергии Гиббса и сделайте вывод о направлении процесса: $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{тв}) + \text{C}(\text{тв}) \leftrightarrow \text{Fe}(\text{тв}) + \text{CO}(\text{г})$ при температуре 900°C. Рассчитайте температуру равной вероятности прямого и обратного процесса. Сделайте вывод о направлении процесса выше и ниже этой температуры.

Задание 4. Какой объем воды необходимо прилить к 0,5 л 2 н. раствора серной кислоты, чтобы получить 0,75 М раствор?

Задание 5. Константа равновесия реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{HBr}(\text{г})$ при некоторой температуре равна единице. Рассчитайте состав (в процентах по объему) равновесной реакционной смеси, если исходная смесь содержала 5 молей водорода и 3,5 молей брома.

Тема «Строение атома и периодический закон. Атомные термы» (контрольная работа №8)

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. Определите набор квантовых чисел для последнего электрона элемента.

Задание 3. Определите положение элемента в периодической таблице и сравните его радиус и электроотрицательность с радиусами и электроотрицательностями соседних атомов. Составьте формулу высшего оксида и определите его характер.

Задание 4. Найдите терм конфигурации, состоящей из единственного электрона поверх заполненной подоболочки. Например: s^2p ; $d^{10}s$; s^2f .

Задание 5. Составьте конфигурацию заполненной р-подоболочки пятью электронами. Какие элементы периодической системы имеют такие конфигурации наружных электронов? Найдите термы такой подболочки.

Тема «Метод валентных связей» (контрольная работа №9)

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.

Тема «Метод Гиллеспи» (контрольная работа №10)

Вариант 1

Определите пространственное строение молекул / ионов методом Гиллеспи, гибридизацию центрального атома:

Задание 1. ICl_2^- .

Задание 2. H_3O^+ .

Задание 3. ClO_4^- .

Задание 4. SO_2Cl_2 .

Задание 5. GeBr_2 .

Тема «Метод молекулярных орбиталей» (контрольная работа №11)

Вариант 1

Постройте энергетические диаграммы для частицы, определите порядок связи и ее магнитные свойства:

Задание 1. O_2 .

Задание 2. O_2^+ .

Задание 3. O_2^- .

Задание 4. O_2^{2-} .

Задание 5. CO .

Тема «Итоговая контрольная работа по модулю 2» (контрольная работа №12)

Вариант 1

Задание 1. Составьте электронную и графическую формулу 75 элемента, определите семейство элемента и валентные электроны. Определите набор квантовых чисел для пяти последних электронов элемента.

Задание 2. Определите положение элемента 45 элемента в периодической таблице и сравните его радиус и электроотрицательность с радиусами и электроотрицательностями соседних атомов. Составьте формулу высшего оксида и определите его характер.

Задание 3. Составьте конфигурацию заполненной р-подоболочки тремя электронами. Какие элементы периодической системы имеют такие конфигурации наружных электронов? Найдите термы такой подоболочки.

Задание 4. Для следующих соединений: Mg_3N_2 , CO_2 , BI_3 определите тип химической связи, по методу валентных связей покажите образование химической связи в молекулах, гибридизацию, определите пространственное строение молекул.

Задание 5. Постройте энергетические диаграммы для молекул / ионов, определите порядок связи и их магнитные свойства: NO^+ , CO , H_2^+ .

Тема «Свойства растворов неэлектролитов» (контрольная работа №13)

Вариант 1

Задание 1. В каких объемах нужно смешать этиленгликоль $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ ($\rho=1,1088 \text{ г/см}^3$) и воду, чтобы получить 2 л антифриза, температура замерзания которого -5°C . Плотность антифриза принять равной 1 г/см^3 .

Задание 2. Вычислите осмотическое давление 4% раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ при 20°C , если плотность раствора равна $1,014 \text{ г/см}^3$.

Задание 3. Давление пара воды над раствором неэлектролита при 100°C равно $95,76 \text{ кПа}$. Сколько молей воды приходится на один моль растворенного вещества в этом растворе?

Задание 4. Раствор, содержащий 3,8 г йода в 100 г хлороформа, кипит при $61,78^\circ\text{C}$. Определите состав молекулы йода, если температура кипения хлороформа равна $61,20^\circ\text{C}$.

Задание 5. Рассчитайте криоскопическую константу цинка, если примесь олова в количестве 1,1% понижает температуру его плавления на $3,66^\circ$.

Тема «Свойства растворов электролитов» (контрольная работа №14)

Вариант 1

Задание 1. Определите среду водного раствора сульфита калия K_2SO_3 . Обосновать ответ.

Задание 2. Рассчитайте температуру кипения и кристаллизации 8% водного раствора хлорида калия, степень диссоциации которого 85%.

Задание 3. Рассчитайте процентную концентрацию насыщенного раствора сульфида кадмия, если $IP_{Cds} = 7,9 \cdot 10^{-27}$.

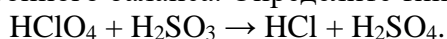
Задание 4. Рассчитайте pH 0,5% раствора HCN. Плотность раствора считать равной 1 г/мл.

Задание 5. Определите осмотическое давление раствора хлорида кальция при 30°C, если в 250 мл растворено 15 г соли, степень диссоциации которой составляет 86%. Плотность раствора считать равной 1,1 г/мл.

Тема «Окислительно-восстановительные реакции: метод электронного баланса»
(контрольная работа №15)

Вариант 1

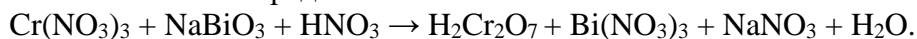
Задание 1. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом электронного баланса. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



Задание 2. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом электронного баланса. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



Задание 3. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом электронного баланса. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



Задание 4. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом электронного баланса. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:

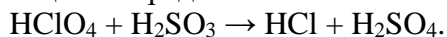


Задание 5. Определите массу восстановителя в реакции бихромата калия с хлоридом железа (II) в кислой среде, если в ней приняло участие 120 мл 0,5 н. раствора окислителя.

Тема «Окислительно-восстановительные реакции: метод полуреакций»
(контрольная работа №16)

Вариант 1

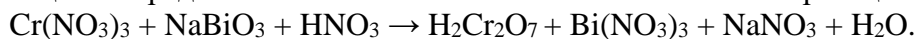
Задание 1. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом полуреакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



Задание 2. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом полуреакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



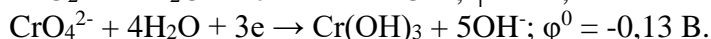
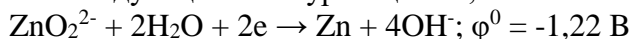
Задание 3. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом полуреакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



Задание 4. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом полуреакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



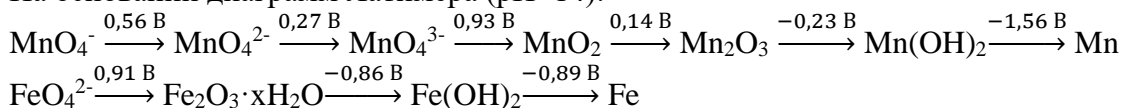
Задание 5. Определите направление окислительно-восстановительной реакции, описанной следующими полуреакциями, и составьте уравнение:

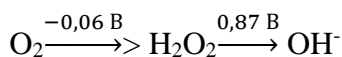


Тема «Диаграммы Латимера и Фроста» (контрольная работа №17)

Вариант 1

На основании диаграмм Латимера (pH=14):





Задание 1. Определите электродные потенциалы систем: $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}_2\text{O}_3$ и $\text{FeO}_4^{2-}/\text{Fe}$.

Задание 2. Напишите уравнения реакций, протекающих при подкислении растворов марганата (VI) и феррата (VI) калия разбавленной серной кислотой до $\text{pH}=7$. Ответ подтвердите расчетом стандартной энергии Гиббса.

Задание 3. Постройте диаграмму Фроста для марганца и железа при $\text{pH}=14$.

Задание 4. Какие формы Mn и Fe устойчивы (по отношению к растворителю и диспропорционированию) в водном растворе при $\text{pH}=14$. Ответ подтвердите расчетом.

Задание 5. Определите формы Mn и Fe, склонные к сопропорционированию.

Тема «Электрохимические процессы» (контрольная работа №18)

Вариант 1

Задание 1. Вычислите ЭДС гальванического элемента, напишите процессы, происходящие на электродах: $\text{Cr} / \text{CrCl}_2, 0,01 \text{ М} // 0,001 \text{ М}, \text{CrCl}_2 / \text{Cr}$.

Задание 2. Напишите электродные процессы и рассчитайте количества, образующихся на инертных электродах веществ при электролизе водного раствора MnCl_2 при пропускании $25 \text{ А} \cdot \text{ч}$ электричества.

Задание 3. Рассчитайте расход электроэнергии и время, необходимое для получения 1 т марганца электролизом расплава MnSO_4 , при силе тока 10 А, выходе по току 75% и напряжении 12 В.

Задание 4. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электрохимической коррозии контакта Fe/Cr в щелочной среде.

Задание 5. Какой из контактов – Fe/Cd или Fe/Ni – является более коррозионноопасным? Ответ подтвердите расчетом.

