Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Кубанский государственный университет»
Факультет химии и высоких технологий

УТВЕРЖДАЮ:
Проректор по учебной работе, качеству образования – первый проректор
_____Хагуров Т.А.
«_02_» _июня_ 2026 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.О.16 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Специальность	04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия
Направленность (профиль)	Органическая и медицинская химия
Форма обучения	очная
Квалификация	химик

Краснодар 2026

Рабочая программа дисциплины «Неорганическая химия» составлена в соответствии с федеральным государственным стандартом высшего образования (ФГОС ВО) по направлению подготовки 04.05.01 – Фундаментальная и прикладная химия.

Программу составили:
Н.Н. Буков, профессор кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии, д-р хим. наук

Н.В. Пащевская, доцент кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии, канд. хим. наук

Рабочая программа дисциплины «Неорганическая химия» утверждена на заседании кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии
протокол №10 «27» апреля 2026 г.
Заведующий кафедрой Волынкин В.А.

Утверждена на заседании учебно-методической комиссии факультета химии и высоких технологий
протокол №7 «29» апреля 2026 г.
Председатель УМК факультета Беспалов А.В.

Рецензенты:
Р.В. Горохов, заместитель начальника отдела технологии переработки Управления научно-технического сопровождения ООО «Газпром инвест», кандидат хим. наук, доцент

В.А. Исаев, профессор кафедры физики и информационных систем Кубанского государственного университета, доктор физико-математических наук, доцент

1 Цели и задачи изучения дисциплины (модуля).

1.1 Цель освоения дисциплины.

формирование у обучающихся современных представлений о строении, свойствах неорганических соединений, закономерностях протекания химических процессов в неорганических соединениях и определение роли предметных знаний в формировании системы компетенций химика для эффективной адаптации в условиях будущей профессиональной среды.

1.2 Задачи дисциплины.

– Сформировать теоретический фундамент современной химии как единой, логически связанной системы.

– Расширить и закрепить базовые понятия химии, необходимые для дальнейшего изучения аналитической, органической и физической химии.

– Сформировать системный подход к рассмотрению и описанию химических явлений, решению прикладных задач, самостоятельной работы с научно-технической литературой.

– Развить способности к творчеству, в том числе к научно-исследовательской работе, и выработать потребность к самостоятельному приобретению знаний.

1.3 Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы.

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к дисциплинам обязательной части блока Б1 учебного плана специальности 04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия» и логично связана с одновременно изучаемыми дисциплинами «Введение в термодинамику», «Математика», «Физика» и др. В соответствии с рабочим учебным планом дисциплина изучается в 1, 2 семестрах на 1 курсе. Вид промежуточной аттестации: в 1-м семестре – экзамен, в 2-м семестре - экзамен.

Освоение дисциплины «Неорганическая химия» необходимо как предшествующее дисциплинам обязательной части «Аналитическая химия», «Физическая химия», «Органическая химия», «Химическая технология», а также дисциплин части, формируемой участниками образовательных отношений учебного плана подготовки по специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия.

1.4 Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы.

Изучение данной учебной дисциплины направлено на формирование у обучающихся следующих компетенций:

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения по дисциплине
ОПК-1. Способен анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	
ИОПК-1.1. Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов	Знает основы современных теорий в области общей и неорганической химии; свойства химических элементов и их соединений и закономерности их изменения по периодам и подгруппам Периодической системы на основе теорий о строении атомов, молекул и немолекулярных веществ; методы получения неорганических веществ из природных объектов; базовые представления химической термодинамики и кинетики, химического

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения по дисциплине
	равновесия, кислотно-основных и окислительно-восстановительных процессов.
	Умеет количественно описывать явления и закономерности в неорганических системах на основе базовых законов общей и неорганической химии.
	Владеет методами анализа результатов химических измерений на основе системы фундаментальных химических понятий, базовых знаний фундаментальных разделов химии.
ИОПК-1.2. Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии	Знает методы изучения и анализа свойств неорганических веществ и материалов, механизмы и закономерности протекания химических процессов.
	Умеет проводить качественный и количественный анализ химического состава веществ с использованием расчетных методов определения физико-химических величин.
	Владеет расчетными методами определения физико-химических величин при решении прикладных химических задач
ИОПК-1.3. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	Знает этапы планирования, проведения и описания химического эксперимента с целью изучения реакционной способности веществ и материалов.
	Умеет проводить поиск литературных данных и сравнительный анализ результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ
	Владеет методами комплексного системного подхода к рассмотрению химических процессов и свойств неорганических веществ и материалов

Результаты обучения по дисциплине достигаются в рамках осуществления всех видов контактной и самостоятельной работы обучающихся в соответствии с утвержденным учебным планом.

Индикаторы достижения компетенций считаются сформированными при достижении соответствующих им результатов обучения.

2. Структура и содержание дисциплины.

2.1 Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ.

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 10 зач.ед. (360 часа), их распределение по видам работ представлено в таблице

Вид учебной работы	Всего часов	Семестры (часы)	
		1	2
Контактная работа, в том числе:	**240,6**	**120,3**	**120,3**
Аудиторные занятия (всего):	**236**	**118**	**118**

Занятия лекционного типа		136	68	68
Лабораторные занятия		-	-	-
Занятия семинарского типа (семинары, практические занятия)		100	50	50
Иная контактная работа:		**4,6**	**2,3**	**2,3**
Контроль самостоятельной работы (КСР)		4	2	2
Промежуточная аттестация (ИКР)		0,6	0,3	0,3
Самостоятельная работа, в том числе:		**57**	**24**	**33**
Проработка учебного (теоретического) материала		27	10	10
Подготовка к лабораторным работам		-	-	-
Подготовка к текущему контролю		30	14	23
Контроль:		**62,4**	**35,7**	**26,7**
Подготовка к экзамену		62,4	35,7	26,7
Общая трудоемкость	**час.**	**360**	**216**	**144**
	в том числе контактная работа	**240,6**	**120,3**	**120,3**
	зач. ед	**10**	**5**	**5**

2.2 Содержание дисциплины:

Распределение видов учебной работы и их трудоемкости по разделам дисциплины.

Разделы (темы) дисциплины, изучаемые в 1 семестре

№	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	СРС
1	2	3	4	5	6	7
1.	Основные понятия и законы химии	17	6	8	-	3
2.	Энергетика и направление химических процессов	21	10	8	-	3
3.	Химическая кинетика	21	10	8	-	3
4.	Многокомпонентные системы; растворы	21	10	8	-	3
5.	Окислительно-восстановительные реакции	17	10	4	-	3
6.	Строение атома. Периодический закон и периодическая система	20	10	7	-	3
7.	Состав атомного ядра, радиоактивность	5	2	-	-	3
8.	Химическая связь	20	10	7	-	3
Итого по разделам дисциплины		142	68	50	-	24

Примечание: Л – лекции, ПЗ – практические занятия / семинары, ЛР – лабораторные занятия, СРС – самостоятельная работа студента

Разделы (темы) дисциплины, изучаемые в 2 семестре

№	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Внеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	СРС
1	2	3	4	5	6	7
9.	Водород, его соединения	5	2	2	-	1
10.	p-элементы VII группы	12	6	4	-	2
11.	p-элементы VI группы	12	6	4	-	2
12.	p-элементы V группы	10	4	4	-	2

13.	p-элементы IV группы	10	4	4	-	2
14.	p-элементы III группы	8	2	4	-	2
15.	s-элементы II группы	6	2	2	-	2
16.	s-элементы I группы	6	2	2	-	2
17.	Инертные газы	4	2	-	-	2
18.	Комплексные соединения	12	6	4	-	2
19.	d-элементы IV группы	8	4	2	-	2
20.	d-элементы V группы	10	4	4	-	2
21.	d-элементы VI группы	10	4	4	-	2
22.	d-элементы VII группы	8	4	2	-	2
23.	d-элементы VIII группы	8	4	2	-	2
24.	d-элементы I группы	7	4	2	-	1
25.	Элементы побочной подгруппы II группы	7	4	2	-	1
26.	Элементы побочной подгруппы III группы	7	4	2	-	1
Итого по разделам дисциплины		151	68	50	-	33
	Итого по дисциплине:	293	136	100	-	57

2.3 Содержание разделов (тем) дисциплины:

2.3.1 Занятия лекционного типа.

№	Наименование раздела (темы)	Содержание раздела (темы)	Форма текущего контроля
1	2	3	4
1.	**Основные понятия и законы химии**	Атомно-молекулярная теория. Основные стехиометрические законы. Газовые законы. Понятие о химическом эквиваленте, закон эквивалентов. Определение атомных масс элементов.	Устный опрос Контрольная работа 1
2.	**Энергетика и направление химических процессов**	Понятия: термодинамическая система, параметры (функции) состояния. Внутренняя энергия, теплота, работа. Первый закон термодинамики, применение в химии: закон Гесса, следствия из закона Гесса. Стандартное состояние вещества, стандартные энтальпии образования. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса, цикл Борна-Габера. Понятие о равновесных процессах в химической термодинамике. Самопроизвольное и несамопроизвольное протекание процессов. Второй закон термодинамики. Изменение энтропии в различных процессах (химическая реакция, нагревание вещества, фазовый переход, расширение газа). Вероятностная трактовка понятия “энтропия”, уравнение Больцмана. Третий закон термодинамики (постулат Планка). Расчет абсолютных значений энтропии. Критерии самопроизвольного протекания химических процессов в различных системах. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Понятие	Устный опрос Контрольная работа 2 Коллоквиум

		о химическом потенциале. Термодинамический вывод закона действующих масс. Уравнение изотермы химической реакции.	
1	2	3	4
3.	**Химическая кинетика**	Скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Механизм реакции. Порядок и молекулярность реакции. Кинетические кривые реакций первого и второго порядков, определение константы скорости и порядка реакции по экспериментальным данным. Зависимость скорости реакции от температуры: правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Представление о теории активных столкновений и теории активированного комплекса, физический смысл предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса. Катализ. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.	Устный опрос Контрольная работа 2 Коллоквиум
4.	**Многокомпонентные системы; растворы**	Гетерогенные равновесия. Понятие о фазе, независимом компоненте, числе степеней свободы. Основной закон гетерогенного равновесия (правило фаз Гиббса). Диаграммы состояния, фазовая диаграмма воды. Диаграммы состав – свойства для процесса кристаллизации в двухкомпонентных системах различного вида. Твердые растворы. Жидкие растворы. Способы выражения состава раствора. Растворимость. Энергетика процессов растворения, влияние энтальпийного и энтропийного факторов. Идеальные растворы. Закон Рауля. Кипение и замерзание растворов. Определение молекулярной массы в эбулиоскопическом и криоскопическом методе. Осмос. Осмотическое давление. Отклонения растворов от идеальности. Активность. Коэффициент активности. Электролитическая диссоциация. Изотонический коэффициент. Теория Дебая – Хюккеля для растворов электролитов. Сильные и слабые электролиты. Диссоциация слабых электролитов. Константа и степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Равновесие между раствором электролита и осадком. Произведение растворимости. Условие выпадения осадка. Солевой эффект. Диссоциация воды. Водородный показатель. Расчет pH растворов кислот и оснований. Гидролиз солей, расчет pH растворов гидролизующихся солей, условия протекания «необратимого» гидролиза. Буферные растворы, расчет pH, буферная емкость. Основные положения протолитической теории Бренстеда-Лоури, применение к реакциям нейтрализации, диссоциации,	Устный опрос Контрольная работа 3

		гидролиза, протекающим в водных растворах; сопряженные пары кислот и оснований. Применение теории Бренстеда-Лоури к	
1	2	3	4
		неводным растворам. Теория Льюиса. Основные понятия теории Пирсона, жесткие и мягкие кислоты и основания, применение теории к реакциям комплексообразования, объяснение устойчивости комплексов.	
5.	**Окислительно-восстановительные реакции**	Окислительно-восстановительные процессы как реакции переноса электрона. Окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах методом ионно-молекулярных полуреакций. Количественные характеристики окислительно-восстановительных переходов. Электродные потенциалы металлов. Гальванический элемент. Водородный электрод и водородный нуль отсчета потенциалов. Стандартные условия и стандартный потенциал полуреакции. Таблицы стандартных восстановительных потенциалов. Использование табличных данных для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций в стандартных условиях. Уравнения Нернста для потенциала электрода и для редокс-реакции. Влияние pH на величину потенциалов водородного, кислородного и других электродов. Участие воды в реакциях в качестве окислителя и восстановителя, зависимость от pH. Схемы Латимера. Электролиз растворов и расплавов, процессы, протекающие на катоде и аноде, учет влияния плотности тока на электродный потенциал. Коррозия металлов, механизм электрохимической коррозии, способы защиты от коррозии.	Устный опрос Решение задач, Контрольная работа 4
6.	**Строение атома. Периодический закон и периодическая система**	Развитие представлений о строении атома. Модели Томсона, Резерфорда, постулаты Бора. Квантово-корпускулярный дуализм, гипотеза де Бройля, волновая природа электрона, принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция электрона. Уравнение Шредингера. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции. Понятие о квантовых числах. Порядок заполнения электронных оболочек. Зависимость энергии орбиталей от главного и орбитального квантовых чисел. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского. Периодический закон. Периодическая система Менделеева. Свойства атомов: радиус, энергия	Устный опрос Коллоквиум Решение упражнений и задач. Контрольная работа 5

		ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность (по Полингу, Малликену, Олреду-Рохову), валентность и	
1	2	3	4
		степень окисления. Периодичность в изменении свойств атомов химических элементов. Общие свойства различных классов химических элементов.	
7.	**Состав атомного ядра, радиоактивность**	Состав атомного ядра. Дефект массы. Зависимость устойчивости ядер от числа нуклонов. Радиоактивность. Зависимость скорости радиоактивного распада от числа частиц. Период полураспада. Ядерные реакции. Реакции деления и синтеза ядер.	Устный опрос Коллоквиум Контрольная работа 5
8.	**Химическая связь**	Природа химической связи. Типичная зависимость потенциальной энергии системы от межъядерного расстояния. Характеристики химической связи: энергия, длина. Ионная связь. Расчет энергии ионной связи и энергии кристаллической решетки. Влияние размеров ионов и их заряда на степень ионности связи, правило Фаянса. Основные положения метода валентных связей (ВС). Способ построения волновой функции молекулы. Объяснение причины устойчивости молекул в методе ВС. Направленность и насыщаемость ковалентных связей, σ- и π-связи, теория резонанса, теория гибридизации атомных орбиталей, механизм образования донорно-акцепторной связи. Метод отталкивания электронных пар валентной оболочки (метод Гиллеспи), зависимость геометрии молекул от количества и вида электронных пар. Основные положения метода молекулярных орбиталей (метод МО ЛКАО). Способ построения волновой функции молекулы. Объяснение причины устойчивости молекул в методе МО. Виды двухцентровых МО (связывающие и разрыхляющие σ_s, σ_p, σ_{sp}, σ_d, π_p, π_d, δ_d – орбитали, примеры несвязывающих орбиталей). Энергетические диаграммы МО двухатомных гомоядерных молекул элементов I и II периода. Порядок связи в молекуле. Магнитные свойства веществ. Построение энергетических диаграмм МО двухатомных гетероядерных молекул. Понятие о многоцентровых МО, объяснение устойчивости электроннодефицитных и электронноизбыточных соединений методом МО. Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван дер Ваальса): диполь-дипольное, индукционное, дисперсионное взаимодействия. Водородная связь: интерпретация в рамках	Устный опрос Коллоквиум Контрольная работа 5

		методов ВС и МО, влияние наличия водородной связи на свойства веществ. Металлическая связь.	
1	2	3	4
		Объяснение свойств диэлектриков, металлов, полупроводников с использованием зонной теории. Типы кристаллических решеток. Дефекты кристаллической решетки, классификация, влияние на электрические свойства. Причины отклонений от стехиометрии в составе твердых веществ. Понятие о дальтонидах и бертоллидах в трактовке Курнакова.	
9.	**Водород, его соединения**	Водород в природе. Изотопы водорода. Валентные возможности атома и характерные степени окисления. Молекула H_2. Получение водорода. Физические и химические свойства простого вещества. Взаимодействие кислорода с водородом. Механизм реакции водорода с кислородом. Растворение водорода в металлах Ионы H^+ и H^-, ковалентные, ионные и металлоподобные гидриды, гидридные комплексы.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
10.	**p-элементы VII группы**	Общая характеристика группы, особенности фтора, свойства простых веществ (растворимость в различных растворителях, реакция с водой, химическая активность, термическая устойчивость). Галогеноводороды: строение молекул, физические и химические свойства, термическая устойчивость. Сравнительная характеристика, кислотные и восстановительные свойства. Фтороводород, водородная связь в соединениях фтора. Способы получения галогеноводородов. Галогениды металлов и неметаллов. Вторичная периодичность в ряду кислородных соединений галогенов. Изменения строения, устойчивости, кислотных и окислительных свойств в ряду кислородсодержащих кислот галогенов НГО – $НГО_3$ – $НГО_3$ – $НГО_4$ и их солей. Оксиды галогенов. Соединения галогенов друг с другом. Формы существования и строение молекул. Химические свойства и методы получения. Взаимодействие с водой. Общие свойства псевдогалогенов.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
11.	**p-элементы VI группы**	Общая характеристика группы, особенности кислорода. Кислород в природе. Валентные возможности атома и характерные степени окисления. Строение молекулы O_2 (метод МО), парамагнетизм кислорода. Получение кислорода. Физические и химические свойства простого вещества. Аллотропия кислорода, озон. Оксиды и их классификация. Вода: строение молекулы,	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум

		межмолекурное взаимодействие и структура	
1	2	3	4
		воды в жидком и твердом состоянии, аномалии воды, химические свойства. Перекись водорода: строение и свойства. Ионы O^{2-} , O_2^{2-} , O_2^{-} , O^{3-}. . Супероксиды, озониды, их взаимодействие с водой. Модификации серы, фазовая диаграмма серы. Химические свойства простых веществ элементов подгруппы серы. Гидриды серы, селена, теллура: сравнение устойчивости, восстановительных свойств, кислотных свойств водных растворов. Сульфиды металлов, сульфаны и полисульфиды. Кислородные соединения серы, селена, теллура: вторичная периодичность, изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств в рядах оксидов (SO_2 - SeO_2 - TeO_2 , SO_3 - SeO_3 - TeO_3) и соответствующих кислот. Электронное строение сульфит, бисульфит и сульфат-ионов. Серная кислота и ее соли. Тиосерная кислота и ее соли (тиосульфаты). Продукты замещения в серной кислоте: полисульфаты, галогенангидриды, пероксо-кислоты. Политионовые кислоты, строение политионат-ионов. Галогениды серы, селена, теллура.	
12.	**р-элементы V группы**	Общая характеристика группы, особенности азота. Склонность атомов к образованию цепей, кратных связей. Простые вещества: строение молекулы азота, его физические и химические свойства, проблема связывания атмосферного азота; модификации фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута. Общая характеристика гидридов: строение молекул, термическая устойчивость, восстановительные свойства, кислотно-основные свойства. Аммиак: физические и химические свойства, свойства жидкого аммиака, свойства солей аммония. Гидразин, гидроксиламин, азотистоводородная кислота, азид-ион: строение и свойства. Кислородные соединения азота. Закись азота и азотноватистая кислота: строение молекул и свойства. Оксид азота (II) – строение молекулы в рамках методов МО и ВС, устойчивость иона нитрозония. Оксид азота (III) и азотистая кислота, нитриты. Оксиды азота (IV): равновесие в системе $NO_2 – N_2O_4$. Оксид азота (V), азотная кислота: строение молекул, окислительные свойства; нитраты: строение нитрат-иона, свойства нитратов. Оксиды фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута: устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Строение оксидов фосфора, строение кислородсодержащих кислот фосфора, кислотные и окислительно-	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум

1	2	3	4
		восстановительные свойства. Галогениды элементов VA группы.	
13.	**p-элементы IV группы**	Общая характеристика группы, особенности углерода. Склонность атомов к образованию цепей, кратных связей. Валентности, степени окисления и координационные числа, характерные для атомов элементов. Простые вещества: типы кристаллических структур углерода (алмаз, графит, карбин), кремния, олова (α, β, γ-формы), свинца; химические свойства. Водородные соединения углерода и кремния: строение, различия в реакционной способности. Оксиды углерода: строение, физические и химические свойства (взаимодействие с водой, окислительно-восстановительные свойства), карбонилы металлов. Угольная кислота и ее соли. Оксид кремния, кремниевые кислоты, силикаты. Закономерности в изменении строения и химических свойств оксидов и гидроксидов Ge, Sn, Pb: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
14.	**p-элементы III группы**	Закономерности в изменении электронной конфигурации, радиусов атомов, электроотрицательности элементов. Особенности бора. Валентности, степени окисления и координационные числа, характерные для атомов элементов. Кристаллическая структура, физические и химические свойства бора. Получение, строение и свойства диборана: восстановительные свойства, реакция с водой, образование боргидрибных комплексов, их строение. Высшие бораны: строение (элементы структуры), закономерности в изменении свойств. Бориды. Строение оксида бора и борных кислот. Равновесия в растворах борной кислоты и ее солей, зависимость от pH. Диагональное сходство бора и кремния на примере гидридов, галогенидов, оксидов и оксокислот. Соединения бора с азотом: аналогия с алмазом и графитом. Физические и химические свойства Al, Ga, In, Tl. Закономерности в изменении свойств соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды) элементов в степени окисления +3. Комплексные соединения. Соединения в низших степенях окисления.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
15.	**s-элементы II группы**	Закономерности в изменении электронной конфигурации, радиусов атомов, электроотрицательности элементов. Особенности бериллия (диагональное сходство с алюминием). Свойства простых веществ, гидридов, галогенидов. Оксиды и гидроксиды: закономерности в изменении свойств.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум

1	2	3	4
		Комплексные соединения.	
16.	**s-элементы I группы**	Закономерности в изменении электронной конфигурации, радиусов атомов, электроотрицательности элементов. Особенности лития (диагональное сходство с магнием). Свойства простых веществ: взаимодействие с кислородом, водой. Закономерности в строении и свойствах соединений с кислородом, гидроксидов, карбонатов, галогенидов.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
17.	**Инертные газы**	Электронная конфигурация, закономерности в изменении свойств атомов и простых веществ в группе. Получение, химические свойства инертных газов (взаимодействие с водой, синтез Барлетта). Строение и свойства фторидов ксенона. Кислородные соединения ксенона.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
18.	**Строение комплексных соединений**	Координационная теория Вернера. Понятия: центральный атом, лиганды, внешняя и внутренняя сферы комплекса, координацонное число, дентатность лиганда. Номенклатура комплексных соединений, изомерия комплексных соединений. Строение комплексных соединений с позиций метода ВС. Гибридизация орбиталей при образовании октаэдрических, тетраэдрических и квадратных комплексов. Спинсвязанные и спинсвободные, внутри- и внешнеорбитальные комплексы, недостатки метода ВС. Теория кристаллического поля (ТКП). Объяснение устойчивости комплексов. Расщепление d-орбиталей центрального атома в кристаллическом поле октаэдрического, тетраэдрического, тетрагонально-бипирамидального и квадратного комплексов. Низко- и высокоспиновые комплексы. Связь энергии расщепления с окраской комплекса, спектрохимический ряд лигандов. Энергия стабилизации кристаллического поля (ЭСКП). Расчет ЭСКП для октаэдрических и тетраэдрических комплексов. Понятие об эффекте Яна-Теллера. Применение метода МО к координационным соединениям - теория поля лигандов (ТПЛ). Построение энергетических диаграмм МО для октаэдрических комплексов без учета и с учетом и π-перекрывания. Сравнение различных методов описания строения комплексных соединений. Реакции комплексообразования в растворах. Константы нестойкости и устойчивости комплексных соединений. Кинетически лабильные и инертные комплексы. Механизм реакций обмена лигандов	Устный опрос Коллоквиум

