

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)
Машины и аппараты химических производств

Форма обучения: очно-заочная

Год набора: 2026

Общая трудоемкость: 14 ЗЕ

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр	7	8	Итого
Форма контроля	зачет с оценкой	зачет с оценкой	
Вид занятий			
Лекции	4	4	8
Лабораторные	4	4	8
Практические	6	6	12
Руководство: курсовые работы (проекты) / РГР			
Промежуточная аттестация	0,25	0,25	0,50
Контактная работа	14,25	14,25	28,5
Самостоятельная работа	237,75	237,75	475,5
Контроль			
Итого	252	252	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

04.03.01 Химия

Срок действия рабочей программы дисциплины до «31» августа 2031 г.

УТВЕРЖДЕНО

На заседании центра медицинской химии
(протокол заседания № 1 от «27» 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», «Физическая химия», «Аналитическая химия и основы физико-химических методов анализа» 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	Лекция (Лек1)	Предмет и задачи неорганической химии и химии элементов. Основные понятия и законы химии.	7	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб1)	Определение молярной массы эквивалента металла.	7	2	-	-	Отчет по лабораторной работе №1
	Практическое занятие (Пр1)	Термодинамика химических процессов.	7	2	-	-	Контрольная работа №1
	Самостоятельная работа (Ср1)	Термодинамика химических процессов: внутренняя энергия, энтальпия, закон Гесса энтропия, энергия Гиббса, направление химических процессов. Химическая кинетика. Гомо- и гетерогенные реакции. Влияние концентрации и давления на скорость реакции. Порядок реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Катализ. Особенности кинетики гетерогенных и цепных реакций. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье.	7	70	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
Модуль 2. Строение атома и химическая связь	Лекция (Лек2)	Современное представление о строении атома. Электронное строение атома. Основные характеристики атомов.	7	2	-	-	
	Практическое занятие (Пр2)	Химическая связь.	7	2	-	-	Контрольная работа №2
	Самостоятельная работа (Ср2)	Происхождение и классификация химических элементов. Периодический закон. Структура Периодической таблицы. Периодичность изменения свойств элементов. Распространенность химических элементов. Атомные термы. 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.	7	70	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
Модуль 3. Растворы и электрохимические процессы	Лабораторное занятие (Лаб2)	Растворы электролитов.	7	2	-	-	Отчет по лабораторной работе №2
	Практическое занятие (Пр3)	Электрохимические процессы.	7	2	-	-	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)
	Самостоятельная работа (Ср3)	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. Электродный потенциал. Окислительно-восстановительные реакции: методы электронного баланса и полуреакций. 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.	7	97,75	-	-	
	ПА	Промежуточная аттестация (зачет с оценкой)	7	0,25	-	-	Вопросы к зачету №№ 1-62

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
			Итого:	252			
Модуль 1. Введение в химию элементов. s-элементы	Лекция (Лек2)	Химия элементов 1 и 2 групп Периодической системы.	8	2	-	-	
	Лабораторное занятие (Лаб1)	Свойства s-элементов и их соединений.	8	2	-	-	Отчет по лабораторной работе №1
	Практическое занятие (Пр1)	Координационные соединения.	8	2	-	-	Контрольная работа №1

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Самостоятельная работа (Ср1)	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. Жесткость воды.	8	70	-	-	
Модуль 2. p-элементы	Лекция (Лек2)	Химия элементов 13 группы Периодической системы: бор, алюминий, подгруппа галлия	8	2	-	-	
	Практическое занятие (Пр2)	Элементы 16 группы	8	2	-	-	Контрольная работа №2

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Самостоятельная работа (Ср2)	Химия элементов 14 группы Периодической системы: углерод, кремний, подгруппа германия. Химия элементов 15 группы Периодической системы: азот, фосфор, подгруппа мышьяка. Химия элементов 16 группы Периодической системы: кислород, сера, подгруппа селена. Химия элементов 17 группы Периодической системы: фтор, хлор, подгруппа брома. Химия элементов 18 группы Периодической системы.	8	70	-	-	
Модуль 3. d-элементы	Лабораторное занятие (Лаб2)	Свойства элементов 6, 7 групп и их соединений	8	2	-	-	Отчет по лабораторной работе №2
	Практическое занятие (Пр3)	Элементы 8-10 групп	8	2	-	-	Контрольная работа №2
	Самостоятельная работа (Ср3)	Химия элементов 3-12 групп Периодической системы Химия элементов 5 группы Периодической системы. Химия лантаноидов и актиноидов.	8	97,75	-	-	

Модуль (раздел)	Вид учебной работы	Наименование тем занятий (учебной работы)	Семестр	Объем, ч.	Баллы	Интерактив, ч.	Формы текущего контроля (наименование оценочного средства)
	Промежуточная аттестация (ПА)	Промежуточная аттестация (зачет с оценкой)	8	0,25	-	-	Вопросы к зачету с оценкой №№1-59
Итого:				252			

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

Тема лекционного занятия:

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

Тема практического занятия:

Термодинамика химических процессов.