Тема «Итоговая контрольная работа по модулю 3» (контрольная работа №19)

Вариант 1

Задание 1. Вычислите осмотическое давление 4% раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ при 20°C , если плотность раствора равна $1,014 \text{ г/см}^3$.

Задание 2. Определите pH 0,05 н. K_2SO_3 . Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза.

Задание 3. Рассчитайте pH 0,5% раствора HCN. Плотность раствора считать равной 1 г/мл.

Задание 4. Вычислите потенциал водородного электрода в 0,005 М растворе соляной кислоты.

Задание 5. При электролизе водного раствора CuCl_2 на аноде выделилось 200 мл газа (н.у.). Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде. Напишите уравнения электродных процессов.

Тема «Итоговая контрольная работа по курсу» (контрольная работа №20)

Вариант 1

Задание 1. Энтальпия образования перекиси водорода составляет -189 кДж/моль . Какое количество тепла выделится при окислении 50 г H_2O_2 до жидкой воды?

Задание 2. Константа скорости некоторой реакции при 600 К равна 7,5, а при 650 К равна $4,5 \cdot 10^2$. Вычислите энергию активации реакции и константу скорости при 700 К.

Задание 3. Составьте электронные и графические конфигурации атомов элементов, образующих молекулу BiCl_3 . Определите квантовые числа, энергию и радиус для 18, 27, 51, 73, 80 электронов висмута и 7, 12, 16 электронов хлора. Определите основные термы каждого атома. Составьте Льюисовскую структуру молекулы BiCl_3 , определите тип химической связи в данной молекуле, объясните ее образование методом валентных связей, рассмотрев гибридизацию, определите геометрию методом Гиллеспи.

Задание 4. Рассчитайте pH 10% раствора NH_4OH . Плотность раствора считать равной 0,96 г/мл.

Задание 5. Гальванический элемент составлен из стандартного никелевого электрода и железного электрода. ЭДС элемента составляет 0,32 В. Рассчитайте концентрацию ионов Fe^{2+} в растворе. Напишите уравнения электродных процессов.

Семестр 2. Курс «Неорганическая химия и химия элементов 2»

Типовые примеры заданий

Тема «Координационные соединения» (контрольная работа №1)

Вариант 1

Задание 1. Назовите указанные комплексные соединения, определите состав внешней и внутренней сфер, комплексообразователь, лиганды, координационное число, заряд комплексообразователя, напишите первичную и вторичную диссоциации комплексов и выразите для них константу нестойкости: $[\text{Rh}(\text{N}_2)_2\text{Cl}_2]\text{CN}$, $\text{K}_3[\text{Ir}(\text{C}_2\text{O}_4)_2\text{Cl}_2]$.

Задание 2. Составьте химические формулы следующих комплексных соединений: диацетатодибромокупрат (II) калия; йододиазотсеребро (I).

Задание 3. Составьте и назовите 4 комплексных соединения из указанных ионов и молекул: Fe^{3+} , H_2O , Na^+ , S^{2-} .

Задание 4. Определите тип гибридизации в комплексах с монодентантными лигандами и центральными атомами sp- и d^{10} элементов, а также изобразите их геометрическую структуру: $[\text{Pb}(\text{OH})_3]^-$, $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$.

Задание 5. Составьте энергетическую диаграмму образования связей, определите тип гибридизации комплексов 3d-элементов с октаэдрическим полем лигандов и укажите число неспаренных d-электронов: $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_5\text{O}]^{2+}$, $[\text{ScF}_6]^{3-}$.

Тема «Диаграммы плавкости систем» (контрольная работа №2)

Вариант 1

Сплав Cd-Bi

Bi, масс. %	0	5	10	20	40	60	80	90	95	100
$t_{\text{нк}}, ^\circ\text{C}$	321	310	305	280	215	146	175	215	255	271
$t_{\text{кк}}, ^\circ\text{C}$	321	146	146	146	146	146	146	146	146	271

Масштаб: 1 см – 20 масс. %, 1 см – 50°C .

Задание 1. По данным таблицы постройте диаграмму состояния соответствующего бинарного сплава.

Задание 2. Охарактеризуйте: тип диаграммы состояния; структуру твердого сплава; фазовый состав по зонам диаграммы.

Задание 3. Для сплава, содержащего 40 масс. % висмута постройте кривую охлаждения.

Задание 4. Рассчитайте массу кадмия в жидкой и твердой фазах, если 1 кг сплава состава 40 масс. % висмута нагреть до температуры 200°C .

Задание 5. Используя данные таблицы, постройте диаграмму состояния бинарной системы Mg-Cu. Рассчитайте состав и массу равновесных фаз при температуре 500°C 1 кг сплава, содержащего 90% Mg.

$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	485	555	570	651	730	797	1083
Состав, % масс.	эвтектика 30 Cu	эвтектика 66 Cu	100 CuMg ₂	100 Mg	эвтектика 90 Cu	100 Cu ₂ Mg	100 Cu

Тема «Металлы и сплавы» (контрольная работа №3)

Вариант 1

Задание 1. Определите состав сплава Cu-Al, если при обработке 6 г избытком соляной кислоты выделилось 3,7 л газа (н.у.).

Задание 2. Сколько и какого металла можно выделить в чистом виде из 200 г медно-серебряного сплава состава 1:1, если в состав эвтектики входит 28% меди.

Задание 3. Найдите состав эвтектики олово-свинцового сплава (30% олова), если в 1 кг этого сплава содержится 400 г свинца, вкрапленного в эвтектику.

Задание 4. Определите массу магния, необходимого для удаления примесей бора в виде Mg_2B_2 из 5 т чернового алюминия, содержащего 5% бора.

Задание 5. Выведите формулу интерметаллического соединения, содержащего 94% Ag и 6% Li.

Тема «s-элементы Периодической системы» (контрольная работа №4)

Вариант 1

Задание 1. Нитрид металла II-A группы массой 0,8973 г обработан водой; продукты реакции полностью прореагировали с хлороводородом, для чего потребовалось 48,5 мл 1 М хлороводородной кислоты. Установите химический символ металла.

Задание 2. При электролизе расплава 21,6 г вещества на аноде выделяется 1,35 моль водорода. Равное количество водорода получается при обработке водой 10,8 г того же вещества. Установите химическую формулу вещества.

Задание 3. Смесь оксида натрия (0,1 моль) и пероксида натрия обработали горячей серной кислотой и собрали 7,84 л (н.у.) газа. Определите мольную долю (в %) оксида в исходной смеси.

Задание 4. Литий массой 3,5 г полностью прореагировал с водой. Определите массовую долю (в %) вещества в конечном растворе, если начальная масса воды была 120 г.

Задание 5. Калий образует с кислородом четыре соединения, в которых массовая доля неметалла равна 17,02%, 29,09%, 45,07% и 55,17%. Установите химические формулы соединений и назовите их.

Тема «Итоговая контрольная работа по модулю 1» (контрольная работа №5)

Вариант 1

Задание 1. Назовите указанные комплексные соединения, определите состав внешней и внутренней сфер, комплексообразователь, лиганды, координационное число, заряд комплексообразователя, напишите первичную и вторичную диссоциации комплексов и выразите для них константу нестойкости: $Mg[Ni(H_2O)_4(CO_3)_2]$, $[Pt(NH_3)_5Br]Br$.

Задание 2. Вычислите: а) концентрацию комплексообразователя в 0,01 М растворе $Na[AgBr_2]$, содержащем 0,1 моль/л KBr, б) величину ΔG° процесса диссоциации комплексного иона, в) определите произойдет ли осаждение AgI при сливании 80 мл 0,01 М раствора $Na[AgBr_2]$, содержащего 0,1 моль/л KBr, с 125 мл 0,05 М раствора KI.

Задание 3. По данным кривых охлаждения постройте диаграмму состояния системы Mg-Zn и опишите ее фазовый состав. Рассчитайте химическую формулу интерметаллида и массу цинка в твердой и жидкой фазах, если 2 кг сплава, содержащего 20% цинка, нагреть до температуры 450°C.

Zn, % масс.	0	3	5	7	10	51	84	95	100
$t_{нк}, ^\circ C$	650	640	630	620	610	340	590	364	419
$t_{кк}, ^\circ C$		500	450	390	340	340	590	364	
$t_{перекр}, ^\circ C$		200	250	300					

Задание 4. Смесь кальция и оксида кальция общей массой 10 г обработана 10 л воды. Выделилось 1,12 л (н.у.) газа. Рассчитайте: а) массовую и мольную доли (%) кальция в исходной смеси, б) молярную концентрацию (моль/л) вещества в конечном растворе (объем раствора принять равным начальному объему воды).

Задание 5. Образец воды имеет жесткость 12,5 ммоль/л. Сколько мл 0,1 н. раствора соляной кислоты пойдет на титрование 100 мл этой воды?

Тема «Элементы 13, 14 групп» (контрольная работа №6)

Вариант 1

Задание 1. Бор взаимодействует при нагревании с концентрированными HNO_3 и H_2SO_4 , царской водкой и смесью концентрированных HNO_3 и HF . Напишите уравнения реакций и названия образующихся продуктов.

Задание 2. Для получения трифторида бора смесь оксида бора с фторидом кальция обрабатывают серной кислотой при нагревании. Какие массы B_2O_3 , CaF_2 и 96%-ной H_2SO_4 требуются для получения 44,8 л BF_3 (н.у.)?