1	2	3	4
19.	**d-элементы IV группы**	Электронная конфигурация, размер, характерные степени окисления и координационные числа атомов элементов группы. Свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов. Структура смешанных оксидов титана, химия водных растворов, комплексные соединения. Соединения титана в низших степенях окисления.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
20.	**d-элементы V группы**	Электронная конфигурация, размер, характерные степени окисления и координационные числа атомов элементов группы. Свойства простых веществ. Соединения элементов со степенью окисления +5: сравнительная устойчивость, равновесия в водных растворах. Соединения ванадия в низших степенях окисления.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
21.	**d-элементы VI группы**	Электронная конфигурация, размер, характерные степени окисления и координационные числа атомов элементов группы. Свойства простых веществ. Соединения элементов со степенью окисления +6: сравнительная устойчивость оксидов, кислот, анионов, окислительная способность, равновесия в водных растворах, изо- и гетерополисоединения, соединения с серой. Соединения хрома в низших степенях окисления, свойства оксидов и гидроксидов. Соединения Mo и W в низких степенях окисления: “сини” и “бронзы”.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
22.	**d-элементы VII группы**	Электронная конфигурация, размер, характерные степени окисления и координационные числа атомов элементов группы. Свойства простых веществ. Соединения марганца в степенях окисления +2, +3, +4, +6, +7: свойства (кислотно-основные и окислительно-восстановительгные) оксидов и гидроксидов. Соединения элементов со степенью окисления +7: сравнительная устойчивость оксидов, кислот, анионов, окислительная способность.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
23.	**d-элементы VIII группы**	Электронная конфигурация, размер, характерные степени окисления и координационные числа атомов элементов группы. Элементы подгруппы железа: свойства простых веществ, устойчивость соединений со степенью окисления +2 и +3, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов. Комплексные соединения. Соединения железа(VI). Элементы подгруппы платины: свойства простых веществ (реакции с кислотами, неметаллами), сопоставление свойств соединений в различных степенях окисления.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум

1	2	3	4
24.	**d-элементы I группы**	Электронная конфигурация, размер, характерные степени окисления и координационные числа атомов элементов группы. Свойства простых веществ. Соединения элементов в степенях окисления +1, +2, +3.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
25.	**Элементы побочной подгруппы II группы**	Электронная конфигурация, размер, характерные степени окисления и координационные числа атомов элементов группы. Свойства простых веществ (место в ряду напряжений, причина инертности ртути). Соединения элементов в степени окисления +2. Ион Hg_2^{2+}.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
26.	**Элементы побочной подгруппы III группы**	Электронная конфигурация, размер, характерные степени окисления и координационные числа атомов редкоземельных элементов. Свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов в состоянии окисления +3. Устойчивость соединений со степенью окисления +2 и +4. Актиний и актиноиды: сравнение энергий 5f-, 6d- и 7s-орбиталей, нахождение в природе, способы получения, устойчивость степеней окисления +3, +4, +5 и +6 для элементов первой половины ряда, аналогия с d-элементами, соединения со степенью окисления +3 для элементов второй половины ряда.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум

2.3.2 Занятия семинарского типа.

№	Наименование раздела (темы)	Тематика практических занятий (семинаров)	Форма текущего контроля
1	2	3	4
1.	Основные понятия и законы химии	Стехиометрические расчеты	Решение задач Контрольная работа
2.	Энергетика и направление химических процессов	Термохимические расчеты	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум
3.	Химическая кинетика	Скорость химической реакции и химическое равновесие.	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум
4.	Многокомпонентные системы; растворы	Коллигативные свойства растворов	Решение задач Контрольная работа
5.	Многокомпонентные системы; растворы	Электролитическая диссоциация. Расчет pH растворов.	Решение задач Контрольная работа
1	2	3	4

6.	Окислительно-восстановительные реакции	Метод ионно-молекулярного баланса. Электродные потенциалы.	Решение задач
7.	Строение атома. Периодический закон и периодическая система	Строение атома. Квантовые числа. Заполнение электронных оболочек.	Решение задач Коллоквиум
8.	Химическая связь	Химическая связь. Метод ВС. Геометрия молекул. Гибридизация.	Решение задач Коллоквиум
9.	Химическая связь	Метод МО ЛКАО. Построение энергетических диаграмм молекул.	Решение задач Коллоквиум
10.	p-элементы VII группы	Галогены и их соединения.	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум
11.	p-элементы VI группы	Халькогены и их соединения.	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум
12.	p-элементы V группы	Элементы V А группы.	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум
13.	p-элементы IV группы	Элементы IV А группы.	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум
14.	p-элементы III, II и I групп	Элементы IIIA, IIA и IA групп.	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум
15.	Комплексные соединения	Комплексные соединения	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум
16.	d-элементы VI группы	Хром и его соединения	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум
17.	d-элементы VII группы	Марганец и его соединения	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум
18.	d-элементы VIII группы	Железо, кобальт, никель	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум
19.	Элементы I и II побочных подгрупп	Элементы I и II побочных подгрупп	Решение задач Контрольная работа Коллоквиум

2.3.3 Лабораторные занятия

Лабораторные занятия не предусмотрены учебным планом

2.3.4 Примерная тематика курсовых работ (проектов)
Курсовые работы – не предусмотрены учебным планом

2.4 Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине (модулю)

№	Вид СРС	Перечень учебно-методического обеспечения дисциплины по выполнению самостоятельной работы
1	2	3
1	Проработка учебного (теоретического) материала	1. Неорганическая химия. Учебник./ А.В. Шевельков, А.А. Дроздов, М.Е. Тамм; под.ред. А.В. Шевелькова.- М.: Лаборатория знаний, 2021.-586 с. ISBN 978-5-00101-029-6 2. Неорганическая химия. Практикум/ Е.И. Ардашникова, Е.Д. Демидова, В.А. Алешин; под ред. А.В. Шевелькова. М.: Лаборатория знаний, 2021.-473 с. ISBN 978-5-00101-031-9 3. Неорганическая химия. Вопросы и задачи / Е.В. Карпова, Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо и др.; под ред. А.В. Шевелькова. М.: Лаборатория знаний, 2021.-174 с. ISBN 978-5-00101-030-2 4. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н. С. Ахметов. — 12-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 744 с. — ISBN 978-5-8114-6983-5. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/153910 И др. годы издания 6. Гринвуд, Н. Химия элементов : в 2 т : справочник / Н. Гринвуд, А. Эрншо ; перевод с английского Л. Ю. Аликберовой ; художники И. Е. Марев, Н. А. Новак. — 5-е изд. — Москва : Лаборатория знаний, 2021. — 748 с. — ISBN 978-5-93208-567-7. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/166762 7. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 240с. 8. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 368с. 9. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т3: Химия переходных элементов Кн.1: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 352с. 10. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т3: Химия переходных элементов Кн.2: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П.

		Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 400 с. 11. Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза. – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89 с. 12. Краткий курс теоретической неорганической химии : учебное пособие / Е. Г. Гончаров, В. Ю. Кондрашин, А. М. Ховив, Ю. П. Афиногенов. — Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 464 с. — ISBN 978-5-8114-2456-6. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/167411 13. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. Н. Павлов. — 3-е изд., испр., доп. — Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 496 с. — ISBN 978-5-8114-1196-2. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/167910 14. Общая и неорганическая химия : учебное пособие : в 2 томах / Е. В. Савинкина, В. А. Михайлов, Ю. М. Киселёв [и др.]. — Москва : Лаборатория знаний, [б. г.]. — Том 1 : Законы и концепции — 2018. — 494 с. — ISBN 978-5-00101-602-1. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/107884
2.	Подготовка к семинарским занятиям	1. Неорганическая химия. Учебник./ А.В. Шевельков, А.А. Дроздов, М.Е. Тамм; под.ред. А.В. Шевелькова.- М.: Лаборатория знаний, 2021.-586 с. ISBN 978-5-00101-029-6 2. Неорганическая химия. Практикум/ Е.И. Ардашникова, Е.Д. Демидова, В.А. Алешин; под ред. А.В. Шевелькова. М.: Лаборатория знаний, 2021.-473 с. ISBN 978-5-00101-031-9 3. Неорганическая химия. Вопросы и задачи / Е.В. Карпова, Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо и др.; под ред. А.В. Шевелькова. М.: Лаборатория знаний, 2021.-174 с. ISBN 978-5-00101-030-2 4. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2014. — 752 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/50684 5. Гринвуд, Н. Химия элементов : в 2 т : справочник / Н. Гринвуд, А. Эрншо ; перевод с английского Л. Ю. Аликберовой ; художники И. Е. Марев, Н. А. Новак. — 5-е изд. — Москва : Лаборатория знаний, 2021. — 748 с. — ISBN 978-5-93208-567-7. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/166762 6. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 240с. 7. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д.

		Третьякова: Т2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 368с. 8. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.1: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 352с. 9. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.2: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 400 с. 10. Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш учеб.заведений / Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2008. – 208 с. 11. Зайцев О.С. Задачи, упражнения и вопросы по химии: Учеб. пособие для вузов. – М., Химия, 1996. – 432 с. 12. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. /Минск «Университетское», 1991. – 350 с. 13. Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза. – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89 с. 14. Краткий курс теоретической неорганической химии : учебное пособие / Е. Г. Гончаров, В. Ю. Кондрашин, А. М. Ховив, Ю. П. Афиногенов. — Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 464 с. — ISBN 978-5-8114-2456-6. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/167411 15. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. Н. Павлов. — 3-е изд., испр., доп. — Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 496 с. — ISBN 978-5-8114-1196-2. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/167910 16. Общая и неорганическая химия : учебное пособие : в 2 томах / Е. В. Савинкина, В. А. Михайлов, Ю. М. Киселёв [и др.]. — Москва : Лаборатория знаний, [б. г.]. — Том 1 : Законы и концепции — 2018. — 494 с. — ISBN 978-5-00101-602-1. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/107884
3.	Подготовка к текущему контролю	1. Неорганическая химия. Учебник./ А.В. Шевельков, А.А. Дроздов, М.Е. Тамм; под.ред. А.В. Шевелькова.- М.: Лаборатория знаний, 2021.-586 с. ISBN 978-5-00101-029-6 2. Неорганическая химия. Практикум/ Е.И. Ардашникова, Е.Д. Демидова, В.А. Алешин; под ред. А.В. Шевелькова. М.: Лаборатория знаний, 2021.-473 с. ISBN 978-5-00101-031-9

		3. Неорганическая химия. Вопросы и задачи / Е.В. Карпова, Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо и др.; под ред. А.В. Шевелькова. М.: Лаборатория знаний, 2021.-174 с. ISBN 978-5-00101-030-2 4. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2014. — 752 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/50684 5. Гринвуд, Н. Химия элементов : в 2 т : справочник / Н. Гринвуд, А. Эрншо ; перевод с английского Л. Ю. Аликберовой ; художники И. Е. Марев, Н. А. Новак. — 5-е изд. — Москва : Лаборатория знаний, 2021. — 748 с. — ISBN 978-5-93208-567-7. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/166762 6. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 240с. 7. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 368с. 8. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.1: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 352с. 9. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.2: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 400 с. 10. Сборник задач по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш учеб.заведений / Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2008. – 208 с. 11. Зайцев О.С. Задачи, упражнения и вопросы по химии: Учеб. пособие для вузов. – М., Химия, 1996. – 432 с. 12. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. /Минск «Университетское», 1991. – 350 с. 13. Методические рекомендации к организации аудиторной и внеаудиторной (самостоятельной) работы студентов: методические указания / сост. Т.П. Стороженко, Т.Б. Починок, А.В. Беспалов, Н.В. Лоза. – Краснодар: Кубанский гос. ун-т, 2018. 89 с. 14. Ахметов, Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : учебное пособие / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина. — 6-е изд., стер. —

		Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 368 с. — ISBN 978-5-8114-1716-2. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/168686 15. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. Н. Павлов. — 3-е изд., испр., доп. — Санкт-Петербург : Лань, 2021. — 496 с. — ISBN 978-5-8114-1196-2. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/167910 16. Общая и неорганическая химия : учебное пособие : в 2 томах / Е. В. Савинкина, В. А. Михайлов, Ю. М. Киселёв [и др.]. — Москва : Лаборатория знаний, [б. г.]. — Том 1 : Законы и концепции — 2018. — 494 с. — ISBN 978-5-00101-602-1. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/107884

Учебно-методические материалы для самостоятельной работы обучающихся из числа инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья (ОВЗ) предоставляются в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

Для лиц с нарушениями зрения:

– в печатной форме увеличенным шрифтом,

– в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями слуха:

– в печатной форме,

– в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:

– в печатной форме,

– в форме электронного документа.

Данный перечень может быть конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся.

3. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины (модуля)

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению «Химия» реализация компетентностного подхода предусматривает широкое использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий. Интерактивное обучение - путь к управлению системы самостоятельной работы студентов.

Технология интерактивного обучения заключается в том, что на протяжении всего учебного времени происходит обмен мнениями, выслушиваются и обсуждаются разные точки зрения студентов. Интерактивные методы - это способы целенаправленного усиленного взаимодействия преподавателей и студентов по созданию оптимальных условий процесса обучения.