Тема лабораторного занятия:

Определение молярной массы эквивалента металла.

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 м^3 . Приведите объем этого газа к н.у.
 8. Чему равна масса 1 моль эквивалентов олова в реакциях его восстановления: а) $\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$; б) $\text{Sn}^{4+} + 4e = \text{Sn}^0$
 9. Рассчитайте молярную массу эквивалента железа в соединениях его с кислородом, содержащих а) 70 и б) 77,8% железа.
 10. Определите эквивалент и молярную массу эквивалента ионов железа в приведенных реакциях: а) $\text{Fe}^{3+} + 1e = \text{Fe}^{2+}$; б) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$
 11. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если 0,029 г его вытесняют из кислоты 30 мл водорода (н.у.).
 12. 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 м^3 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 $\Delta H_p^0 = -293 \text{ кДж}$, $\Delta S_p^0 = 27 \text{ Дж/К}$.
 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 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$; $\Delta H_p^0 = -92 \text{ кДж}$ в сторону прямой реакции?
 20. Вычислите исходные концентрации веществ, если равновесные концентрации известны: $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$, $[\text{NO}]=1,5 \text{ моль/л}$, $[\text{Cl}_2]=1 \text{ моль/л}$, $[\text{NOCl}]=0,5 \text{ моль/л}$.
 21. Определите энергию активации реакции, если константа скорости реакции при 283 K составляет 0,4, а при 303 K – 1,8.

Модуль 2. Строение атома и химическая связь

Тема лекционного занятия:

Современное представление о строении атома. Электронное строение атома. Основные характеристики атомов.

Тема практического занятия:

Химическая связь.

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

Тема практического занятия:

Электрохимические процессы.

Тема лабораторного занятия:

Растворы электролитов.

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 рН а) 0,1 М раствора КОН и б) 0,1 М раствора NH_4OH ($K_d = 1,74 \cdot 10^{-5}$).
9. Определите растворимость гидроксида алюминия, если его $\text{PP} = 5,7 \cdot 10^{-32}$.
10. Рассчитайте осмотическое давление 0,002 М раствора бензола при температуре 17°C .
11. Напишите гидролиз следующих солей и определите среду их водных растворов: NaNO_3 , ZnCl_2 , Na_2S , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
12. 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 $\text{pH}=0$ и $\text{pH}=14$ устойчивые формы и формы, склонные к диспропорционированию.
14. Постройте диаграммы Фроста для азота при $\text{pH}=0$ и $\text{pH}=14$ 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

Тема лекционного занятия:

Химия элементов 1-2 групп Периодической системы.

Тема практического занятия:

Координационные соединения.

Тема лабораторного занятия:

Свойства s-элементов и их соединений.

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 трехэлементных 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 трехэлементные 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;

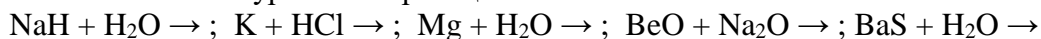
- ответить на контрольные вопросы:

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: диацетатодибромокупрат (II) калия; йододиазотсеребро (I).

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

4. Составить уравнения реакций:



5. Написать процессы получения лития, натрия, калия электролизом расплавов их солей с угольными электродами.
6. Сравнить химическую активность s-элементов в группах с увеличением порядкового номера элемента.
7. Какие металлы называются щелочными и почему? Что общего в строении внешних электронных оболочек имеют атомы щелочных металлов?
8. Написать уравнения гидролиза: а) карбоната натрия; б) фосфата калия.
9. Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
а) $K \rightarrow KOH \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow KHCO_3 \rightarrow KNO_3$
б) $NaCl \rightarrow HCl \rightarrow KCl \rightarrow K \rightarrow KOH$
10. Какие вещества в технике называют: кальцинированной содой, кристаллической содой, пищевой содой, каустической содой?
11. Что общее имеют в строении внешних электронных оболочек атомы металлов ПА-группы?
12. Написать уравнения реакций при помощи которых можно осуществить превращения:
а) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO$
б) $Mg \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow MgSO_4$
13. Почему при изучении свойств элементов ПА-группы выделяют бериллий, магний и остальные элементы, называемые щелочно-земельными?
14. Составить схему электролиза: а) раствора $CaCl_2$; б) расплава $MgCl_2$.