Задание 3. Алюминий получают электролизом расплавленного криолита Na_3AlF_6 , в котором содержится 6–8 % оксида алюминия и 8–10 % смеси фторидов $\text{CaF}_2 + \text{MgF}_2$. Каковы роли криолита и фторидов кальция и магния в этом процессе? Как устроен электролизёр для получения алюминия? Какими схемами и реакциями описывается процесс электролиза?

Задание 4. Почему циановодород, циановодородная кислота и ее соли, несмотря на низкие степени окисления атомов углерода (+2) и азота (–3) в их составе, являются слабыми восстановителями? Напишите продукты реакций горения циановодорода и взаимодействия цианида калия с гипохлоритом калия в водном растворе: а) $\text{HCN} + \text{O}_2 \rightarrow$; б) $\text{KCN} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

Задание 5. Какой тип кристаллической решётки соответствует структуре кремния? Опишите физические и химические свойства кремния в сравнении со свойствами углерода (алмаза). Вычислите массу кремния, при взаимодействии которой с раствором щёлочи образуется 50 л водорода (20 °С, 98,6 кПа).

Тема «Элементы 15 группы» (контрольная работа №7)

Вариант 1

Задание 1. Азот в промышленности получают из воздуха. Как отделяют азот от других составляющих воздуха: кислорода, углекислого газа, аргона, паров воды? Какой объем воздуха (н.у.) необходимо переработать (теоретически) для получения одной тонны жидкого азота?

Задание 2. Напишите уравнения реакций (с указанием условий их проведения) для осуществления данных превращений: $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2$.

Задание 3. Напишите названия веществ, определите степень окисления азота в каждом из них: N_2O , N_2O_3 , HNO_2 , NH_4NO_2 , NH_4NO_3 , $\text{N}_2\text{H}_5\text{HSO}_4$, NOCl , $(\text{NO})\text{HSO}_4$, $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $[\text{Rh}(\text{NH}_3)_5(\text{NO}_2)]\text{SO}_4$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$.

Задание 4. Раствор 6,2 г белого фосфора в 100 г сероуглерода закипает при 41,45°С, а чистый сероуглерод кипит при 40,30°С. Эбуллиоскопическая константа сероуглерода равна 2,29. Из скольких атомов состоят молекулы растворенного в сероуглероде белого фосфора?

Задание 5. Почему при получении мышьяка, сурьмы и висмута из природных сульфидных минералов их сначала обжигают, затем образующиеся оксиды восстанавливают? Почему не проводят восстановление непосредственно сульфидов? Какой объем сернистого газа образуется в качестве побочного продукта при получении 100 кг висмута из висмутового блеска?

Тема «Элементы 16 группы» (контрольная работа №8)

Вариант 1

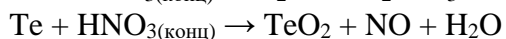
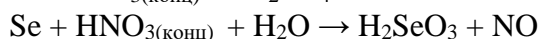
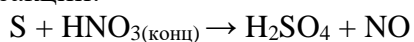
Задание 1. Опишите состав атмосферного воздуха. Какой объем при н.у. занимает 10 г чистого кислорода и какой объем занимает при таких же условиях воздух, содержащий 10 г кислорода? Чему равна масса кислорода в 10 л чистого вещества и в таком же объеме воздуха?

Задание 2. Приведите физические характеристики воды и укажите, какие из них приняты как эталонные. Вычислите абсолютную массу одной молекулы воды и число молекул, находящихся в одной капле (0,1 г) воды.

Задание 3. Как выделяют самородную серу из «пустой» породы? Как получают серу из природного газа и из газов, получаемых при переработке сульфидных руд? Как очищают серу от примесей? Какие объемы H_2S и SO_2 должны провзаимодействовать для того, чтобы образовалось 100 кг серы?

Задание 4. Какие катализаторы используются в контактном и в нитрозном методах получения серной кислоты? Какая масса серы содержится в одной тонне товарной серной кислоты ($\omega = 96\%$), какой объем газообразного оксида серы (VI) затрачивается на получение одной тонны такой кислоты?

Задание 5. Определите коэффициенты перед веществами в реакциях методом полуреакций:



Какие выводы о свойствах серы, селена, теллура и полония следуют из сравнения продуктов их взаимодействия с азотной кислотой?

Тема «Элементы 17 группы» (контрольная работа №9)

Вариант 1

Задание 1. Приведите по 2–3 примера химических реакций, в которых водород является окислителем и восстановителем. Какова функция водорода при его взаимодействии с оксидами металлов? Вычислите объем водорода (при н.у.), который теоретически потребуется для получения 1 кг вольфрама из WO_3 . Какой объем будет занимать водород при условиях проведения реакции (800°C ; 101325 Па)?

Задание 2. Фтороводородную кислоту отличает от остальных кислот её способность взаимодействовать с диоксидом кремния и кремнийсодержащими минералами и «разъедать» стекло. Напишите уравнения двух стадий взаимодействия фтороводородной кислоты с SiO_2 . Какую функцию выполняет эта кислота на первой и второй стадии взаимодействия?

Задание 3. Почему золото, не взаимодействующее при обычных условиях с водой и сухим хлором, взаимодействует с влажным хлором? Поэтому хлор тщательно сушат перед наполнением им стальных баллонов или стальных железнодорожных цистерн перед транспортировкой? Какие вещества можно использовать в качестве осушителей хлора?

Задание 4. Почему в химических лабораториях обычно используют не хлор, а хлорную воду? Почему хлорная вода обесцвечивает органические красители и обладает обеззараживающим действием?

Задание 5. Какой объем соляной кислоты ($\omega = 30\%$, $\rho = 1,15\text{ г/мл}$) теоретически провзаимодействует с 15,8 г KMnO_4 и какой объем хлора, приведенный к нормальным условиям, выделится при этом?

Тема «Итоговая контрольная работа по модулю 2» (контрольная работа №10)

Вариант 1

Задание 1. При прокаливании буры в присутствии солей хрома, марганца и других металлов образуются метаборат натрия и B_2O_3 . Оксид бора, взаимодействуя с солями, образует окрашенные стеклообразные метабораты – «перлы буры». Напишите уравнения стадий и суммарные уравнения реакций, протекающих при прокаливании буры в присутствии сульфатов марганца (II) и хрома (III).

Задание 2. Почему свинец, стоящий в ряду напряжений до водорода, не взаимодействует с соляной, бромоводородной, йодоводородной и разбавленной серной кислотами и почему он взаимодействует с концентрированной (более 80 %) серной кислотой? Напишите уравнение реакции и структурную формулу образующегося соединения свинца.

Задание 3. Все оксиды азота взаимодействуют с раскаленной медью, образуя оксид меди (II) и азот. Какова формула оксида азота, если масса полученного оксида меди (II) составила 0,7105 г, а азота выделилось 200 мл (н.у.)?

Задание 4. Промышленное получение сероводорода основано на прямом синтезе из простых веществ: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{S}_{(\text{тв})} \xrightleftharpoons{80^\circ\text{C}} \text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$ или $8\text{H}_{2(\text{г})} + \text{S}_{8(\text{г})} \xrightleftharpoons{750^\circ\text{C}} 8\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$. Установите, являются ли эти реакции экзо- или эндотермическими. Подтвердите расчетом, что условия второго синтеза термодинамически более выгодны в закрытой системе.

Задание 5. Оптимальная для здоровья человека массовая концентрация иона F^- в питьевой воде составляет 1,25 г/мл. Установите, будет ли при 25°C годной для питья вода, прошедшая очистку от фторид-ионов осаждением фторида кальция (без применения избытка катионов кальция).

Тема «Элементы 3-5 групп» (контрольная работа №11)

Вариант 1

Задание 1. Напишите электронные формулы скандия, иттрия и лантана. Чем отличаются атомы этих элементов от атомов элементов главной подгруппы? Почему они являются элементами постоянной валентности? Приведите примеры обычных и комплексных соединений скандия, иттрия и лантана.

Задание 2. Напишите уравнения реакций для осуществления следующей цепочки превращений: $\text{Ti} \rightarrow \text{TiO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{TiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{TiO}_3 \rightarrow \text{TiOSO}_4 \rightarrow \text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3$.

Задание 3. Чему равны значения стандартного электродного потенциала скандия, иттрия и лантана, в какой части ряда напряжений они расположены? Как эти металлы взаимодействуют с кислотами, щелочами и водой?

Задание 4. Титан (+4) в подкисленном растворе TiCl_4 восстанавливается магнием до титана (+3), который при действии пероксидом водорода снова переходит в титан (+4). Напишите уравнения реакций. Насколько обоснованным является утверждение о том, что в первой реакции восстановителем является водород в момент выделения?

Задание 5. Определите изменение массы веществ в тигле с метаванадатом аммония после прокаливании при 550°C.

Тема «Элементы 6, 7 групп» (контрольная работа №12)

Вариант 1

Задание 1. Чему равны электродные потенциалы хрома, молибдена и вольфрама, как они взаимодействуют с водой, кислотами и щелочами?