Организация изучения материала курса осуществляется на основе системно-деятельностного подхода и рекомендаций поэтапного формирования умственных действий. При освоении дисциплины используются как традиционные, так и новые педагогические технологии. Лекции и семинарские занятия являются традиционными при обучении в вузах и способствуют формированию у студентов базовых знаний, основных мыслительных операций, развитию логики. Лекции носят мотивационно-познавательный характер. Семинарские занятия имеют проблемно-поисковый характер. Решение конкретных химических задач позволяет реализовать творческую деятельность, развить

коммуникативную способность каждого студента, научить его аргументированно выражать свои мысли в присутствии других. В качестве словесно-наглядного метода обучения используется демонстрационный химический эксперимент, который проводится при чтении лекций и проведении лабораторных занятий. Демонстрационный эксперимент позволяет преподавателю сформировать интерес к предмету у студентов, обучает приемам техники лабораторного эксперимента. Демонстрационный эксперимент - источник приобретаемых студентом знаний, навыков, умений; средство проверки истинности выдвигаемых гипотез, решения учебных и исследовательских проблем.

Для повышения эффективности учебного процесса используются следующие образовательные технологии: информационно-развивающие технологии, направленные на формирование системы знаний, запоминание и свободное оперирование ими. Используется метод проблемного изложения материала, самостоятельное изучение литературы, применение новых информационных технологий для самостоятельного пополнения знаний включая использование технических и электронных средств информации; деятельностные практико-ориентированные технологии, направленные на формирование системы профессиональных практических умений при проведении экспериментальных исследований, обеспечивающих возможность качественно выполнять профессиональную деятельность; развивающие проблемно-ориентированные технологии, направленные на формирование и развитие проблемного мышления, мыслительной активности, способности видеть и формулировать проблемы, выбирать способы и средства для их решения; технологии личностно-ориентированного обучения, позволяющие создавать индивидуальные образовательные технологии, обеспечивающие учет различных способностей обучающих, создание необходимых условий для развития их индивидуальных особенностей.

Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья могут быть использованы образовательные технологии, позволяющие полностью индивидуализировать содержание, методы и темпы учебной деятельности, вносить вовремя необходимые коррективы как в деятельность студента-инвалида, так и в деятельность преподавателя.

Вид занятия	Используемые интерактивные технологии	Количество часов
Семинарские занятия	Беседы, разбор ситуаций, решение проблемных практико-ориентированных заданий, презентация разработок, конференции	100
Итого		100

4. Оценочные и методические материалы

4.1 Оценочные средства для текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации.

В соответствии с Положением о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся КубГУ и его филиалов, текущий контроль успеваемости студентов проводится в целях совершенствования и непрерывного контроля качества образовательного процесса, проверке усвоения учебного материала, активизации самостоятельной работы студентов. Текущий конроль знаний студентов осуществляется постоянно в течении учебного года. Виды текущего контроля: устный опрос и решение расчетных задач на семинарских занятиях, коллоквиумы и контрольные работы, проверка знаний по результатам самостоятельной работы студентов, оценка активности студента на занятиях.

Основным видом текущего контроля знаний студентов очной формы обучения является внутрисеместровая аттестация, которая проводится один раз в семестр в обязательном порядке на всех курсах в соответствии с графиком учебного процесса данного семестра и завершается не позднее чем за месяц до начала промежуточной аттестации.

Промежуточная аттестация проводится по данной дисциплине в форме экзамена в 1 и 2 семестре.

Структура оценочных средств для текущей и промежуточной аттестации

№ п/п	Код и наименование индикатора (в соответствии с п. 1.4)	Результаты обучения (в соответствии с п. 1.4)	Наименование оценочного средства	
			Текущий контроль	Промежуточная аттестация
	ИОПК-1.1. Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов	Знает основы современных теорий в области общей и неорганической химии; свойства химических элементов и их соединений и закономерности их изменения по периодам и подгруппам Периодической системы на основе теорий о строении атомов, молекул и немолекулярных веществ; методы получения неорганических веществ из природных объектов; базовые представления химической термодинамики и кинетики, химического равновесия, кислотно-основных и окислительно-восстановительных процессов.	Контрольная работа; Задачи для решения в аудитории. Коллоквиум	Вопрос на экзамене
		Умеет количественно описывать явления и закономерности в неорганических системах на основе базовых законов общей и неорганической химии.	Контрольная работа; Задачи для решения в аудитории. Коллоквиум	Вопрос на экзамене
		Владеет методами анализа результатов химических измерений на основе системы	Контрольная работа; Задачи для решения в аудитории. Коллоквиум	Вопрос на экзамене

		фундаментальных химических понятий, базовых знаний фундаментальных разделов химии.		
	ИОПК-1.2. Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии	Знает методы изучения и анализа свойств неорганических веществ и материалов, механизмы и закономерности протекания химических процессов.	Контрольная работа; Задачи для решения в аудитории. Коллоквиум	Вопрос на экзамене
		Умеет проводить качественный и количественный анализ химического состава веществ с использованием расчетных методов определения физико-химических величин.	Контрольная работа; Задачи для решения в аудитории. Коллоквиум	Вопрос на экзамене
		Владеет расчетными методами определения физико-химических величин при решении прикладных химических задач	Контрольная работа; Задачи для решения в аудитории. Коллоквиум	Вопрос на экзамене
3	ИОПК-1.3. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	Знает этапы планирования, проведения и описания химического эксперимента с целью изучения реакционной способности веществ и материалов.	Контрольная работа; Задачи для решения в аудитории. Коллоквиум	Вопрос на экзамене
		Умеет проводить поиск литературных данных и сравнительный анализ результатов собственных экспериментов и расчетно-	Контрольная работа; Задачи для решения в аудитории. Коллоквиум	Вопрос на экзамене

		теоретических работ		
		Владеет методами комплексного системного подхода к рассмотрению химических процессов и свойств неорганических веществ и материалов	Контрольная работа; Задачи для решения в аудитории. Коллоквиум	Вопрос на экзамене

Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы

4.1.1 Примеры вопросов для устного опроса на семинарских занятиях
Тема «Галогены и их соединения»

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 17-й группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.

2. Как меняются по группе F-Cl-Br-I: а) радиусы атомов, б) первый потенциал ионизации, в) электроотрицательность атомов?

3. Как получают галогены в виде простых веществ в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Как изменяются окислительные свойства в ряду галогенов F_2–Cl_2–Br_2–I_2? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций. В чем проявляются особенности фтора по сравнению с другими галогенами? Для окислительно-восстановительных процессов напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.

5. Как изменяется в ряду галогеноводородов HF-HCl-HBr-HI: а) межатомное расстояние H-Hal, б) прочность связи, в) кислотные свойства их растворов в воде?

6. Как изменяются восстановительные свойства в ряду галогеноводородов HF-HCl-HBr-HI? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций. Как получают галогенводороды? Для окислительно-восстановительных процессов напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.

7. Как галогены реагируют с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций. Дайте определение реакции диспропорционирования.

8. Каково название кислот $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$ и и их солей. Как меняется сила кислот в ряду $HClO$-$HClO_2$-$HClO_3$-$HClO_4$?

9. Как меняются окислительные свойства в ряду $HClO$-$HClO_2$-$HClO_3$-$HClO_4$?

10. Сопоставьте по ряду оксокислот $HClO_3$-$HBrO_3$-HIO_3: а) окислительные свойства, б) кислотные свойства, в) термическую устойчивость. Напишите уравнения соответствующих реакций.

4.1.2 Примеры расчетных задач, рассматриваемых на семинарских занятиях

1. В системе хлороводород – вода имеется азеотропный состав, соответствующий содержанию хлороводорода 20.2 % (масс.). Степень диссоциации хлороводорода в азеотропном растворе составляет 88 %. Рассчитайте значение pH раствора, если его плотность равна 1.10 г / $см^3$.

2. Рассчитайте массу 15 % олеума, которую необходимо добавить к 4.46 кг воды, чтобы получить раствор с массовой долей серной кислоты равной 4.7 % плотностью 1.035

г / см^3. Рассчитайте pH полученного раствора, приняв, что серная кислота по первой ступени полностью диссоциирована, а по второй ступени является кислотой средней силы и характеризуется константой диссоциации K_{a2} (H_2SO_4) = $1.2 \cdot 10^{-2}$.

3. В 1 л водного раствора уксусной кислоты концентрацией 0.01 моль / л содержится $6.27 \cdot 10^{21}$ частиц растворенного вещества в виде молекул и ионов. Рассчитайте равновесные концентрации уксусной кислоты, ионов водорода, ацетат-ионов и значение константы диссоциации уксусной кислоты.

4. Рассчитайте значения константы гидролиза, степени гидролиза и pH разбавленного раствора нитрита аммония NH_4NO_2 при температуре 22 °C. Ионное произведение воды равно $1 \cdot 10^{-14}$, константы диссоциации $K_a(HNO_2) = 4.0 \cdot 10^{-4}$, $K_b(NH_4OH) = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

5. Рассчитайте массу хлорида аммония, которую необходимо добавить к 0.5 л водного раствора гидроксида аммония концентрацией 0.05 моль / л, чтобы pH раствора стал равным 8. Степень диссоциации соли в растворе равна 90 %, константа диссоциации $K_b(NH_4OH) = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

6. Рассчитайте значение pH водного раствора азотистой кислоты концентрацией 0.1 моль / л. Рассчитайте, каким станет значение pH при добавлении к 1 л этого раствора 0.2 моль нитрита натрия. Степень диссоциации соли в растворе равна 100 %. Константа диссоциации $K_a(HNO_2) = 5.1 \cdot 10^{-4}$.

7. Имеется водный раствор, насыщенный двумя солями – карбонатом бария и карбонатом стронция. Рассчитайте концентрации ионов Ba^{2+}, Sr^{2+} и CO_3^{2-} в растворе. ПР($BaCO_3$) = $5.1 \cdot 10^{-9}$, ПР ($SrCO_3$) = $1.1 \cdot 10^{-10}$.

8. Произведение растворимости сульфата кальция ПР ($CaSO_4$) = $2.5 \cdot 10^{-5}$. Рассчитайте значение растворимости соли в воде. Рассчитайте, во сколько раз уменьшится растворимость карбоната кальция по сравнению с первоначальной, если к 1 л насыщенного раствора карбоната кальция добавить 0.1 моль сульфата магния. Степень диссоциации сульфата магния α ($MgSO_4$) = 80 %.

9. Определите, выпадет ли осадок, если смешать 100 мл 0.002 М раствора нитрата серебра и 300 мл 0.01 М раствора карбоната натрия. ПР (Ag_2CO_3) = $6.1 \cdot 10^{-12}$.

10. Определите, выпадет ли осадок, если смешать равные объемы раствора, содержащего 22.2 г / л хлорида кальция и раствора, содержащего 56.8 г / л сульфата натрия. ПР ($CaSO_4$) = $6.1 \cdot 10^{-5}$. Примите, что все соли в растворе диссоциированы полностью.

4.1.3 Примеры контрольных работ

2. Полный перечень вопросов для подготовки к рейтинговым контрольным работам:

Рейтинговая контрольная работа №1

Тема: «Основные понятия и законы химии»

Теоретическая подготовка

1. Атомно-молекулярная теория.
2. Основные стехиометрические законы.
3. Газовые законы.
4. Понятие о химическом эквиваленте, закон эквивалентов.
5. Определение атомных масс элементов.

Типовые расчеты

- Приведения объема газа к нормальным условиям.
- Вычисление относительной плотности газа по его молекулярной массе.
- Определение молекулярной массы по плотности газа.

- Вычисление молярной массы газа по мольному объему.
- Определение молекулярной массы по уравнению Менделеева – Клапейрона.
- Определение средней молекулярной массы смеси газов по отно-сительной плотности.
- Определение парциальных давлений газов в смеси.
- Определение парциальных давлений газов в смеси по объемной доле газов в смеси и общему давлению.
- Определение объема газа по заданной массе.
- Определение массы газа по заданному объему.
- Вычисление абсолютной массы молекулы вещества.
- Расчет факторов эквивалентности элементов и веществ по хи-мическим формулам.
- Вычисление факторов эквивалентности в химических реакциях.
- Определение молярной массы эквивалента элемента.
- Определение молярной массы эквивалента элемента по его мас-совой доле в химическом соединении.
- Определение молярной массы эквивалента сложных веществ в реакциях обмена.
- Определение молярной массы эквивалента сложного вещества по реакции взаимодействия его с другим веществом.
- Нахождение простейшей формулы вещества по массовым долям элементов.
- Нахождение истинной формулы вещества по массовым долям элементов и молекулярной массе.