Модуль 2. p-элементы

Тема лекционного занятия:

Химия элементов 13 группы Периодической системы: бор, алюминий, подгруппа галлия.

Тема практического занятия:

Элементы 16 группы.

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 p-элементов;
- составлять уравнения химических реакций с участием p-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 p-элементов; способах получения p-элементов и их соединений; применении p-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

Тема практического занятия:

Элементы 8-10 групп.

Тема лабораторного занятия:

Свойства элементов 6, 7 групп и их соединений.

Изучив данный модуль, студент должен:

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

знать:

- основные физические свойства d-элементов;
- химические свойства d-элементов;

- способы получения d-элементов и их соединений;
- применение d-элементов и их соединений.

уметь:

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

Методические рекомендации по изучению модуля

При освоении модуля необходимо:

- изучить учебный материал по соответствующему модулю дисциплины, используя лекционный материал и литературу по данной тематике;
- акцентировать внимание на: свойствах d-элементов; способах получения d-элементов и их соединений; применении d-элементов и их соединений;
- ответить на контрольные вопросы:
 1. Написать электронные формулы меди, серебра, золота.
 2. В чем можно растворить элементы подгруппы меди? Написать соответствующие уравнения реакций.
 3. Составить схему электролиза сульфата меди (II) на серебряных электродах.
 4. На каких реакциях основано применение солей серебра в фотографии?
 5. Указать среди перечисленных реакций те, в которых выделяется водород: а) цинк + гидроксид калия; б) ртуть + соляная кислота; в) цинк + серная кислота (разб.); г) кадмий + азотная кислота (разб.). Составить уравнения реакций.
 6. В чем можно растворить гидроксид цинка?
 7. Какое вещество можно использовать для следующих превращений: а) цинк → цинкат натрия; б) нитрат ртути (II) → оксид ртути (II). Составить уравнения реакций.
 8. Какие соединения образуются при растворении гидроксидов цинка и кадмия в растворе аммиака? Составить уравнения реакций.
 9. Какие вещества образуются при гидролизе хлоридов элементов подгруппы титана?
 10. Возможно ли существование в водных растворах ионов Ti^{4+} , Zr^{4+} , Hf^{4+} .
 11. Как можно перевести в растворимое состояние TiO_2 и ZrO_2 ?
 12. Дописать уравнения реакций: а) $TiCl_2 + HCl \rightarrow$; б) $TiO_2 + BaCO_3 \rightarrow$; в) $TiCl_4 + H_2O \rightarrow$.
 13. Какие простые и сложные ионы образует ванадий? Привести их состав и заряд.
 14. Привести структуру атома ванадия в нейтральном состоянии и в степени окисления, в которой ванадий является гомологом фосфора.
 15. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов ванадия в следующем ряду: VO , V_2O_3 , VO_2 , V_2O_5 ?
 16. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций:
а) $KVO_3 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow$; б) $K_2Cr_2O_7 + H_2O + VOSO_4 \rightarrow$.
 17. Дихроматы устойчивы в кислой среде, хроматы – в щелочной. При изменении реакции среды происходит взаимное превращение хроматов и дихроматов. Составить в ионной форме уравнения реакций взаимодействия: дихромата калия и гидроксида калия; хромата калия и серной кислоты.
 18. Составить уравнение реакции разложения при нагревании дихромата аммония. К какому типу реакций относится этот процесс?
 19. Как изменяется устойчивость соединений хрома, молибдена и вольфрама в высшей степени окисления? Привести примеры окислительно-восстановительных реакций, в которые вступают эти соединения.
 20. Какой продукт получается при подкислении раствора молибдата аммония?