Задание 2. На чем основано использование хлорида хрома (II) (в растворе соляной кислоты) в качестве поглотителя кислорода? Какой объем кислорода можно поглотить одним литром 1 М раствора этого соединения?

Задание 3. В состав каких минералов входит вольфрам и как его получают в металлическом состоянии? Проведите термодинамические расчеты реакций получения вольфрама из WO_3 с помощью углерода, водорода и алюминия. Почему на практике в качестве восстановителя используется водород?

Задание 4. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций для осуществления следующей цепочки превращений: $\text{Re} \rightarrow \text{Re}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{KReO}_4 \rightarrow \text{Re}_2\text{S}_7 \rightarrow \text{HReO}_4 \rightarrow \text{Re}_2(\text{SO}_4)_3$.

Задание 5. При получении марганца из пиролюзита в качестве восстановителей используются углерод и кремний. Вычислите, при каких условиях возможно самопроизвольное протекание соответствующих реакций.

Тема «Элементы 8-10 групп» (контрольная работа №13)

Вариант 1

Задание 1. Для реакции получения железа в доменном процессе: $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + 4\text{CO}_{(\text{г})} \rightarrow 3\text{Fe}_{(\text{к})} + 4\text{CO}_{2(\text{г})}$ вычислите энергию Гиббса и константу равновесия при температурах 25, 500, 1000 и 1500 °С. Как влияет повышение температуры на направление протекания этой реакции?

Задание 2. Почему в осадок выпадает одно и то же вещество (какое?) при смешивании растворов: FeCl_3 и KOH ; FeCl_3 и K_2CO_3 ; FeCl_3 и K_2SO_3 ? Напишите уравнения реакций.

Задание 3. Как получают гидроксид кобальта (II) из хлорида кобальта (II) и нитрата кобальта (II)? С помощью каких окислителей его превращают в гидрооксид кобальта (III) так, что $\text{Co}(\text{OH})_3$ не загрязнен продуктами восстановления окислителя? Напишите уравнения реакций.

Задание 4. Напишите уравнения и укажите условия проведения реакций для осуществления следующих превращений: $\text{NiO} \rightarrow \text{Ni} \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NiS} \rightarrow \text{NiO} \rightarrow \text{Ni}$.

Задание 5. Какая масса железной руды, содержащей 85 % Fe_3O_4 , потребуется для получения одной тонны железа, если его выход составляет 94 %?

Тема «Элементы 11, 12 групп» (контрольная работа №14)

Вариант 1

Задание 1. Какое количество и какая масса меди содержится в малахитовой шкатулке массой 0,663 кг при условии, что она изготовлена из чистого малахита, не содержащего примесей?

Задание 2. Действием разбавленной щёлочи на сине-голубой раствор сульфата меди (II) в трёх пробирках был получен голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Раствор над осадком при этом стал бесцветным, что свидетельствует о полном осаждении катионов Cu^{2+} . Одну пробирку нагрели до 40°C – осадок стал чёрным. В другую пробирку прибавили концентрированный раствор щёлочи – раствор над осадком окрасился в сине-голубой цвет, но после добавления воды он снова обесцветился. В третью пробирку ввели концентрированный раствор аммиака – осадок растворился и раствор окрасился в интенсивный синий цвет. Напишите уравнения реакций, сделайте выводы о свойствах $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Задание 3. Объясните, почему в растворе аммиака растворяется хлорид серебра, в растворе тиосульфата натрия – хлорид и бромид, а в растворе цианида калия – все галогениды (AgCl , AgBr , AgI). Какие продукты образуются при растворении? Напишите уравнения реакций.

Задание 4. Приведите примеры соединений ртути (I). Какие из них диспропорционируют, при каких условиях и с образованием каких продуктов? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакций.

Задание 5. Почему при осаждении гидрооксида кобальта (II) из растворов солей в избытке щелочи он не растворяется, а при осаждении в избытке аммиака – растворяется? Как называется образующееся при этом соединение?

Тема «Итоговая контрольная работа по модулю 3» (контрольная работа №15)

Вариант 1

Задание 1. Как получают и где применяют сулему и каломель? Растворимость сулемы в 100 г воды составляет 6,6 г при 20°C и 58,0 г – при 100°C. Какая масса суммы кристаллизуется из 2,5 кг насыщенного при 100°C раствора при его охлаждении до 20°C?

Задание 2. Какие реакции надо провести для получения меди из Cu_2S по схеме: $\text{Cu}_2\text{S} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$? До какой температуры надо нагревать оксид меди (II) для получения меди в отсутствие восстановителя и при использовании восстановителей: углерода и водорода? Ответ подтвердите термодинамическими расчётами.

Задание 3. При нагревании порошкообразного молибдена с серой в мольном соотношении 1:2 образуется сульфид молибдена (IV), который взаимодействует с концентрированной азотной кислотой с образованием двух кислот. Напишите уравнения реакций.

Задание 4. Катион марганца (+2) окисляется (при нагревании в присутствии катализатора – солей меди Cu^{2+}) бромом в щелочной среде, переходя при этом в ион. Напишите уравнение реакции. Какое количество и какая масса брома расходуется на образование одного моля ионов MnO_4^{2-} ?

Задание 5. Объясните, почему при добавлении щелочи к раствору хлорида гексаамминникеля (II) осадок гидроксида никеля (II) образуется, а при добавлении к раствору тетрацианоникелата (II) калия – не образуется?

Тема «Итоговая контрольная работа по курсу» (контрольная работа №16)

Вариант 1

Задание 1. Если брызги щёлочи попадают на ткань, окрашенную берлинской лазурью, то на ткани появляются бурые пятна, исчезающие при смачивании их разбавленной соляной кислотой. Объясните эти явления и выразите происходящие реакции уравнениями.

Задание 2. К раствору сульфата хрома прибавили избыток щёлочи и к полученному раствору добавляли по каплям бромную воду до тех пор, пока зелёная окраска жидкости не перешла в жёлтую. Выразите уравнениями все происходившие реакции.

Задание 3. Молярная концентрация гидроксида кальция равна 2моль/л. Определите молярную концентрацию эквивалента (нормальность) этого раствора.

Задание 4. Составьте энергетическую диаграмму комплекса $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ по теории кристаллического поля и по теории поля лигандов.

Задание 5. Используя химические методы, предложите способ разделения металлов из сплава цинка, меди, кобальта и получения из выделенных веществ меди в виде оксида меди (I), цинка в виде среднего карбоната цинка, кобальта в виде гексанитристокобальтата (III) калия. Напишите уравнения всех реакций. Укажите условия их проведения.

Критерии оценки контрольных работ №№: 1-6, 8-11, 13-18 (1 семестр), 1-4, 6-9, 11-14 (2 семестр)

Контрольная работа состоит из 5 заданий.

- «зачтено» - верно выполнены 3-5 заданий;
- «не зачтено» - верно выполнены 0-2 задания.

Критерии оценки контрольных работ №: 7, 12, 19, 20 (1 семестр), № 5, 10, 15, 16 (2 семестр)

К контрольной работе №7 (1 семестр) допущены студенты, имеющие «зачтено» за 4-6 работ №№1-6, к контрольной работе №12 (1 семестр) допущены студенты, имеющие «зачтено» за 3-4 работы №№8-11, к контрольной работе №19 (1 семестр) допущены студенты, имеющие «зачтено» за 4-6 работ №№13-18, к контрольной работе №20 (1 семестр) допущены студенты, имеющие допуск к контрольным работам №№7, 12, 19, к контрольной работе №5 (2 семестр) допущены студенты, имеющие «зачтено» за 3-4 работы №№1-4, к контрольной работе №10 (2 семестр) допущены студенты, имеющие «зачтено» за 3-4 работы №№6-9, к контрольной работе №15 (2 семестр) допущены студенты, имеющие «зачтено» за 3-4 работы №№11-14, к контрольной работе №16 (1 семестр) допущены студенты, имеющие допуск к контрольным работам №№5, 10, 15.

Контрольная работа состоит из 5 заданий. За каждое верно выполненное задание – 5 баллов, максимальное количество баллов – 25 баллов, кроме контрольных работ № 20 (1 семестр), № 16 (2 семестр). Контрольные работы № 20 (1 семестр), № 16 (2 семестр) состоят из 5 заданий. За каждое верно выполненное задание – 3 балла, максимальное количество баллов – 15 баллов.