Пример билета к рейтинговой контрольной работе №1:

1. Мышьяк образует два оксида, массовая доля мышьяка в которых соответственно равна 65,2 и 75,7%. Рассчитайте молярную массу эквивалента мышьяка в этих оксидах.
2. Объём паров 0,2 г вещества при 17 °С и давлении 101747 Па равен 48 мл. Рассчитайте молярную массу вещества и массу одной молекулы этого вещества.
3. При растворении 11,5 г смеси алюминия, меди и магния в соляной кислоте выделилось 7 л газа, измеренного при температуре 0 °С и давлении $0{,}81 \cdot 10^5$ Па.
4. Нерастворимый остаток переведён в раствор концентрированной азотной кислотой. При этом выделилось 4,48 л (н. у.) газа. Определить состав исходной смеси.

Рейтинговая контрольная работа №2

Тема: «Закономерности протекания химических процессов. Энергетика и направление химических реакций. Кинетика.»

Теоретическая подготовка

1. Понятия: термодинамическая система, параметры (функции) состояния. Внутренняя энергия, теплота, работа.
2. Первый закон термодинамики, применение в химии: закон Гесса, следствия из закона Гесса.
3. Стандартное состояние вещества, стандартные энтальпии образования. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса, цикл Борна-Габера.
4. Понятие о равновесных процессах в химической термодинамике.
5. Самопроизвольное и несамопроизвольное протекание процессов.
6. Второй закон термодинамики. Изменение энтропии в различных процессах (химическая реакция, нагревание вещества, фазовый переход, расширение газа). Вероятностная трактовка понятия “энтропия”, уравнение Больцмана.
7. Третий закон термодинамики (постулат Планка). Расчет абсолютных значений энтропии.

8. Критерии самопроизвольного протекания химических процессов в различных системах.
9. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца.
10. Термодинамический вывод закона действующих масс.
11. Скорость химической реакции.
12. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.
13. Механизм реакции. Порядок и молекулярность реакции.
14. Кинетические кривые реакций первого и второго порядков, определение константы скорости и порядка реакции по экспериментальным данным.
15. Зависимость скорости реакции от температуры: правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Представление о теории активных столкновений и теории активированного комплекса, физический смысл предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса.
16. Катализ.
17. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.

Типовые расчеты

- Вычисление стандартных теплот (энтальпий) образования веществ по тепловым эффектам реакций и тепловых эффектов химических реакций по стандартным теплотам образования реагирующих веществ.
- Расчет теплового эффекта реакции по стандартным теплотам сгорания реагирующих веществ.
- Расчеты, основанные на взаимосвязи внутренней энергии и энтальпии.
- Вычисление изменения энергии Гиббса. Определение возможности протекания процесса по величине изменения энергии Гиббса.
- Вычисление изменения энтропии различных процессов. Определение возможности протекания процесса по величине изменения энтропии реакции.
- Вычисление изменения энергии Гиббса химической реакции по значениям стандартных энтальпий и энтропий реагирующих веществ.
- Применение термодинамических функций для характеристики свойств и реакционной способности веществ.
- Вычисление скорости реакции по концентрациям реагирующих веществ.
- Определение порядка реакции.
- Влияние давления на скорость реакции.
- Определение изменения скорости реакции вследствие измене-ния температуры.
- Вычисление изменения времени протекания реакции при изме-нении температуры.
- Определение температурного коэффициента реакции.
- Вычисление энергии активации реакции.
- Вычисление константы равновесия реакции по равновесным концентрациям реагирующих веществ и определение их исход-ных концентраций.
- Вычисление константы равновесия реакции по парциальным давлениям реагирующих веществ.
- Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ.
- Определение изменения энергии Гиббса реакции по величине константы равновесия.
- Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия.
- Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия.
- Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ после смещения равновесия.

Пример билета к рейтинговой контрольной работе №2:

1. Один из промышленных методов получения калия состоит во взаимодействии расплавленного гидроксида калия с жидким натрием (440 ^{0}C).

$$KOH + Na = NaOH + K$$

Пользуясь термодинамическими характеристиками кристаллических веществ, докажите, что реакция возможна.

2. Теплоты сгорания этана и этилена соответственно равны -1560 и -1411 кДж/моль. Вычислите ΔH^o реакции гидрирования:

$$C_2H_4 + H_2 = C_2H_6$$

3. Определите порядок реакции и среднее значение константы скорости уксусноэтилового эфира при 30 ^{0}C, если для нейтрализации равных частей реагирующей смеси израсходован следующий объем раствора гидроксида калия молярной концентрации 0,05 моль/л:

t, мин	0	25	50	84	∞
V(KOH), мл	11,2	12,6	13,7	15,3	38,3

4. Вычислите температурный коэффициент реакции, если константа скорости ее при 120^0C составляет $5{,}88 \cdot 10^{-4}$, а при 170^0C равна $6{,}7 \cdot 10^{-2}$

Рейтинговая контрольная работа №3
Тема: «Многокомпонентные системы. Растворы»

Теоретическая подготовка

1. Гетерогенные равновесия.
2. Способы выражения состава раствора. Растворимость.
3. Энергетика процессов растворения, влияние энтальпийного и энтропийного факторов. Идеальные растворы. Закон Рауля. Кипение и замерзание растворов. Определение молекулярной массы в эбулиоскопическом и криоскопическом методе.
4. Осмос. Осмотическое давление.
5. Отклонения растворов от идеальности. Активность. Коэффициент активности. Электролитическая диссоциация. Изотонический коэффициент.
6. Теория Дебая – Хюккеля для растворов электролитов.
7. Сильные и слабые электролиты. Диссоциация слабых электролитов.
8. Константа и степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
9. Равновесие между раствором электролита и осадком. Произведение растворимости. Условие выпадения осадка. Солевой эффект.
10. Диссоциация воды. Водородный показатель. Расчет pH растворов кислот и оснований.
11. Гидролиз солей, расчет pH растворов гидролизующихся солей, условия протекания «необратимого» гидролиза.
12. Буферные растворы, расчет pH, буферная емкость.
13. Основные положения протолитической теории Бренстеда-Лоури, применение к реакциям нейтрализации, диссоциации, гидролиза, протекающим в водных растворах; сопряженные пары кислот и оснований. Применение теории Бренстеда-Лоури к неводным растворам.
14. Теория Льюиса.

Типовые расчеты

1.Вычислить, сколько соли (безводной или кристаллогидрата) и воды необходимо взять для приготовления заданного количества насыщенного при определенной температуре раствора.

2.Вычислить, сколько соли (безводной или кристаллогидрата) выделится из заданной массы раствора, насыщенного при одной температуре, после его охлаждения до другой температуры.

3.Вычислить концентрации, выраженные другими известными способами, для раствора с известной плотностью, если задана массовая доля (молярная концентрация, молярная концен-трация эквивалентов, моляльность, молярная доля) растворенного вещества.
4.Вычислить, сколько вещества и воды необходимо взять для приготовления заданной массы раствора определенной концентрации.
5.Вычислить, сколько вещества необходимо взять для приготовления заданного объѐма раствора определенной молярной концентрации или раствора с определенной молярной концентрацией эквивалентов вещества.
6.Вычислить, сколько мл концентрированной кислоты с определенной массовой долей и плотностью необходимо взять для приготовления заданного объѐма раствора определенной концентрации.
7.Вычислить, сколько вещества или воды необходимо добавить к определѐнному количеству раствора с одной концентрацией и плотностью, чтобы получить раствор с другой концентрацией и плотностью.
8.Вычислить осмотическое давление раствора; определить молярную массу неэлектролита по осмотическому давлению раствора.
9.Вычислить давление пара растворителя над раствором, определить молярную массу неэлектролита по относительному понижению давления пара растворителя над раствором.
10.Определить температуры кипения и замерзания раствора неэлектролита; вычислить молярную массу неэлектролита по повышению температуры кипения раствора или по температуре замерзания раствора.
11.Вычислить криоскопическую константу растворителя.
12. Вычисление изотонического коэффициента раствора сильного электролита по: а) осмотическому давлению раствора; б) давлению пара растворителя над раствором; в) повышению температуры кипения раствора.
13. Вычисление степени диссоциации электролита по а) величине изотонического коэффициента; б) осмотическому давлению его раствора; в) понижению давления пара растворителя над раствором; г) понижению температуры замерзания его раствора.
14. Вычисление степени электролитической диссоциации слабого электролита по а) числу растворенных частиц; б) величине его константы диссоциации.
15. Вычисление концентрации ионов в растворе электролита по его степени диссоциации.
16. Вычисления, связанные со смещением равновесия диссоциации слабого электролита.
17. Вычисление ионной силы раствора сильного электролита, активной концентрации раствора сильного электролита, среднего коэффициента активности сильного электролита по ионной силе раствора.
18. Вычисление концентрации ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе.
19. Вычисление концентрации ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе в присутствии одноименных ионов.
20. Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита.
21. Определение условий выпадения осадка.
22. Вычисление водородного показателя раствора сильного и слабого электролита.
23. Вычисление концентрации ионов OH- по величине водородного показателя раствора.
24. Вычисление pH сильного электролита с учетом его коэффициента активности.
25. Вычисление константы гидролиза соли; степени гидролиза соли.
26. Вычисление pH буферного раствора.

Пример билета к рейтинговой контрольной работе №3:

1. Из 400 г 50 % раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе.
2. Вычислить осмотическое давление раствора, содержащего 16 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 350 г воды при 293 К. Плотность раствора 1 г/мл.
3. Сколько воды нужно прибавить к 500 мл 0,1 М раствора муравьиной кислоты, чтобы степень диссоциации кислоты утроилась?
4. Растворимость $CaCO_3$ при 35^o С равна $6,9*10^{-4}$ г/100 г воды. Вычислить произведение растворимости этой соли.
5. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: NaCN, KNO_3, KClO? Для каждой из гидролизующихся солей написать уравнения гидролиза в ионной и молекулярной формах и найти pH ее 0,1 М водного раствора.

Рейтинговая контрольная работа №4

Тема: «Строение атома. Химическая связь»

1. Ранние теории о строении атома. Модели Томсона, Резерфорда, постулаты Бора.
2. Корпускулярно-волновой дуализм. Уравнение де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
3. Уравнение Шредингера. Волновая функция электрона. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции. Квантовые числа.
4. Порядок заполнения электронных оболочек. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского.
5. Периодический закон. Периодическая система Менделеева. Структура периодической системы Менделеева.
6. Свойства атомов: радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, валентность и степень окисления. Периодичность в изменении свойств атомов химических элементов.
7. Природа химической связи. Зависимость потенциальной энергии системы от межъядерного расстояния. Характеристики химической связи: энергия, длина.
8. Ионная связь. Энергия ионной связи и энергия кристаллической решетки.
9. Основные положения метода валентных связей (ВС). Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
10. Направленность, поляризуемость и насыщаемость ковалентных связей. σ- и π-связи.
11. Теория гибридизации атомных орбиталей.
12. Теория резонанса. Метод отталкивания электронных пар валентной оболочки (метод Гиллеспи).
13. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Порядок связи в молекуле.
14. Виды двухцентровых МО (связывающие и разрыхляющие σs, σp, σsp, σd, πp, πd, δd – орбитали, примеры несвязывающих орбиталей).
15. Порядок связи в молекуле. Магнитные свойства веществ.
16. Энергетические диаграммы МО двухатомных гомоядерных молекул элементов I и II периода.
17. Построение энергетических диаграмм МО двухатомных гетероядерных молекул.
18. Многоцентровые МО. Электроннодефицитные и электронноизбыточные соединения.
19. Межмолекулярное взаимодействие. Ван-дер-ваальсовые силы: диполь-дипольное, индукционное, дисперсионное взаимодействия. Водородная связь, влияние наличия водородной связи на свойства веществ.
20. Металлическая связь. Зонная теория. Диэлектрики, полупроводники и проводники.
21. Что такое атом? Из чего он состоит? Что такое массовое число? Что такое радиоактивность и период полураспада? Приведите пример реакции радиоактивного распада.