21. Написать электронные и электронно-графические формулы Mn^0 , Mn^{+4} , Mn^{+7} .
22. Привести уравнения реакций, показывающие отношение металлов VIIБ-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) $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$; б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; в) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
26. Дописать уравнение реакции и подобрать коэффициенты: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{t}$.
27. Уравнениями реакций доказать двойственный характер окислительно-восстановительных свойств ионов: Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} .
28. Привести уравнения реакций, показывающие отношение металлов VIIБ-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 №№1-2 Контрольные работы №№1-3 Вопросы к зачету с оценкой №№1-62
2	ОПК-1	Отчеты по лабораторным работам №№1-2 Контрольные работы №№1-3 Вопросы к зачету с оценкой №№1-59

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 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 уравнильной склянки или бюретки (3).

1. В одно из колен пробирки Оствальда (2) поместите навеску металла, полученную у лаборанта.

2. В другое колено на 1/4 часть его объёма налейте раствор соляной кислоты.

3. Плотно закройте пробирку Оствальда (2) пробкой и закрепите её в штативе.

4. Проверьте прибор на герметичность, для чего 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.

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.

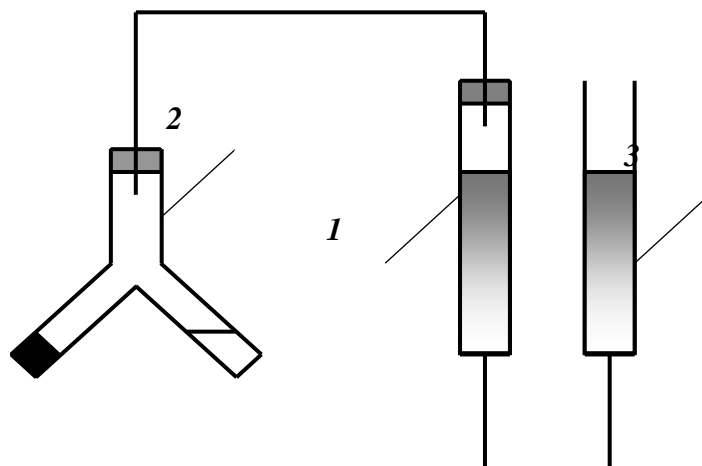


Рисунок 1. Схема прибора для определения молярной массы эквивалента металла: 1 – измерительная бюретка, 2 – двухколенная пробирка Оствальда, 3 – уравнивающая бюретка

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 №2 «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 CH_3COONa .
4. Перемешайте раствор и сравните цвет полученного раствора с цветом в контрольной пробирке.
5. Напишите уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение константы её диссоциации.

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

Опыт 3. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов

а) в сторону образования слабого электролита

1. Налейте в две пробирки по 5-7 капель 2 н. раствора гидроксида натрия.
2. В каждую добавьте по одной капле фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в малиновый цвет?
3. В одну пробирку добавляйте по каплям 2 н. раствора соляной кислоты, во вторую – 2 н. раствора уксусной кислоты до обесцвечивания раствора (количество израсходованных капель кислот отсчитать!).
4. Чем объясняется исчезновение окраски? В каком случае обесцвечивание раствора наступило быстрее? Почему равновесие ионного процесса смещается в сторону образования воды при наличии в левой части равенства малодиссоциированных молекул уксусной кислоты?

б) в сторону образования малорастворимого вещества

1. В одну пробирку внесите 10 капель раствора хлорида кальция, в другую 10 капель хлорида стронция.
2. Добавьте по 5-6 капель раствора серной кислоты. В обеих ли пробирках выпал осадок? Объясните различия, пользуясь величинами ПР для сульфатов кальция и стронция.
3. Добавьте в пробирку с раствором соли кальция 3-4 капли концентрированной серной кислоты. Наблюдайте образование осадка и объясните причину его выпадения.
4. Вычислите концентрации ионов SO_4^{2-} , необходимые для осаждения ионов Ca^{2+} и Sr^{2+} из растворов равной (1 М) концентрации, если $PP_{\text{CaSO}_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$, $PP_{\text{SrSO}_4} = 2,8 \cdot 10^{-7}$.

Опыт 4. Гидролиз солей

а) Определение pH растворов солей

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

б) Влияние температуры на степень гидролиза соли

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

6. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

в) Влияние изменения pH среды на степень гидролиза соли

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

г) Необратимый гидролиз солей

1. В пробирку налейте 6-8 капель раствора нитрата алюминия.
2. Добавьте такой же объем раствора карбоната натрия.