7.2.4. Комплект вопросов для коллоквиумов

№ п/п	Вопросы к коллоквиуму
-------	-----------------------

Семестр 1. Курс «Неорганическая химия и химия элементов 1»	
Коллоквиум 1 по модулям 1, 2 «Физико-химические основы неорганической химии. Строение атома и химическая связь»	
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	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
6	Первый закон термодинамики и его приложение к процессам в идеальном газе: изохорному, изотермическому, изобарному
7	Понятие теплового эффекта химической реакции: тепловой эффект реакции, термохимическое и термодинамическое уравнения, стандартные термодинамические условия, стандартная энтальпия реакции
8	Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ
9	Закон Гесса и следствия из него
10	Второй закон термодинамики. Энтропия как функция состояния системы
11	Третий закон термодинамики. Абсолютные значения стандартных энтропий веществ
12	Критерии направленности самопроизвольного процесса в закрытой системе
13	Кинетика химических реакций. Основные понятия и определения
14	Основной постулат химической кинетики
15	Влияние температуры на скорость химических реакций
16	Теоретические представления о скоростях элементарных реакций
17	Особенности кинетики гетерогенных реакций. Реакции на границе раздела твердое тело – газ и твердое тело – жидкость
18	Основы катализа. Основные понятия и определения. Механизмы протекания каталитических реакций
19	Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Виды и особенности химического равновесия. Количественные характеристики химического равновесия
20	Влияние различных факторов на химическое равновесие. Особенности описания равновесия в гетерогенных системах
21	Происхождение и классификация химических элементов
22	Теории строения атома. Современная теория строения атомов. Атомные орбитали. Квантовые числа. Принципы и правила заполнения атомных орбиталей
23	Периодический закон. Структура Периодической таблицы
24	Периодичность изменения свойств элементов. Распространенность химических элементов

25	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
26	Метод валентных связей, гибридизация. Метод молекулярных орбиталей: порядок связи, магнитные свойства молекул и ионов
27	Метод Гиллеспи: пространственное строение молекул и ионов
28	Межмолекулярные взаимодействия
29	Строение вещества в различных агрегатных состояниях
Коллоквиум 2 по модулю 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: по катиону, по аниону, полный гидролиз. Степень и константа гидролиза
10	Произведение растворимости. Условие образования осадка
11	Направление обменных процессов в растворах электролитов
12	Окислительно-восстановительные реакции
13	Метод электронного баланса
14	Метод полуреакций
15	Направление окислительно-восстановительных реакций
16	Диаграммы Латимера и Фроста
17	Электродные процессы: основные определения
18	Законы Фарадея
19	Потенциалы электрохимической системы. Двойной электрический слой.
20	Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Уравнение Нернста
21	Химические и концентрационные гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби
22	Электролиз. Потенциал разложения, последовательность процессов на электродах
23	Классификация коррозионных сред, разрушений и процессов. Показатели скорости коррозии
24	Химическая коррозия: виды и разновидности
25	Электрохимическая коррозия: причины и механизм возникновения
26	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 «Неорганическая химия и химия элементов 2»	
Коллоквиум 1 по модулям 1, 2 «Введение в химию элементов. s-элементы, p-элементы 13-15 групп»	
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 (пниктогены). 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
Кolloквиум 2 по модулям 2, 3 «p-элементы 16-18 групп, d-элементы»	
1	Элементы 16 группы (халькогены). Общая характеристика элементов, способы получения
2	Кислород: аллотропные модификации. Соединения кислорода
3	Сера и её соединения (сероводород, оксиды серы, кислоты)
4	Элементы подгруппы селена, их соединения
5	Элементы 17 группы (галогены). Общая характеристика. Простые вещества и их свойства
6	Фтор и его соединения
7	Соединения хлора (водородные соединения, кислородные соединения)
8	Соединения подгруппы брома (водородные соединения, кислородные соединения)
9	Межгалогенные соединения. Применение галогенов и их соединений
10	Элементы 18 группы Периодической системы. Общая характеристика, простые вещества. Соединения благородных газов. Применение
11	Элементы 3 группы Периодической системы. Элементы подгруппы скандия и их соединения
12	Лантаноиды: общая характеристика, свойства, получение и применение
13	Актиноиды: общая характеристика, свойства, получение и применение
14	Элементы 4 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства
15	Соединения элементов 4 группы. Применение
16	Элементы 5 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства
17	Соединения элементов 5 группы (оксиды и гидроксиды, соли). Применение
18	Элементы 6 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Свойства простых веществ
19	Соединения хрома, окислительно-восстановительные свойства соединений хрома, применение
20	Соединения молибдена и вольфрама. Гетерополиокислоты. Применение
21	Элементы 7 подгруппы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Химические свойства простых веществ

22	Соединения элементов 7 группы (II), соединения элементов 7 группы (IV), соединения элементов 7 группы (VI и VII). Сравнительная характеристика окислительных свойств соединений марганца (VII)
23	Элементы семейства железа. Общая характеристика. Получение. Химические свойства простых веществ
24	Соединения железа, кобальта, никеля (оксиды, гидроксиды железа). Применение
25	Платиновые металлы. Общая характеристика элементов. Получение. Простые вещества и их химические свойства
26	Соединения платиновых металлов (оксиды и гидроксиды; соли кислородных соединений, галиды)
27	Комплексные соединения платиновых металлов. Сравнение свойств элементов семейства железа и платиновых металлов. Применение
28	Элементы 11 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их химические свойства
29	Соединения элементов подгруппы меди. Применение
30	Элементы 12 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Химические свойства простых веществ
31	Соединения элементов подгруппы цинка (кислородные соединения, сульфиды, галиды, цианиды и др.). Применение

Критерии оценки коллоквиумов:

К коллоквиуму допущены студенты, имеющие «зачтено» по лабораторным работам модуля. Коллоквиум проводится в устной форме. Билет к коллоквиуму включает 2 теоретических вопроса.

Коллоквиум оценивается на оценки «отлично», «хорошо», «удовлетворительно»:

«отлично»	Полные и четкие ответы на вопросы билета к коллоквиуму; Правильные ответы на дополнительные вопросы по лекционному курсу.
«хорошо»	Достаточно полные ответы на вопросы теоретического характера, однако при детализации некоторых ответов испытывает затруднения; Нечетко отвечает на дополнительные вопросы, проявляя при этом неглубокие знания.
«удовлетворительно»	Показывает неполные или неглубокие знания при ответе на теоретические вопросы; При ответе на дополнительные вопросы испытывает серьезные затруднения.
«неудовлетворительно»	Не отвечает на вопросы теоретического характера или отвечает неправильно, неполно; Не отвечает или неправильно отвечает на дополнительные вопросы.

За коллоквиум баллы **не начисляются**.

Если оценка за Коллоквиум «хорошо» – **вычитается 10 баллов**;

Если оценка за Коллоквиум «удовлетворительно» – **вычитается 20 баллов**;

Если оценка «не удовлетворительно» – **вычитается 40 баллов** – студент **не допускается к зачету с оценкой**.

7.2.5. Посещаемость

Критерии оценки:

Максимальное количество баллов за посещение занятий – 10. За посещение 19,2 часов аудиторных занятий – 1 балл. За пропуск 19,2 часов аудиторных занятий по неуважительной причине – «минус 1 балл».

7.3. Оценочные средства для промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

7.3.1. Вопросы к промежуточной аттестации

Вопросы к зачету с оценкой

Семестр 1

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. Химические свойства и способы получения оксидов, кислот, оснований, солей.
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. 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.
6. Первый закон термодинамики и его приложение к процессам в идеальном газе: изохорному, изотермическому, изобарному.
7. Понятие теплового эффекта химической реакции: тепловой эффект реакции, термохимическое и термодинамическое уравнения, стандартные термодинамические условия, стандартная энтальпия реакции.
8. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ. Закон Гесса и следствия из него.
9. Второй закон термодинамики. Энтропия как функция состояния системы.
10. Третий закон термодинамики. Абсолютные значения стандартных энтропий веществ.
11. Критерии направленности самопроизвольного процесса в закрытой системе.
12. Кинетика химических реакций. Основные понятия и определения. Основной постулат химической кинетики. Влияние температуры на скорость химических реакций.
13. Теоретические представления о скоростях элементарных реакций.
14. Особенности кинетики гетерогенных реакций. Реакции на границе раздела твердое тело – газ и твердое тело – жидкость.

15. Основы катализа. Основные понятия и определения. Механизмы протекания каталитических реакций.
16. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Виды и особенности химического равновесия. Количественные характеристики химического равновесия.
17. Влияние различных факторов на химическое равновесие. Особенности описания равновесия в гетерогенных системах.
18. Ядерные реакции. Происхождение химических элементов. Теория Большого взрыва.
19. Классификация химических элементов.
20. Теории строения атома. Современная теория строения атомов.
21. Атомные орбитали. Квантовые числа. Принципы и правила заполнения атомных орбиталей водородоподобных и многоэлектронных атомов. «Прыжок» электронов.
22. Атомные термы. Терм основного состояния.
23. Периодический закон. Структура Периодической таблицы.
24. Атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность (по Полингу, Малликену, Оллреду-Рохову). Периодичность изменения свойств элементов. Распространенность химических элементов.
25. Химическая связь: энергия, длина, угол связи. Виды химической связи.
26. Свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность, полярность.
27. Ионная связь: поляризуемость и поляризующее действие. Постоянная Маделунга.
28. Металлическая связь: зонная теория кристаллов.
29. Водородная связь
30. Метод валентных связей, гибридизация.
31. Метод молекулярных орбиталей: порядок связи, магнитные свойства молекул и ионов.
32. Метод Гиллеспи: пространственное строение молекул и ионов.
33. Межмолекулярные взаимодействия.
34. Строение вещества в различных агрегатных состояниях.
35. Общие свойства растворов. Основные понятия и определения. Способы выражения концентрации растворов.
36. Термодинамические характеристики процесса образования растворов.
37. Коллигативные свойства растворов.
38. Влияние различных факторов на свойства растворов электролитов.
39. Диссоциация слабых электролитов.
40. Растворы сильных электролитов. Активность, коэффициент активности.
41. Ионные равновесия в водных растворах электролитов: ионное произведение воды, водородный показатель.
42. Гидролиз солей: по катиону, по аниону, полный гидролиз. Степень и константа гидролиза.
43. Ионные равновесия в водных растворах электролитов: произведение растворимости. Условие образования осадка.
44. Направление обменных процессов в растворах электролитов.
45. Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса. Метод полуреакций. Направление окислительно-восстановительных реакций.
46. Диаграммы Латимера, Фроста, Пурбе.
47. Электродные процессы: основные определения. Законы Фарадея.
48. Потенциалы электрохимической системы. Двойной электрический слой.
49. Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Уравнение Нернста.