22. Что определяется принципом Паули и правилами Хунда? Приведите электронную конфигурацию S, Cr, Ge, Br, Rb, Ti^{3+}, Fe^{3+}, P^{3+}, начиная от предшествующего благородного газа.
23. Чем определяется периодичность свойств элементов? Приведите современную формулировку Периодического закона. Укажите места расположения металлов и неметаллов, s-, p-, d-, и f-элементов в Периодической системе.
24. Обсудите следующие основные свойства химических элементов: атомный радиус, первый потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Каковы основные тенденции изменения этих величин в группах и периодах?
25. Что такое химическая связь? Какие силы объединяют атомы в молекулы? Каковы основные параметры химической связи? Назовите основные типы химической связи.
26. Что такое ковалентная связь? Каковы основы метода валентных связей (МВС)? Как определяется взаимодействие атомов в схеме Льюиса? Что такое донорно-акцепторное взаимодействие? Приведите структуры Льюиса для молекул HF, PF_3, CCl_4, $COCl_2$.
27. Обсудите понятия «кратность связи», «правило октета», «насыщаемость связи», «поляризуемость связи»? Что такое направленность ковалентной связи, гибридизация? Приведите примеры молекул с sp^3 и sp^2 гибридизацией. В чем проявляются недостатки МВС?
28. Приведите основные положения метода Гиллеспи. Примените метод для определения геометрической конфигурации молекул NH_3, H_2O, XeF_4, BF_3, $SOCl_2$. Каковы ограничения метода Гиллеспи?
29. Каковы основы метода МО-ЛКАО? Что такое связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали и как они образуются из атомных орбиталей? Что такое σ-связь, π-связь, σ-орбитали, π-орбитали?
30. Постройте энергетические диаграммы МО следующих двухатомных молекул и ионов: H_2^-, Be_2, O_2, CN^-, определите кратность связи в них; для ионов предложите формулы изоэлектронных молекул. Определите, какие из указанных ионов и молекул парамагнитны.
31. Дайте определение понятию «ионная связь»? Каковы основные особенности ионных соединений? Приведите примеры соединений с преимущественно ионной связью, укажите основные характерные для них типы кристаллической структуры. В чем смысл константы Маделунга?
32. Что такое водородная связь? В каких молекулах и ионах она образуется и как влияет на их физические свойства? Как меняются температуры плавления и кипения в ряду галогенов и галогеноводородов?
33. Каковы основные особенности Ван-дер-ваальсовой связи? Укажите три типа Ван-дер-ваальсовых взаимодействий и обсудите их относительную энергию.
34. Как осуществляется связь в металлах? Сравните $Li_{2(Г)}$ и $Li_{(ТВ)}$): есть ли разница в связи в этих веществах?

Пример билета к рейтинговой контрольной работе №4:

1. Образование ковалентной связи с точки зрения метода валентных связей. Свойства ковалентной связи.
2. Ниже приведены значения углов между связями в молекулах:

Молекула	Угол связи, град.
C_2H_6	109,5
C_2H_4	120
C_2H_2	180

Предскажите состояние гибридизации валентных орбиталей атомов углерода и тип связи между атомами углерода. Изобразите модели молекул этих соединений.

3. Используя метод МО рассмотрите возможность существования частиц: HeH; HeF; He_2^-; B_2^-; F_2^-; Li_2.
4. Дипольные моменты молекул H_2S и SO_2 равны 0,93 и 1,61 D. Вычислить длину диполя и указать, в какой из молекул связь наиболее полярная?

Рейтинговая контрольная работа №5

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции»

Теоретическая подготовка

1. Окислительно-восстановительные процессы как реакции переноса электрона. Окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах методом ионно-молекулярных полуреакций.
2. Количественные характеристики окислительно-восстановительных переходов. Электродные потенциалы металлов. Гальванический элемент. Водородный электрод и водородный нуль отсчета потенциалов.
3. Стандартные условия и стандартный потенциал полуреакции. Таблицы стандартных восстановительных потенциалов. Использование табличных данных для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций в стандартных условиях.
4. Уравнения Нернста для потенциала электрода и для редокс-реакции.
5. Влияние pH на величину потенциалов водородного, кислородного и других электродов.
6. Участие воды в реакциях в качестве окислителя и восстановителя, зависимость от pH. 7. Схемы Латимера. Диаграммы Фроста.
8. Электролиз растворов и расплавов, процессы, протекающие на катоде и аноде, учет влияния плотности тока на электродный потенциал.
9. Коррозия металлов, механизм электрохимической коррозии, способы защиты от коррозии.

Типовые расчеты

1. Составление уравнений реакций:
– межмолекулярного окисления-восстановления;
– диспропорционирования;
– внутримолекулярного окисления-восстановления;
– с учетом влияния среды на окислительно-восстановительные свойства исходных веществ;
– с учетом влияния концентрации раствора и температуры на окислительно-восстановительные свойства веществ;
– когда восстановитель (или окислитель) одновременно выполняет функцию солеобразования;
– с учетом влияния концентрации окислителя и активности металла-восстановителя.
2. Определение направления окислительно-восстановительной реакции по величине окислительно-восстановительных потенциалов реагирующих веществ.
3. Определение возможности протекания окислительно-восстановительной реакции по величине изменения энергии Гиббса реакции.
4. Вычисление окислительно-восстановительного потенциала системы.
5. Вычисление константы равновесия окислительно-восстановительной реакции.
6. Определение возможности протекания реакции в гальваническом элементе.
7. Определение ЭДС гальванического элемента с учетом концентраций ионов.
8. Составление схемы гальванического элемента, работающего при коррозии металла, и вычисление массы металла, окисляющегося при коррозии.

9. Применение законов Фарадея при рассмотрении электролиза расплавов электролитов и водных растворов электролитов.

Пример билета к рейтинговой контрольной работе №5:

1. Закончите уравнения реакций, определите их тип и возможность протекания в прямом направлении по значениям окислительно-восстановительных потенциалов реагирующих веществ:

а) $FeSO_4+KMnO_4+H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4+Fe_2(SO_4)_3+\ldots$

б) $Na_2S+K_2Cr_2O_7+H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3+S+\ldots$

в) $Na_2SO_3+KMnO_4+H_2O \rightarrow Na_2SO_4+MnO_2+\ldots$

г)$Cl_2+KOH \rightarrow KClO_3+\ldots$

2. Вычислите ЭДС гальванического элемента:

$Ni/NiSO_4//CoSO_4/Co$; если $[Ni^{2+}]=0{,}001$ моль/л; $[Co^{2+}]= 0{,}1$ моль/л.

3. Рассчитайте для стандартных условий константу равновесия реакции:

$KMnO_4+HBr+H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4+HBrO_3+K_2SO_4+H_2O$

4. Вычислите массовую долю вещества в растворе, образовавшегося в результате электролиза 400мл 10%-ного раствора гидроксида натрия (плотность – 1,1 г/мл), если известно, что при этом выделилось 56 л кислорода (н.у.).

Рейтинговая контрольная работа №6

Тема: «Химия неметаллов»

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 17-й группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.
2. Как меняются по группе F-Cl-Br-I: а) радиусы атомов, б) первый потенциал ионизации, в) электроотрицательность атомов?
3. Какие из перечисленных соединений встречаются в природе: NaF, CaF_2, NaCl, HCl, $KClO_3$, Br_2, NaBr, $NaBrO_4$, NaI, $NaIO_3$? Как получают галогены в виде простых веществ в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Как изменяются окислительные свойства в ряду галогенов F_2-Cl_2-Br_2-I_2? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций. В чем проявляются особенности фтора по сравнению с другими галогенами? Для окислительно-восстановительных процессов напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.
5. Как изменяется в ряду галогеноводородов HF-HCl-HBr-HI: а) межатомное расстояние
H-Hal, б) прочность связи, в) кислотные свойства их растворов в воде?
6. Как изменяются восстановительные свойства в ряду галогеноводородов HF-HCl-HBr-HI? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций. Как получают галогенводороды? Для окислительно-восстановительных процессов напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.
7. Как галогены реагируют с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций. Дайте определение реакции диспропорционирования.
8. Каково пространственное строение анионов оксокислот хлора HClO, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_3$ и название кислот и их солей. Как меняется сила кислот в ряду HClO – $HClO_2$ – $HClO_3$ – $HClO_3$ – $HClO_4$? Для какой соли, KClO или $KClO_3$, значение pH растворов с одинаковой концентрацией будет больше, почему?
9. Как меняются окислительные свойства в ряду HClO – $HClO_2$ – $HClO_3$ – $HClO_3$ – $HClO_4$?
10. Сопоставьте по ряду оксокислот $HClO_3$ – $HBrO_3$ – HIO_3: а) окислительные свойства, б) кислотные свойства, в) термическую устойчивость. Приведите примеры взаимодействия этих кислот с I_2. Напишите уравнения соответствующих реакций.

11. Предложите способ получения $KICl_4 \cdot 2H_2O$, используя в качестве единственного источника хлора KCl, а в качестве единственного источника иода - KI.

а) Напишите уравнения всех реакций и укажите условия их проведения.

б) Напишите уравнения реакций взаимодействия этого соединения с избытком воды и с раствором KOH.

в) Каково геометрическое строение иона ICl_4^- и валентные углы (>, <, = 90°, 109.5°, 120°)? Ответ поясните, используя метод Гиллеспи.

12. Напишите уравнения реакций, укажите условия их проведения:

1) $HCl + KMnO_4 \rightarrow$
2) $HCl + KClO_3 \rightarrow$
3) $NaCl + H_2SO_4\ _{конц.} \rightarrow$
4) $KBr + H_2SO_4\ _{конц} \rightarrow$
5) $KBr + AgNO_3 \rightarrow$
6) $KI + I_{2(aq)} \rightarrow$
7) $CaF_2 + H_2SO_4\ _{(конц.)} \rightarrow$
8) $HI + CuCl_2 \rightarrow$
9) $I_2 + KClO_3 \rightarrow$
10) $KI + CI_2$ (в различных условиях) $\rightarrow$

13. Какова электронная конфигурация атомов элементов 16-й группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.

14. Как меняются по группе O-S-Se-Te: а) радиусы атомов, б) первый потенциал ионизации, в) электроотрицательность атомов?

15. Что такое аллотропия и полиморфизм? Какие аллотропные и полиморфные модификации кислорода и серы Вы знаете? Как их получают?

16. Как меняются физические и химические свойства простых веществ в ряду O-S-Se-Te?

17. Как изменяется в ряду H_2O-H_2S-H_2Se-H_2Te: а) межатомное расстояние H-Э, б) прочность связи, в) угол H-Э-H, г) полярность связи, д) $\Delta_f H°_{298}$? Как получают эти соединения?

18. Как изменяются кислотные свойства растворов в воде в ряду H_2S - H_2Se - H_2Te?

19. Как изменяются восстановительные свойства в ряду H_2O-H_2S-H_2Se-H_2Te? Проиллюстрируйте эту закономерность примерами химических реакций H_2O и H_2S.

20. Предложите способ получения диоксида серы, используя в качестве единственного источника серы $BaSO_4$. Напишите уравнения всех реакций и условия их проведения.

21. Используя в качестве единственного источника серы газообразный H_2S, предложите способ получения $Na_2S_2O_8$ и $Na_2S_2O_3$. Напишите уравнения соответствующих реакций и условия их проведения. Напишите уравнение реакции взаимодействия избытка $Na_2S_2O_8$ с $MnSO_4$ в подкисленном водном растворе.

22. В бюксах без этикеток находятся в виде порошков SeO_2 и Na_2SO_4. Определите содержимое бюксов, используя характерные химические реакции. Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций и условия их проведения.

23. Какая из кислот, серная или сернистая, является более сильным окислителем? Ответ подтвердите примерами уравнений реакций.

24. Что произойдет при взаимодействии SeO_2 с сульфитом натрия в кислой среде? Напишите уравнение реакции. Какое из упомянутых соединений Э(IV) является более сильным восстановителем? Приведите примеры соединений Э(VI), в которых соединение селена является более сильным окислителем.

25. В двух пробирках без этикеток находятся растворы, полученные в результате гидролиза $SOCl_2$ и SO_2Cl_2. Предложите химический способ определения содержимого

каждой пробирки. Напишите последовательно уравнения всех реакций и укажите, на основании каких свойств Вы распознаете каждое из веществ.

26. Определите, будет ли сера диспропорционировать с образованием H_2S и H_2SO_3 при pH = 3, если $E°(S/H_2S)$ = +0.14 В; $E^0(H_2SO_3/H_2S)$ = +0.38 В. Ответ подтвердите расчетом э.д.с. реакции. Считайте активности всех остальных веществ, участвующих в реакции, равными 1.

27. Какова электронная конфигурация атомов элементов 15-й группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.

28. Как меняются по группе N-P-As-Sb-Bi: а) радиусы атомов, б) электроотрицательность атомов, в) первые потенциалы ионизации?

29. Какими способами получают: аммиак, гидразин, гидроксиламин? Проиллюстрируйте примерами реакций их восстановительные свойства. Какие из этих веществ проявляют окислительную активность? Приведите примеры соответствующих реакций.

30. Используя в качестве примера цинк и медь, напишите уравнения взаимодействия металла с азотной кислотой различной концентрации: 2, 30, 60%.

31. Как изменяются восстановительные свойства в ряду NH_3-PH_3-AsH_3-SbH_3-BiH_3? Подтвердите ответ примерами химических реакций. Как получают PH_3 и SbH_3?