3. Отметьте образование осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков оксида углерода (IV).
4. Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

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

Лабораторная работа №1 «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 №2 «Свойства элементов 6, 7 групп и их соединений»

Цель: ознакомление с химическими свойствами элементов VIIБ и VIВ 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)

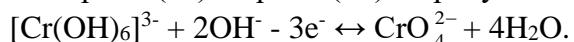
Внести в пробирку 5-6 капель раствора соли хрома (III) и приливать к нему по каплям раствор щелочи до появления осадка. Отметить его цвет. Составить уравнение реакции.

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 .

Критерии оценки отчетов к лабораторным работам:

- «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.

1.2.2. Контрольная работа

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

Типовые примеры заданий

Тема «Термодинамика химических процессов» (контрольная работа №1)

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 $\text{TiO}_{2(\text{к})}$ алюминием при 1500°C по реакции: $\text{TiO}_{2(\text{к})} + \text{Al}_{(\text{к})} \rightarrow \text{Ti}_{(\text{к})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$.

Задание 3. Рассчитайте количество тепловой энергии, выделяющейся при сгорании 20 м³ газовой смеси, содержащей 20 об. % этана C_2H_6 и 80 об. % пропана C_3H_8 .

Задание 4. Рассчитайте теплотворную способность бутана C_4H_{10} .

Задание 5. При взаимодействии сероводорода и диоксида углерода в газовой фазе образуются пары воды и сероуглерода CS_2 . Рассчитайте тепловой эффект реакции.

Тема «Химическая связь» (контрольная работа №2)

Вариант 1

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

Задание 1. Определите тип связи в молекулах.

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

Задание 3. Для третьей молекулы рассмотрите гибридизацию центрального атома.

Задание 4. Определите пространственное строение молекул.

Задание 5. Составьте структурные формулы веществ.

Тема «Электрохимические процессы» (контрольная работа №3)

Вариант 1

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

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

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 «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 16 группы» (контрольная работа №2)

Вариант 1

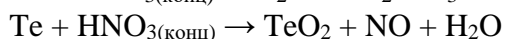
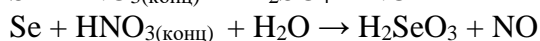
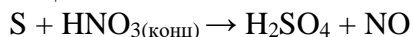
Задание 1. Опишите состав атмосферного воздуха. Какой объем при н.у. занимает 10 г чистого кислорода и какой объем занимает при таких же условиях воздух, содержащий 10 г кислорода? Чему равна масса кислорода в 10 л чистого вещества и в таком же объеме воздуха?

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 8-10 групп» (контрольная работа №3)

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 гидроксид 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 %?

Критерии оценки контрольных работ:

Контрольная работа состоит из 5 заданий.

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

1.3. 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.

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

54. Законы Фарадея.
55. Потенциалы электрохимической системы. Двойной электрический слой.
56. Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Уравнение Нернста.
57. Химические и концентрационные гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби.
58. Электролиз. Потенциал разложения, последовательность процессов на электродах.
59. Классификация коррозионных сред, разрушений и процессов. Показатели скорости коррозии.
60. Химическая коррозия: виды и разновидности.
61. Электрохимическая коррозия: причины и механизм возникновения.
62. 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.
8. Применение элементов 1, 2 групп и их соединений.
9. Жёсткость воды: карбонатная, некарбонатная, общая.
10. Методы устранения жесткости воды.
11. Элементы 13 группы Периодической системы: общая характеристика, способы получения.
12. Химические соединения элементов 13 группы: гидриды, карбиды, нитриды, оксиды и гидроксиды, соли.
13. Применение элементов 13 группы и их соединений.
14. Элементы 14 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов, простые вещества, способы получения.
15. Соединения углерода.
16. Кремний и его соединения.
17. Элементы подгруппы германия и их соединения.
18. Применение элементов 14 группы и их соединений.
19. Элементы 15 группы. Общая характеристика элементов, простые вещества, способы получения.
20. Азот и его соединения с отрицательными степенями окисления.
21. Соединения азота с положительными степенями окисления.
22. Фосфор и его соединения.
23. Элементы подгруппы мышьяка и их соединения.
24. Применение элементов 15 группы и их соединений.
25. Элементы 16 группы (халькогены). Общая характеристика элементов, способы получения.
26. Кислород: аллотропные модификации. Соединения кислорода.
27. Сера и её соединения (сероводород, оксиды серы, кислоты).