50. Химические и концентрационные гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби.
51. Электролиз. Потенциал разложения, последовательность процессов на электродах.
52. Классификация коррозионных сред, разрушений и процессов. Показатели скорости коррозии.
53. Химическая коррозия: виды и разновидности.
54. Электрохимическая коррозия: причины и механизм возникновения.
55. 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

1. Комплексные соединения: номенклатура, классификация.
2. Изомерия комплексных соединений.
3. Свойства комплексных соединений.
4. Теория кристаллического поля: низко- и высокоспиновые комплексы.
5. Устойчивость комплексных соединений, константа нестойкости комплексов.
6. Элементы 1, 2 групп Периодической системы: общая характеристика, получение.
7. Химические соединения элементов 1, 2 групп: гидриды, карбиды, нитриды, оксиды и гидроксиды, соли. Применение элементов 1, 2 групп и их соединений.
8. Жёсткость воды: карбонатная, некарбонатная, общая. Методы устранения жесткости воды.
9. Элементы 13 группы Периодической системы: общая характеристика, способы получения.
10. Химические соединения элементов 13 группы: гидриды, карбиды, нитриды, оксиды и гидроксиды, соли. Применение элементов 13 группы и их соединений.
11. Элементы 14 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов, простые вещества, способы получения.
12. Соединения углерода.
13. Кремний и его соединения.
14. Элементы подгруппы германия и их соединения. Применение элементов 14 группы и их соединений.
15. Элементы 15 группы. Общая характеристика элементов, простые вещества, способы получения.
16. Азот и его соединения с отрицательными степенями окисления.
17. Соединения азота с положительными степенями окисления.
18. Фосфор и его соединения.
19. Элементы подгруппы мышьяка и их соединения. Применение элементов 15 группы и их соединений.
20. Элементы 16 группы (халькогены). Общая характеристика элементов, способы получения.
21. Кислород: аллотропные модификации. Соединения кислорода.
22. Сера и её соединения (сероводород, оксиды серы, кислоты).
23. Элементы подгруппы селена, их соединения. Применение элементов 16 группы и их соединений.
24. Элементы 17 группы (галогены). Общая характеристика. Простые вещества и их свойства.
25. Фтор и его соединения.
26. Соединения хлора (водородные соединения, кислородные соединения).

27. Соединения подгруппы брома (водородные соединения, кислородные соединения).
28. Межгалогенные соединения. Применение галогенов и их соединений.
29. Элементы 18 группы Периодической системы. Общая характеристика, простые вещества. Соединения благородных газов. Применение.
30. Элементы 3 группы Периодической системы. Элементы подгруппы скандия и их соединения.
31. Лантаноиды: общая характеристика, свойства, получение и применение.
32. Actinoids: общая характеристика, свойства, получение и применение.
33. Элементы 4 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства.
34. Соединения элементов 4 группы. Применение.
35. Элементы 5 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства.
36. Соединения элементов 5 группы (оксиды и гидроксиды, соли). Применение.
37. Элементы 6 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Свойства простых веществ.
38. Соединения хрома, окислительно-восстановительные свойства соединений хрома, применение.
39. Соединения молибдена и вольфрама. Гетерополиокислоты. Применение.
40. Элементы 7 подгруппы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Химические свойства простых веществ.
41. Соединения элементов 7 группы (II), соединения элементов 7 группы (IV), соединения элементов 7 группы (VI и VII). Сравнительная характеристика окислительных свойств соединений марганца (VII).
42. Элементы семейства железа. Общая характеристика. Получение. Химические свойства простых веществ.
43. Соединения железа, кобальта, никеля (оксиды, гидроксиды железа). Применение.
44. Платиновые металлы. Общая характеристика элементов. Получение. Простые вещества и их химические свойства.
45. Соединения платиновых металлов (оксиды и гидроксиды; соли кислородных соединений, галогениды).
46. Комплексные соединения платиновых металлов.
47. Сравнение свойств элементов семейства железа и платиновых металлов. Применение платиновых металлов.
48. Элементы 11 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их химические свойства.
49. Соединения элементов подгруппы меди. Применение.
50. Элементы 12 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Химические свойства простых веществ.
51. Соединения элементов подгруппы цинка (кислородные соединения, сульфиды, галогениды, цианиды и др.). Применение.
52. Сравнительная характеристика карбонильных комплексов d-металлов. Строение и свойства карбонильных комплексов d-металлов.

Задачи/задания к зачету с оценкой

Семестр 1

1. Из 3,85 г нитрата металла получено 1,60 г его гидроксида. Определите металл.

2. При полном сгорании 11,5 г этилового спирта выделилось 308,71 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода, и вычислите энтальпию образования $C_2H_5OH_{(ж)}$.

3. Рассчитайте изменение стандартной свободной энергии Гиббса и сделайте вывод о направлении процесса: $Fe_2O_{3(тв)} + CO_{(г)} \leftrightarrow Fe_{(тв)} + CO_{2(г)}$ при температуре 750°C. Рассчитайте температуру равной вероятности прямого и обратного процесса. Сделайте вывод о направлении процесса выше и ниже этой температуры.

4. Энергия активации равна 10 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 27 до 37°C?

5. Используя термодинамические данные рассчитайте константу равновесия системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ при 450°C (зависимостью ΔH и ΔS от температуры пренебречь).

6. Вычислите осмотическое давление 4% раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ при 20°C, если плотность раствора равна 1,014 г/см³.

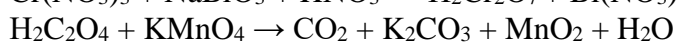
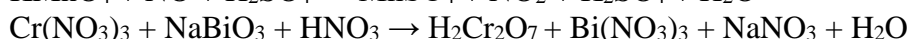
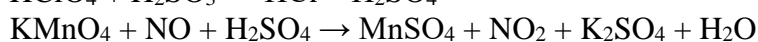
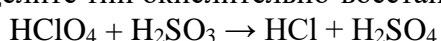
7. Определите pH 0,05 н. K_2SO_3 . Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза.

8. Рассчитайте pH 0,5% раствора HCN. Плотность раствора считать равной 1 г/мл.

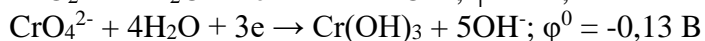
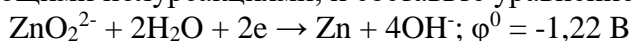
9. Вычислите потенциал водородного электрода в 0,005 М растворе соляной кислоты.

10. При электролизе водного раствора $CuCl_2$ на аноде выделилось 200 мл газа (н.у.). Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде. Напишите уравнения электродных процессов.

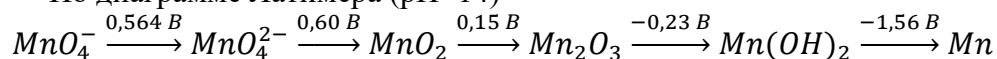
11. Уравняйте окислительно-восстановительные реакции методом полуреакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:



12. Определите направление окислительно-восстановительной реакции, описанной следующими полуреакциями, и составьте уравнение:



13. По диаграмме Латимера (pH=14)

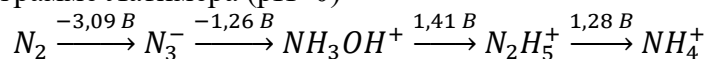


определите значения стандартных электродных потенциалов для всех возможных переходов с составлением полуреакций для каждого перехода; формы, склонные к диспропорционированию; формы, не существующие в данной среде.

14. Постройте диаграмму Фроста по диаграмме Латимера (pH=14)

$MnO_4^- \xrightarrow{0,564 \text{ В}} MnO_4^{2-} \xrightarrow{0,60 \text{ В}} MnO_2 \xrightarrow{0,15 \text{ В}} Mn_2O_3 \xrightarrow{-0,23 \text{ В}} Mn(OH)_2 \xrightarrow{-1,56 \text{ В}} Mn$, определите наиболее устойчивые формы, формы, склонные к диспропорционированию и сопропорционированию, формы устойчивые в щелочных средах. Составьте уравнения реакций диспропорционирования, сопропорционирования и разрушения неустойчивой формы в щелочной среде.

15. По диаграмме Латимера (pH=0)



определите значения стандартных электродных потенциалов для всех возможных переходов с составлением полуреакций для каждого перехода; формы, склонные к диспропорционированию; формы, не существующие в данной среде.