32. Известно, что в ряду элементов P-As-Sb-Bi устойчивость соединений в высшей степени окисления уменьшается. Каков состав соединений, образующихся при горении на воздухе фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута? Напишите уравнения реакций взаимодействия $KBiO_3$ с HCl и $KBiO_3$ с H_2SO_4.

33. Как меняются окислительные свойства в ряду HNO_2-HNO_3? Проиллюстрируйте ответ примерами химических реакций разбавленных растворов этих кислот с одним и тем же восстановителем. Напишите электронно-ионные уравнения полуреакций.

34. Напишите уравнения реакций и электронно-ионные уравнения полуреакций для следующих процессов:

1) $NH_2OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
2) $H_3PO_3 + KMnO_4 \rightarrow$
3) $Na_3AsO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$
4) $Sb + HNO_3 \rightarrow$
5) $Bi(OH)_3 + Cl_2 + NaOH \rightarrow$
6) $KBiO_3 + MnSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

35. Предложите схему получения:

а) из Bi — $KBiO_3$;
б) из $SbCl_3$ — $(NH_4)_3SbS_4$;
в) H_3NaAsO_2 — As;
г) из $Bi(NO_3)_3$ — $BiCl_3$;
д) из N_2 — HNO_3.

Напишите уравнения реакций.

36. В трех закрытых сосудах находятся продукты взаимодействия NOCl, PCl_3, $BiCl_3$ с водой.

1) Напишите уравнения реакций взаимодействия веществ с водой. Какова реакция среды (щелочная, нейтральная или кислая) получившихся растворов?

2) Какие процессы протекают при взаимодействии этих веществ с раствором NaOH? Напишите уравнения соответствующих реакций.

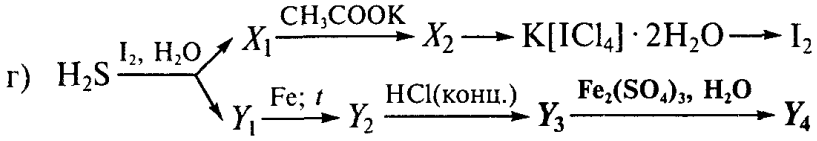
3) Приведите примеры реакций, в которых $NaNO_2$, $NaHPO_3$, $Bi(OH)_3$ проявляют окислительные свойства. Напишите уравнения реакций.

37. В трех пробирках без этикеток находятся растворы солей: NaH_2PO_2, Na_2SO_3 и $Na_2H_2P_2O_7$. Предложите химический способ определения содержимого каждой пробирки. Напишите последовательно уравнения всех предложенных Вами реакций и укажите, на основании каких свойств Вы распознали каждую из солей. Укажите, как меняются окислительно-восстановительные свойства и сила кислот в ряду H_3PO_4 - H_3PO_3 - H_3PO_2. Нарисуйте графические формулы анионов этих кислот.
38. Какова электронная конфигурация атомов элементов 14-й группы и бора? Какие степени окисления проявляют эти элементы? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.
39. Как изменяются атомные радиусы в ряду C-Si-Ge-Sn-Pb? Как изменяются по группе кислотные свойства оксидов Э(IV)?
40. Сопоставьте кислотные свойства угольной и ортокремниевой кислот. Что происходит при пропускании в раствор силиката натрия избытка углекислого газа? Как взаимодействуют при совместном прокаливании карбонат натрия с оксидом кремния (IV)? Напишите уравнения соответствующих реакций. Сопоставьте летучесть соответствующих оксидов. Как влияет строение оксида на его агрегатное состояние, химические и физические свойства?
41. Какие процессы протекают при растворении Na_2CO_3 в воде? Напишите уравнения реакций электролитической диссоциации и гидролиза этой соли. Какова реакция среды получившегося раствора: кислая, нейтральная или щелочная? Как усилить гидролиз?
42. Какие процессы протекают при взаимодействии BF_3, BCl_3, SiF_4, $SiCl_4$ с водой? Какие комплексные частицы образуются во фторидных растворах? Напишите уравнения соответствующих реакций. Какова реакция среды получившихся растворов: pH<7, =7, >7?
43. Приведите примеры (галогениды, оксиды, гидриды) близких свойств соединений бора и кремния и различия в свойствах однотипных соединений углерода. Напишите уравнения соответствующих реакций.
44. Объясните, можно ли хранить плавиковую кислоту (HF) в стеклянной посуде? Предложите несколько способов перевода в растворимые соединения оксида кремния SiO_2. Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций, укажите условия их проведения.
45. Характерны ли для соединений элементов 14-й группы ОВР? Приведите примеры.
46. Известно, что в ряду элементов Si, Ge, Sn, Pb устойчивость соединений в низшей положительной степени окисления увеличивается. Подтвердите устойчивость Pb уравнениями реакции PbO_2 с HCl. Приведите пример другой группы Периодической системы, в которой существует такая же закономерность.
47. Объясните, почему для разделения смеси сульфидов PbS и Sb_2S_3 можно использовать растворы сульфида $(NH_4)_2S$ или полисульфида $(NH_4)_2S_2$. Напишите уравнения соответствующих реакций.
48. Определите, будут ли соединения олова(II) восстанавливать $Bi(OH)_3$ при pH = 14 если известно, что $E°([Sn(OH)_6]^{2-}/[Sn(OH)_4]^{2-})$ = -0.93 В; $E°(Bi(OH)_3/Bi)$ = -0.45 В. Ответ подтвердите расчетом E°. Напишите уравнение реакции взаимодействия $Na_2[Sn(OH)_4]$ с $Bi(OH)_3$.

Пример билета к рейтинговой контрольной работе №6:

1. Учитывая значение характерного для атомов фосфора координационного числа и неустойчивость для фосфора pπ-связей, рассмотреть структуру фосфорных кислот. Чем объясняется многообразие кислот фосфора? Объяснить основность кислот, ответ подтвердить уравнениями реакций. Чем отличается структура тримета- $(NaPO_3)_3$, тетрамета- $(NaPO_3)_4$ и полиметафосфата натрия $(NaPO_3)n$?

2. Как действует концентрированная и разбавленная азотная кислота на серу, селен, теллур? Напишите уравнения реакций.
3. Тетрагидрат бромида марганца (II) массой 4,31 г. растворили в достаточном объеме воды. Через полученный раствор пропускали хлор до тех пор, пока молярные концентрации обеих солей не сравняются. Вычислите, какой объем хлора был пропущен при н.у.
4. Осуществите превращения:

г) 

где Xi-вещества, содержащие йод; Yi – вещества, содержащие серу.

Рейтинговая контрольная работа №7

Тема: «Комплексные соединения»

1. Координационная теория Вернера. Понятия: центральный атом, лиганды, внешняя и внутренняя сферы комплекса, координацонное число, дентатность лиганда.
2. Номенклатура комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений.
3. Строение комплексных соединений с позиций метода ВС. Гибридизация орбиталей при образовании октаэдрических, тетраэдрических и квадратных комплексов. Спинсвязанные и спинсвободные, внутри- и внешнеорбитальные комплексы, недостатки метода ВС.
4. Теория кристаллического поля (ТКП). Объяснение устойчивости комплексов. Расщепление d-орбиталей центрального атома в кристаллическом поле октаэдрического, тетраэдрического, тетрагонально-бипирамидального и квадратного комплексов. Низко- и высокоспиновые комплексы.
5. Связь энергии расщепления с окраской комплекса, спектрохимический ряд лигандов.
6. Энергия стабилизации кристаллического поля (ЭСКП). Расчет ЭСКП для октаэдрических и тетраэдрических комплексов. Понятие об эффекте Яна-Теллера.
7. Применение метода МО к координационным соединениям - теория поля лигандов (ТПЛ). Построение энергетических диаграмм МО для октаэдрических комплексов без учета и с учетом и π-перекрывания.
8. Устойчивость комплексов в растворах и основные факторы, ее определяющие. Лабильность и инертность.
9. Энтропийный вклад в энергетическую устойчивость комплексов, сольватный эффект, хелатный эффект, правила циклов Л.А.Чугаева.
10. Механизмы реакций комплексных соединений. Взаимное влияние лигандов в координационной сфере.
11. Приведите примеры цис-транс изомеров в квадратном и октаэдрическом комплексах и транс- изомеров в октаэдрическом комплексе.
12. Назовите приведенные ниже комплексы по номенклатуре ИЮПАК: $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $K_2[Fe(CN)_6]$, $[CoCl(NH_3)_5]^{2+}$.
13. Приведите химические формулы указанных ниже соединений: пентахлороникелат(П), гексааквaванадий(Ш), гексацианоферрат(Ш) калия.
14. Приведите электронную конфигурацию элементов в соответствующих степенях окисления, продолжая её за конфигурацией благородного газа: Cr^{2+}, Cu^{2+}, Nb^{4+}, W^{6+}.
15. Приведите электронное строение комплекса $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ с точки зрения МВС и укажите формальный тип гибридизации.

16. Объясните, чем различаются внутриорбитальный и внешнеорбитальный комплексы с точки зрения МВС. Приведите примеры соответствующих комплексов.
17. Нарисуйте диаграмму расщепления d-обиталей в полях октаэдрической и тетраэдрической симметрии.
18. Постройте диаграммы расщепления d-орбиталей для комплексных ионов $[Co(CN)_6]^{3+}$ и $[CoF_6]^{4-}$.
19. Что такое энергия стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП)? Как она рассчитывается для октаэдрических и тетраэдрических комплексов d-металлов? Приведите примеры.
20. Нарисуйте диаграмму расщепления d-орбиталей Mn^{2+} в ионах $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ и $[Mn(CN)_6]^{4-}$ и определите $\mu_{эфф}$ комплексных ионов.
21. Что такое термодинамическая устойчивость комплексов? Как связана термодинамическая устойчивость комплексов с ЭСКП?
22. Что такое лабильные и инертные комплексы? Приведите по одному примеру из каждой группы.
23. По методу валентных связей предскажите тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя и геометрическую форму следующих комплексов: тетрагидроксоаурат(III)-ион; катион гексааквааалюминия(III)
24. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепленных d-орбиталей и распределение электронов (ТКП) для гексааквакомплексов Cr^{+2} и Cr^{+3}. Сравните для этих комплексов: а) величину расщепления, б) термодинамическую устойчивость (ЭСКП), в) кинетическую устойчивость (лабильность, инертность), г) магнитный момент (мБ). Что изменится в строении этих комплексов, если воду заменить цианид-ионом?
25. Приготовлен 1 М по хрому раствор соли $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_x$. Определите значение *x* и вычислите степень окисления хрома, если для осаждения серебра из 100 мл 1 М раствора нитрата серебра было израсходовано 50 мл этого раствора.
26. К 0,1М раствору $K_2[Cu(CN)_4]$, содержащему, кроме того 0,1 моль/л KCN, прибавлен раствор сульфида натрия. Рассчитать концентрацию сульфид-ионов, при которой сульфид кадмия может выпасть в осадок. Произведение растворимости сульфида кадмия равно $3{,}6 \cdot 10^{-29}$.