28. Элементы подгруппы селена, их соединения.
29. Применение элементов 16 группы и их соединений.
30. Элементы 17 группы (галогены). Общая характеристика. Простые вещества и их свойства.
31. Фтор и его соединения.
32. Соединения хлора (водородные соединения, кислородные соединения).
33. Соединения подгруппы брома (водородные соединения, кислородные соединения).
34. Межгалогенные соединения.
35. Применение галогенов и их соединений.
36. Элементы 18 группы Периодической системы. Общая характеристика, простые вещества.
37. Соединения благородных газов. Применение.
37. Элементы 3 группы Периодической системы. Элементы подгруппы скандия и их соединения.
38. Лантаноиды: общая характеристика, свойства, получение и применение.
39. Актиноиды: общая характеристика, свойства, получение и применение.
40. Элементы 4 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства.
41. Соединения элементов 4 группы. Применение.
42. Элементы 5 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их свойства.
43. Соединения элементов 5 группы (оксиды и гидроксиды, соли). Применение.
44. Элементы 6 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Свойства простых веществ.
45. Соединения хрома, окислительно-восстановительные свойства соединений хрома, применение.
46. Соединения молибдена и вольфрама. Гетерополиоксиды. Применение.
47. Элементы 7 подгруппы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Химические свойства простых веществ.
48. Соединения элементов 7 группы (II), соединения элементов 7 группы (IV), соединения элементов 7 группы (VI и VII). Сравнительная характеристика окислительных свойств соединений марганца (VII).
49. Элементы семейства железа. Общая характеристика. Получение. Химические свойства простых веществ.
50. Соединения железа, кобальта, никеля (оксиды, гидроксиды железа). Применение.
51. Платиновые металлы. Общая характеристика элементов. Получение. Простые вещества и их химические свойства.
52. Соединения платиновых металлов (оксиды и гидроксиды; соли кислородных соединений, галогениды).
53. Комплексные соединения платиновых металлов.
54. Сравнение свойств элементов семейства железа и платиновых металлов. Применение платиновых металлов.
55. Элементы 11 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Простые вещества и их химические свойства.
56. Соединения элементов подгруппы меди. Применение.
57. Элементы 12 группы Периодической системы. Общая характеристика элементов. Получение. Химические свойства простых веществ.
58. Соединения элементов подгруппы цинка (кислородные соединения, сульфиды, галогениды, цианиды и др.). Применение.
59. Сравнительная характеристика карбонильных комплексов d-металлов. Строение и свойства карбонильных комплексов d-металлов.

Задачи/задания к зачету с оценкой

Семестр 1

- Из 3,85 г нитрата металла получено 1,60 г его гидроксида. Определите металл.
- 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 $C_2H_5OH_{(ж)}$.
- 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 $750^{\circ}C$. Рассчитайте температуру равной вероятности прямого и обратного процесса. Сделайте вывод о направлении процесса выше и ниже этой температуры.
- Энергия активации равна 10 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 27 до $37^{\circ}C$?
- Используя термодинамические данные рассчитайте константу равновесия системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ при $450^{\circ}C$ (зависимостью ΔH и ΔS от температуры пренебречь).
- Вычислите осмотическое давление 4% раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ при $20^{\circ}C$, если плотность раствора равна $1,014 \text{ г/см}^3$.
- Определите pH 0,05 н. K_2SO_3 . Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза.
- Рассчитайте pH 0,5% раствора HCN. Плотность раствора считать равной 1 г/мл.
- Вычислите потенциал водородного электрода в 0,005 М растворе соляной кислоты.
- При электролизе водного раствора $CuCl_2$ на аноде выделилось 200 мл газа (н.у.). Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде. Напишите уравнения электродных процессов.
- Уравняйте окислительно-восстановительные реакции методом полуреакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции:
 $HClO_4 + H_2SO_3 \rightarrow HCl + H_2SO_4$
 $KMnO_4 + NO + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + NO_2 + K_2SO_4 + H_2O$
 $Cr(NO_3)_3 + NaBiO_3 + HNO_3 \rightarrow H_2Cr_2O_7 + Bi(NO_3)_3 + NaNO_3 + H_2O$
 $H_2C_2O_4 + KMnO_4 \rightarrow CO_2 + K_2CO_3 + MnO_2 + H_2O$
- Определите направление окислительно-восстановительной реакции, описанной следующими полуреакциями, и составьте уравнение:
 $ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2e \rightarrow Zn + 4OH^-$; $\varphi^0 = -1,22 \text{ В}$
 $CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e \rightarrow Cr(OH)_3 + 5OH^-$; $\varphi^0 = -0,13 \text{ В}$
- 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 значения стандартных электродных потенциалов для всех возможных переходов с составлением полуреакций для каждого перехода; формы, склонные к диспропорционированию; формы, не существующие в данной среде.
- 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.
- 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 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)

$N_2 \xrightarrow{-3,09 B} N_3^- \xrightarrow{-1,26 B} NH_3OH^+ \xrightarrow{1,41 B} N_2H_5^+ \xrightarrow{1,28 B} NH_4^+$, 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 M 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: $C_{(т.)} + H_2O \rightleftharpoons CO + H_2$.