16. Постройте диаграмму Фроста по диаграмме Латимера (pH=0)

$N_2 \xrightarrow{-3,09 \text{ В}} N_3^- \xrightarrow{-1,26 \text{ В}} NH_3OH^+ \xrightarrow{1,41 \text{ В}} N_2H_5^+ \xrightarrow{1,28 \text{ В}} NH_4^+$, определите наиболее устойчивые формы, формы, склонные к диспропорционированию и сопропорционированию, формы

устойчивые в щелочных средах. Составьте уравнения реакций диспропорционирования, сопропорционирования и разрушения неустойчивой формы в щелочной среде.

17. Раствор, содержащий 5,59 г маннита в 180 г воды, имеет при 80°C давление пара 47,08 кПа. Вычислите молекулярную массу маннита.

18. Раствор, содержащий 3,04 г камфоры $C_{10}H_{16}O$ в 100 г бензола, кипит при температуре 80,714°C. Температура кипения бензола 80,200°C. Рассчитайте эбуллиоскопическую константу бензола.

19. Температура плавления таллия 392,5°C. Рассчитайте температуру начала кристаллизации таллия, имеющего 1,3% примеси никеля. Криоскопическая постоянная таллия 130,6°C.

20. Температура кипения 16%-ного водного раствора хлорида магния 102,76°C. Рассчитать степень его диссоциации и температуру кристаллизации раствора.

21. Рассчитайте процентную концентрацию насыщенного раствора сульфата ртути (II) и растворимость (моль/л) этой соли в присутствии а) 0,002 М Na_2SO_4 ; б) 0,002 н. $Hg(NO_3)_2$. $PP_{Hg_2SO_4} = 6,2 \cdot 10^{-7}$.

22. Вычислите нормальность раствора гидроксида аммония, если pH этого раствора равен 10,3.

23. Для элемента 60 определите состав атома, составьте электронную и графическую формулы, определите валентные электроны и семейство элемента, определите набор квантовых чисел для пяти последних электронов (электроны обозначьте в графической формуле, начиная с последнего и заканчивая пятым с конца, номерами 1, 2, 3, 4, 5), опишите положение элемента в таблице и сравните его радиус и электроотрицательность с аналогичными свойствами соседних атомов в периоде и группе, составьте формулу высшего оксида, определите его характер и укажите формулу кислоты или гидроксида, соответствующую этому высшему оксиду. Определите основной терм атома.

24. Постройте структуру (резонансные структуры) Льюиса для иона BF_4^- .

25. Определите тип химической связи в веществах и рассмотрите образование молекул методом валентных связей: LiF , PH_3 .

26. Определите тип химической связи в веществе, рассмотрите гибридизацию центрального атома и образование молекулы методом валентных связей: $BeCl_2$.

27. Определите пространственное строение молекул и ионов: $TeBr_2$, PI_6^- .

28. Определите тип химической связи в веществах, рассмотрите образование молекул и ионов методом молекулярных орбиталей: Cl_2 , SeO , NO^+ , определите порядок связи и магнитные свойства.

29. Начальная концентрация PCl_5 в реакции: $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$ составляет 0,2 моль/л. К моменту наступления равновесия прореагировало 50% исходного вещества. Найдите равновесные концентрации веществ и константу равновесия.

30. Смесь газов над углем в состоянии химического равновесия при давлении 1,2 атм и 1100 К имеет состав % (об.): $W_{CO} = 48,96$, $W_{H_2O} = 2,07$, $W_{H_2} = 48,96$. Рассчитайте K_p , K_c и ΔG реакции: $C_{(г.)} + H_2O \rightleftharpoons CO + H_2$.

31. Определите вещества, обладающие парамагнитными свойствами: HF , C_2 , H_2 , O_2 , NO .

Семестр 2

1. Определите тип гибридизации в комплексах с монодентатными лигандами и центральными атомами sp- и d^{10} -элементов, а также изобразите их геометрическую форму:



2. Составьте энергетическую диаграмму образования связей, определите тип гибридизации комплексов 3d-элементов с октаэдрическим полем лигандов и укажите число неспаренных d-электронов: $[Cr(NCS)_6]^{3-}$, $[TiF_6]^{2-}$, $[V(NH_3)_5NH_2]^{2+}$.

3. Составьте энергетическую диаграмму образования связей, определите тип гибридизации комплексов 3d-элементов с октаэдрическим полем лигандов (поле лигандов – слабое) и укажите число неспаренных d-электронов: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^+$.

4. Для указанных комплексов определите магнитные свойства (поле лигандов – сильное): $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{F}_3]$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

5. Составьте энергетические диаграммы образования связей в октаэдрических комплексах 4d и 5d-элементов, укажите тип гибридизации и число неспаренных d-электронов: $[\text{MoCl}_5\text{O}]^{2-}$, $[\text{OsF}_6]^{2-}$, $[\text{Ru}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_5]^{2-}$, $[\text{PtCl}_6]^{2-}$.

6. Составьте энергетическую диаграмму образования связей в плоскоквадратных комплексах: $[\text{Au}(\text{OH})_4]^{3-}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]^+$.

7. Определите вид изомерии (гидратная, ионная, координационная) в наборе комплексных соединений: $[\text{Cr}(\text{py})_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_2]\text{Cl}$, $[\text{Cr}(\text{py})_2(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_3] \cdot \text{H}_2\text{O}$, $[\text{Cr}(\text{py})(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_3] \cdot (\text{py})$.

8. Определите тип гибридизации в комплексах с монодентатными лигандами и центральными атомами sp- и d^{10} -элементов, а также изобразите их геометрическую форму: $[\text{Sb}(\text{OH})_6]^-$, $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{SnF}_3]^-$, $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

9. Составьте энергетическую диаграмму образования связей, определите тип гибридизации комплексов 3d-элементов с октаэдрическим полем лигандов и укажите число неспаренных d-электронов: $[\text{TiCl}_6]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$, $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_5]^{2-}$.

10. Составьте энергетическую диаграмму образования связей, определите тип гибридизации комплексов 3d-элементов с октаэдрическим полем лигандов (поле лигандов – слабое) и укажите число неспаренных d-электронов: $[\text{Co}(\text{NCS})_6]^{4-}$, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

11. Для указанных комплексов определите магнитные свойства (поле лигандов – сильное): $[\text{FeNH}_3(\text{CN})_5]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{6-}$.

12. Составьте энергетические диаграммы образования связей в октаэдрических комплексах 4d и 5d-элементов, укажите тип гибридизации и число неспаренных d-электронов: $[\text{ReCl}_6]^{2-}$, $[\text{Pt}(\text{OH})_6]^{2-}$, $[\text{Os}(\text{en})_3]^{3+}$, $[\text{MoOF}_5]^-$.

13. Составьте энергетическую диаграмму образования связей в плоскоквадратных комплексах: $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_2]$, $[\text{Au}(\text{NCS})_4]^-$.

14. Определите вид изомерии (гидратная, ионная, координационная) в наборе комплексных соединений: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{OH}]\text{Br}_2$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Br}(\text{OH})]\text{Br} \cdot \text{H}_2\text{O}$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$.

15. Определите тип гибридизации в комплексах с монодентатными лигандами и центральными атомами sp- и d^{10} -элементов, а также изобразите их геометрическую форму:

32. $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Zn}(\text{OH})_3]^-$, $[\text{SnS}_4]^{4-}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$.

16. Составьте энергетическую диаграмму образования связей, определите тип гибридизации комплексов 3d-элементов с октаэдрическим полем лигандов и укажите число неспаренных d-электронов: $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{2-}$, $[\text{VF}_6]^-$, $[\text{V}(\text{CN})_6]^{4-}$.

17. Составьте энергетическую диаграмму образования связей, определите тип гибридизации комплексов 3d-элементов с октаэдрическим полем лигандов (поле лигандов – слабое) и укажите число неспаренных d-электронов: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$.

18. Для указанных комплексов определите магнитные свойства (поле лигандов – сильное): $[\text{NiF}_6]^{2-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

19. Составьте энергетические диаграммы образования связей в октаэдрических комплексах 4d и 5d-элементов, укажите тип гибридизации и число неспаренных d-электронов: $[\text{PdF}_6]^{2-}$, $[\text{RuCl}_6]^{2-}$, $[\text{Mo}(\text{NCS})_6]^{3-}$, $[\text{RuH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_5]^{3+}$.

20. Составьте энергетическую диаграмму образования связей в плоскоквадратных комплексах: $[\text{Pt}(\text{NO}_2)_4]^{2-}$, $[\text{Ir}(\text{CO})_3\text{Cl}]$.

21. Определите вид изомерии (гидратная, ионная, координационная) в наборе комплексных соединений: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}^{\text{III}}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{C}_2\text{O}_4][\text{Co}^{\text{III}}(\text{NH}_3)_2(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$.

22. Определите тип гибридизации в комплексах с монодентатными лигандами и центральными атомами sp- и d^{10} -элементов, а также изобразите их геометрическую форму:

33. $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$, $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{As}(\text{Cl})\text{F}_3]^-$, $[\text{ClO}_2\text{F}_2]^+$, $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$.

23. Составьте энергетическую диаграмму образования связей, определите тип гибридизации комплексов 3d-элементов с октаэдрическим полем лигандов (поле лигандов – слабое) и укажите число неспаренных d-электронов: $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{Mn}(\text{OH})_6]^{4-}$.

24. Составьте энергетическую диаграмму образования связей, определите тип гибридизации комплексов 3d-элементов с октаэдрическим полем лигандов (поле лигандов – слабое) и укажите число неспаренных d-электронов: $[\text{CoF}_6]^{4-}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$.

25. Для указанных комплексов определите магнитные свойства (поле лигандов – сильное): $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Cr}(\text{py})_6]^{2+}$.

26. Составьте энергетические диаграммы образования связей в октаэдрических комплексах 4d и 5d-элементов, укажите тип гибридизации и число неспаренных d-электронов: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]^{4+}$, $[\text{MoF}_6]^-$, $[\text{TcBr}_6]^{2-}$, $[\text{OsI}_6]^{2-}$.

27. Составьте энергетическую диаграмму образования связей в плоскоквадратных комплексах: $[\text{AuBr}_4]^-$, $[\text{Pd}(\text{OH})_4]^{2-}$.

28. Определите вид изомерии (ионная, координационная) для каждой пары комплексных соединений: $[\text{Co}(\text{en})_3][\text{Cr}^{\text{III}}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ и $[\text{Cr}(\text{en})_3][\text{Co}^{\text{III}}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{SO}_4$ и $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4]\text{Br}_2$.

29. Определите тип гибридизации в комплексах с монодентатными лигандами и центральными атомами sp- и d^{10} -элементов, а также изобразите их геометрическую форму:

34. $[\text{B}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{SnCl}_3]^-$, $[\text{IO}_3\text{F}_4]^-$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$.

30. Составьте энергетическую диаграмму образования связей, определите тип гибридизации комплексов 3d-элементов с октаэдрическим полем лигандов (поле лигандов – слабое) и укажите число неспаренных d-электронов: $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{NCS})_6]^{3-}$.

7.3.2. Критерии и нормы оценки

Семестр	Форма проведения промежуточной аттестации	Критерии и нормы оценки	
1	зачёт (по накопительному рейтингу)	«отлично»	текущий рейтинг составляет 85-100 баллов
		«хорошо»	текущий рейтинг составляет 70-84 баллов
		«удовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 55-69 баллов
		«неудовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 0-54 баллов
2	зачёт (по накопительному рейтингу)	«отлично»	текущий рейтинг составляет 85-100 баллов
		«хорошо»	текущий рейтинг составляет 70-84 баллов
		«удовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 55-69 баллов
		«неудовлетворительно»	текущий рейтинг составляет 0-54 баллов

В случае неудовлетворительной сдачи зачета по накопительному рейтингу проводится устная сдача дифференцированного зачета преподавателю.

Критерии оценки

«отлично»	Полные и четкие ответы на вопросы к зачету;
-----------	---

	<p>Правильные ответы на дополнительные вопросы по лекционному курсу;</p> <p>Правильное решение задачи по курсу.</p>
«хорошо»	<p>Достаточно полные ответы на вопросы теоретического характера, однако при детализации некоторых ответов испытывает затруднения;</p> <p>Нечетко отвечает на дополнительные вопросы, проявляя при этом неглубокие знания;</p> <p>Правильное или с небольшими ошибками решение задачи по курсу.</p>
«удовлетворительно»	<p>Показывает неполные или неглубокие знания при ответе на теоретические вопросы;</p> <p>При ответе на дополнительные вопросы испытывает серьезные затруднения;</p> <p>Ошибочное решение задачи по курсу.</p>
«неудовлетворительно»	<p>Не отвечает на вопросы теоретического характера или отвечает неправильно, неполно;</p> <p>Не отвечает или неправильно отвечает на дополнительные вопросы;</p> <p>Отсутствует решение задачи по курсу.</p>

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. – 13-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2023. – 744 с. – ISBN 978-5-507-45394-8.	Учебник	2023	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	2021	ЭБС «Лань»
3	А.В. Шевельков [и др.]	Неорганическая химия. Учебник / Шевельков А.В., Дроздов А.А, Тамм М.Е.. – Москва : Лаборатория знаний, 2021. – 591 с. – ISBN 978-5-00101-937-4.	Учебник	2021	ЭБС «Лань»
4	Н.Н. Павлов	Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н. Н. Павлов. – 4-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2021. – 496 с. – ISBN 978-5-8114-8579-6	Учебник	2021	ЭБС «Лань»
5	Е.И. Ардашникова [и др.] под ред. А.В. Шевелькова	Неорганическая химия. Практикум : учебное пособие / Е. И. Ардашникова, Е. Д. Демидова, В. А. Алёшин ; под редакцией А. В. Шевелькова. – Москва : Лаборатория знаний, 2021. – 478 с. – ISBN 978-5-00101-938-1	Учебное пособие	2021	ЭБС «Лань»
6	Е.В. Карпова [и др.] под ред. А.В. Шевелькова	Неорганическая химия. Вопросы и задачи / Е.В. Карпова [и др.]. – Москва :	Учебное пособие	2021	ЭБС «IPR BOOKS»

№ п/п	Авторы, составители	Заглавие (заголовок)	Тип (учебник, учебное пособие, учебно- методическое пособие, практикум, др.)	Год издания	Количество в научной библиотеке / Наименование ЭБС
		Лаборатория знаний, 2021. – 177 с. – ISBN 978-5-00101-939-8.			
7	М. А. Трошина [и др.]	Неорганическая химия и химия элементов: лабораторный практикум : учебное пособие / составители М. А. Трошина [и др.]. – Тольятти : ТГУ, 2022. – 216 с. – ISBN 978-5-8259-1088-8	Учебное пособие	2022	ЭБС «Лань»

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-Петербург: Лань, 2019. – 80 с. – ISBN 978-5-8114-3302-5.	Учебное пособие	2019	ЭБС «Лань»
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. –	Учебник	2011	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
		Санкт-Петербург : Лань, 2011. - 496 с. – ISBN 978-5-8114-1196-2.			
6	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. – (Учебники для вузов. Специальная литература). – ISBN 978-5-8114-2038-4	Учебник	2016	ЭБС «Лань»
7	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»

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/>
- ЭБС «Лань» (права принадлежат ООО «ЭБС ЛАНЬ»), договор № 318 от 22.04.2020 г. с 07.05.2020 г. по 06.05.2021 г., договор № 452 от 02.06.2020 г. с 28.07.20 г. по 27.07.2021 г. (по адресу <http://www.e.lanbook.com>) включает в себя полнотекстовые электронные версии всех книг, вышедших в издательстве, а также коллекции полнотекстовых файлов других издательств. В базе представлены не только учебные издания, но и научная литература, а также словари.
- ЭБС «IPRbooks» (права принадлежат ООО Компания «Ай Пи Ар Медиа»), договор № 468 от 04.06.2020 г. с 01.08.2020 г. по 01.08.2021 г. (по адресу <http://www.iprbookshop.ru>) – содержит учебники и учебные пособия, монографии, производственно-практические, справочные издания, а также деловую литературу для практикующих специалистов. В ЭБС включены издания за последние 5 лет по гуманитарным, социальным и экономическим наукам, по остальным отраслям знания - за последние 10 лет.

8.4. Перечень программного обеспечения

№ п/п	Наименование ПО	Реквизиты договора (дата, номер, срок действия)
1	Windows: WinPro 10 RUS Upgrd OLP NL Acdmc	договор № 757 от 04.07.2018, срок действия – бессрочно; контракт № 1653 от 14.12.2018, срок действия – бессрочно
2	Office Standard: Office Stdandard 2013 Russian OLP NL AcademicEdition	договор № 690 от 19.05.2015, 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	«БОЛЬШАЯ ХИМИЧЕСКАЯ АУДИТОРИЯ» Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа. Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа. Учебная аудитория для курсового проектирования (выполнения курсовых работ). Учебная аудитория для проведения групповых и индивидуальных консультаций. Учебная аудитория для проведения занятий текущего контроля и промежуточной аттестации. А-125	Столы ученические трехместные и двухместные моноблоки, стол преподавательский, стул преподавательский, кафедра, доска меловая. экран навесной, проектор, процессор. мышь комп., пульт.
2	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа. Учебная аудитория для проведения групповых и индивидуальных консультаций. Учебная аудитория для проведения занятий текущего контроля и промежуточной аттестации. А-215	Столы ученические двухместные (моноблоки), стол преподавательский, стул преподавательский, доска аудиторная (меловая).
3	Лаборатория «Неорганической химии». Учебная аудитория для проведения лабораторных работ. А-216	Столы лабораторные островные, мойки, столы лабораторные, стол приборный, аквадистиллятор, столы письменные, тумбы, вытяжной шкаф, доска меловая, стол лабораторный с ящиками, сушильные шкафы, табуреты, приборы для электролиза, приборы для изучения эквивалента, термостатированный стакан, приборы для изучения кинетики химических реакций, электроплитки, электронные весы, штативы.
4	Компьютерный класс. Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа. Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа. Учебная аудитория для проведения лабораторных работ. Учебная аудитория для курсового проектирования (выполнения курсовых работ). Учебная аудитория для проведения групповых и индивидуальных консультаций Учебная аудитория для проведения занятий текущего контроля и промежуточной аттестации. УЛК-812	Столы ученические, стол преподавательский, стулья ученические, доска аудиторная (маркерная), ПК с выходом в сеть Интернет.

№ 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
5	Помещение для самостоятельной работы обучающихся Г-401	Столы, стулья, компьютеры.