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

1. Определите тип гибридизации в комплексах с монодентатными лигандами и центральными атомами sp - и d^{10} -элементов, а также изобразите их геометрическую форму: $[\text{Pb}(\text{OH})_3]^-$, $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{SbF}_4]^-$, $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$, $[\text{Be}(\text{py})_2\text{I}_2]$.

2. Составьте энергетическую диаграмму образования связей, определите тип гибридизации комплексов $3d$ -элементов с октаэдрическим полем лигандов и укажите число неспаренных d -электронов: $[\text{Cr}(\text{NCS})_6]^{3-}$, $[\text{TiF}_6]^{2-}$, $[\text{V}(\text{NH}_3)_5\text{NH}_2]^{2+}$.

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:
23. $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$, $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{As}(\text{Cl})\text{F}_3]^-$, $[\text{ClO}_2\text{F}_2]^+$, $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$.
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:
30. $[\text{B}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{SnCl}_3]^-$, $[\text{IO}_3\text{F}_4]^-$, $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$.
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	зачет с оценкой	«отлично»	студент имеет оценки «зачтено» за отчеты по лабораторным работам №№1,2 и контрольным работам №№1-3, дает полный, развернутый ответ на 2 вопроса зачетного билета из 2-х и правильно решает зачетную задачу
		«хорошо»	студент имеет оценки «зачтено» за отчеты по лабораторным работам №№1,2 и контрольным работам №№1-3, дает практически правильный ответ на 2 вопроса зачетного билета из 2-х и правильно решает зачетную задачу

Семестр	Форма проведения промежуточной аттестации	Критерии и нормы оценки	
		«удовлетворительно»	студент имеет оценки «зачтено» за отчеты по лабораторным работам №№1,2 и контрольным работам №№1-3 или по одной из лабораторных работ и двум контрольным работам, дает правильный ответ на 1 вопрос зачетного билета из 2-х или допускает существенные погрешности при ответе на 2 вопроса зачетного билета из 2-х или не решает зачетную задачу
		«неудовлетворительно»	студент не имеет оценок «зачтено» за отчеты по лабораторным работам №№1,2 и контрольным работам №№1-3, не отвечает вопросы зачетного билета и не решает зачетную задачу
2	зачет с оценкой	«отлично»	студент имеет оценки «зачтено» за отчеты по лабораторным работам №№1,2 и контрольным работам №№1-3, дает полный, развернутый ответ на 2 вопроса зачетного билета из 2-х и правильно решает зачетную задачу
		«хорошо»	студент имеет оценки «зачтено» за отчеты по лабораторным работам №№1,2 и контрольным работам №№1-3, дает практически правильный ответ на 2 вопроса зачетного билета из 2-х и правильно решает зачетную задачу
		«удовлетворительно»	студент имеет оценки «зачтено» за отчеты по лабораторным работам №№1,2 и контрольным работам №№1-3 или по одной из лабораторных работ и двум контрольным работам, дает правильный ответ на 1 вопрос зачетного билета из 2-х или допускает существенные погрешности при ответе на 2 вопроса зачетного билета из 2-х или не решает зачетную задачу

Семестр	Форма проведения промежуточной аттестации	Критерии и нормы оценки	
		«неудовлетворительно»	студент не имеет оценок «зачтено» за отчеты по лабораторным работам №№1,2 и контрольным работам №№1-3, не отвечает вопросы зачетного билета и не решает зачетную задачу

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

1.1. 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»

1.2. 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»

1.3. 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.

1.4. 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

1.5. 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 бен-чсистемы 6 местные, парты раскладные пластиковые, стулья для парт, кафедра – 1 шт., стол преподавательский, доска меловая, экран навесной, проектор, ПК.
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	Помещение для самостоятельной работы студентов. Г-401	Столы, стулья, компьютеры.