Пример билета к рейтинговой контрольной работе №7:

1. С позиций методов ВС, ТКП и МО охарактеризовать строение комплексных ионов $[Fe(CN)_6]^{4-}$ и $[FeF_6]^{4-}$. Сделать вывод о свойствах комплексных ионов.
2. Вычислить заряды, назвать комплексные ионы, сделать вывод об устойчивости комплексных ионов: а) $[Cr(H_2O)_6]$, $[Cr(H_2O)_5Cl]$, $[Cr(H_2O)_4Cl_2]$, $[Cr(CN)_6]$, $[Cr(H_2O)_2(NH_3)_4]$, $[Cr(C_2O_4)_2(OH)_2]$. Выразить константы устойчивости комплексных ионов.
3. Константа нестойкости иона $[HgCl_4]^{2-}$ равна $6{,}03 \cdot 10^{-16}$ Образуется ли осадок сульфида ртути (II), если к 1 л 0,005М раствора соли $K_2[HgCl_4]$, содержащего 0,002 моль KCl, добавить 1 л 0,005М раствораK_2S? Образуется ли осадок гидроксида ртути (II), если к 1 л этого раствора добавить 0,02 моль КОН? ПР(HgS) = $4{,}0 \cdot 10^{-53}$, ПР($Hg(OH)_2$)= $1 \cdot 10^{-26}$

Рейтинговая контрольная работа №8

Тема: «Химия металлов»

1. Напишите электронные конфигурации атомов элементов 4 и 5 группы. Какие степени окисления проявляют эти элементы? Как изменяются атомные радиусы в рядах Ti - Zr - Hf, V - Nb - Ta? Почему плотность металлического Hf в два раза превышает плотность Zr?
2. Как изменяется относительная устойчивость соединений с низкими степенями окисления в ряду Ti - Zr - Hf? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

3. Какие координационные числа характерны для элементов 4 группы? Приведите примеры комплексов Ti(III), Ti(IV) и Zr(IV), существующих в твердой фазе и в растворе.
4. В виде каких соединений Ti, Zr, Hf встречаются в природе? Способы получения металлов.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно перевести TiO_2 в растворимые соединения титана.
6. Напишите уравнения реакций взаимодействия титана с соляной кислотой и со смесью азотной и плавиковой кислот.
7. Объясните различную окраску хлоридных растворов Ti(III) и Ti(IV) используя ТКП.
8. Почему тетрахлорид титана «дымит» во влажном воздухе? Напишите уравнения реакции, объясняющей это явление.
9. Как обнаружить присутствие соединений титана в растворе?
10. Какие степени окисления проявляет ванадий? Приведите примеры соединений. Какие координационные числа характерны для элементов 5 группы?
11. Почему ванадий, ниобий и тантал относят к рассеянным элементам? Как можно получить ванадий из V_2O_5?
12. Какие хлориды получаются в результате взаимодействия ванадия, ниобия и тантала с газообразным хлором? Напишите уравнения реакций.
13. Как последовательно изменяется цвет раствора при взаимодействии ванадата натрия с цинком в кислой среде? Напишите уравнения соответствующих реакций.
14. Напишите реакции взаимодействия VCl_2, VCl_3, $VOCl_2$, $VOCl_3$ со щелочью. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду V(II) - V(III) - V(IV) - V(V)?
15. Напишите уравнения следующих реакций и укажите условия их протекания:

$V_2O_5 + C + Cl_2 \rightarrow$

$Nb_2O_5 + C + Cl_2 \rightarrow$

$NaVO_3 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow$

$V_2O_5 + H_2O_2 + KOH \rightarrow$

16. Какова электронная конфигурация атомов элементов 6 группы? Какие степени окисления они имеют? Приведите примеры соответствующих соединений Cr, Mo, W.
17. Укажите, как меняются по группе: а) радиусы атомов, б) первые потенциалы ионизации, в) координационные числа, г) температуры плавления простых веществ.
18. Как меняется активность металлов по ряду Cr - Mo - W? Какие кислоты растворяют эти металлы? Напишите уравнения реакций хрома с растворами хлороводородной и азотной кислот.
19. Как меняется устойчивость соединений Cr, Mo, W в степенях окисления II и III? Обсудите особенности строения $Cr_2(CH_3COO)_4 \cdot 2H_2O$.
20. Как меняется устойчивость соединений Cr, Mo, W высших степеней окисления? Для подтверждения Вашего утверждения для соединений Cr(VI), Mo(VI) и W(VI) напишите реакции: а) взаимодействия с H_2S в среде раствора аммиака, б) взаимодействия с Zn в среде концентрированного раствора HCl.
21. Как меняются кислотно-основные свойства соединений в ряду Cr(II) - Cr(III) - Cr(VI)? Напишите уравнения реакций взаимодействия карбоната натрия с растворами а) $CrCl_2$, б) $CrCl_3$, в) CrO_3.
22. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепленных (7-орбиталей и распределение электронов (ТКП) для гексааквакомплексов Cr^{+2} и Cr^{+3}. Сравните для этих комплексов: а) величину расщепления (Δ_0), б) термодинамическую устойчивость (ЭСКП), в) кинетическую устойчивость (лабильность, инертность), г) магнитный момент (мБ). Что изменится в строении этих комплексов, если воду заменить цианид-ионом?
23. По данным химического анализа соединение содержит 19.5 масс % Cr, 40.0 масс % Cl, 4.5 масс % H, 36.0 масс % O. Изобразите строение всех изомеров этого вещества.
24. Рассмотрите диаграмму Латимера для хрома и обсудите окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в степенях окисления +2, +3, +6. В каких

условиях, и какими реагентами можно восстановить и окислить Cr(III) в растворе? Напишите уравнения реакций. Каковы продукты восстановления Cr(VI) в кислой, щелочной среде и при сплавлении?

25. При растворении металлического хрома в соляной кислоте сначала образовался голубой раствор, который со временем превратился в зеленый. При добавлении к этому раствору избытка щелочи выпавший в начале сизый осадок растворился с образованием ярко-зеленого раствора. После приливания к полученному раствору избытка бромной воды раствор приобрел желтую окраску, которая переходит в оранжевую при подкислении. Напишите уравнения всех упомянутых реакций.

26. Напишите реакцию восстановления дихромата калия сернистым газом в кислой среде. Определите возможность протекания этой реакции при pH=5, если для pH=0 $E°(Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) = 1{,}33В$, $E°(SO_4^{2-}/H_2SO_3) = 0{,}17В$, а активности всех остальных участников реакции равны единице.

27. Какова электронная конфигурация атомов элементов 7 группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соответствующих соединений Mn и Re. Какие координационные числа характерны для этих элементов?

28. Как меняются по группе Mn - Tc - Re а) радиусы атомов, б) первые ионизационные потенциалы?

29. В виде каких соединений встречается марганец в природе? Напишите уравнения реакций получения металлического марганца: а) методом алюмотермии (из пиролюзита MnO_2), б) электролитическим методом (из $MnSO_4$).

30. Как меняется активность металлов в ряду Mn - Tc - Re по отношению к кислотам? Напишите уравнения реакций:

$Mn + HCl \rightarrow$

$Tc + HNO_3\ (30\%) \rightarrow$

$Re + H_2O_2 \rightarrow$

31. Напишите уравнения приведенных реакций:

$KMnO_4 + H_2SO_{4(р-р)} + H_2S \rightarrow$

$KTcO_4 + H_2SO_{4(р-р)} + H_2S \rightarrow$

$KReO_4 + H_2SO_{4(р-р)} + H_2S \rightarrow$

Используя эти примеры, назовите наиболее сильный окислитель среди анионов MO_4^- (M = Mn, Tc, Re) и укажите, как меняется устойчивость соединений элементов в высших степенях окисления в ряду Mn - Tc - Re?

32. Напишите уравнения реакций взаимодействия MnO, MnO_2, K_2MnO_4 и K_2MnO_4 с соляной кислотой. Для уравнивания ОВР используйте электронно-ионный баланс. Какие из этих реакций используются как лабораторные методы получения хлора?

33. Что происходит при добавлении к раствору, содержащему перманганат-ион, раствора щелочи? Как меняется окраска раствора? Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции.

34. При взаимодействии $KMnO_4$ с $H_2C_2O_4$ в присутствии $K_2C_2O_4$ в водном растворе образуется триоксалатоманганат(III) калия. Напишите уравнение реакции. Для образовавшегося октаэдрического комплексного иона:

а) укажите полную электронную конфигурацию центрального иона ($1s^2 2s^2 ...$);

б) изобразите на диаграмме расщепленных d-орбиталей центрального иона (ТКП) распределение электронов и рассчитайте энергию стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП), учитывая, что $C_2O_4^{2-}$ - лиганд слабого поля;

в) рассчитайте эффективный магнитный момент (в магнетонах Бора) для $[Mn(C_2O_4)_3]^{3-}$.

35. Какова электронная конфигурация атомов элементов Fe, Co, Ni? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите пример соответствующих соединений.
36. В виде каких соединений встречается железо в природе? Как из них можно получить металл? Чем он может быть загрязнен?
37. Укажите, как меняются в периоде: а) радиусы атомов, б) первые потенциалы ионизации.
38. Рассмотрите диаграмму Латимера для Fe, Co, Ni и скажите:
1) Как меняется восстановительная способность металлов? Приведите примеры реакций этих металлов с концентрированной и разбавленной кислотами (HCl, H_2SO_4, HNO_3).

2) Двухзарядный ион какого металла легче окислить? Напишите уравнения реакций взаимодействия соединений Fe^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+} с: а) кислородом и б) бромной водой в щелочной среде.

3) Соединения Fe^{3+}или Co^{3+} являются более сильными окислителями? Напишите уравнения реакции $Fe(OH)_3$ и $Co(OH)_3$ с раствором: а) хлороводородной кислоты, б) азотной кислоты.

4) Напишите уравнения реакции $Co(OH)_3$ и K_2FeO_4 с раствором серной кислоты.
39. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепленных d-орбиталей и распределение электронов (ТКП) для цианидных комплексов Fe^{2+} и Fe^{3+}. Рассчитайте их магнитный момент. Сравните для этих комплексов:
а) величину расщепления (Δ_0), б) ЭСКП (термодинамическую устойчивость), в) кинетическую устойчивость (лабильность, инертность). Что изменится в строении этих комплексов, если цианид- ион заменить фторид-ионом?

40. Для комплексного иона $[Co(en)_2Br_2]^+$ изобразите все пространственные изомеры (en - это NH_2-CH_2CH_2-NH_2).
41. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепленных d-орбиталей и распределение электронов (ТКП) для аквакомплекса Co^{+2} и цианидного комплекса Co^{+2}. Сравните для этих комплексов: а) величину расщепления (Δ_0), б) ЭСКП (термодинамическую устойчивость), в) магнитный момент (мБ).
42. Значение pH раствора $FeCl_2$ больше, чем раствора $FeCl_3$. Объясните это явление с точки зрения кислотно-основных взаимодействий. Что можно сказать об изменении кислотно-основных свойств в ряду Fe(II) - Fe(III) - Fe(VI)?
43. Какие бинарные соединения железа и серы вы знаете? Можно ли осадить сульфид железа сероводородом? Качественно (без численных выкладок) объясните это с помощью понятий ПР и $K_a(H_2S)$.
44. Каковы качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}? Напишите уравнения реакций. Как можно различить растворы солей Fe^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}?
45. Какова электронная конфигурация атомов элементов IБ группы? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соответствующих соединений.
46. Как меняются по группе Cu - Ag - Au а) радиусы атомов, б) первые ионизационные потенциалы? Почему у элементов IБ группы радиусы атомов меньше, чем у соответствующих щелочных металлов, а ионизационные потенциалы значительно выше? Сопоставьте характер связи (ионный, ковалентный?) в хлоридах элементов IБ и I групп. Как это проявляется в их свойствах, какие хлориды более легкоплавки?
47. В виде каких соединений встречаются элементы IБ группы в природе? Как получают соответствующие металлы в промышленности? Напишите уравнения основных соответствующих реакций.

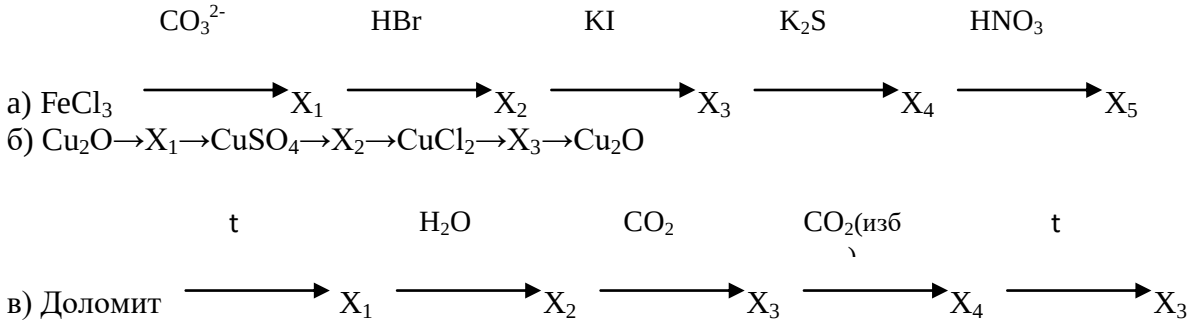
48. В каких кислотах можно растворить Cu, Ag, Au? Напишите уравнения соответствующих реакций. Почему эти металлы в стандартных условиях не растворяются в соляной кислоте? Как меняется активность металлов по ряду Cu - Ag - Au?
49. Будет ли металлическое железо вытеснять медь из солей Cu^{2+}, металлическая медь - железо из солей Fe ? Напишите уравнения соответствующих реакций.
50. Как получить гидроксид меди (II)? Можно ли для этого использовать: а) раствор аммиака, б) раствор NaOH? В чем растворяется гидроксид меди(II)? Можно ли для этого использовать: а) раствор аммиака, б) концентрированный раствор NaOH, в) раствор соляной кислоты? Проявляет ли $Cu(OH)_2$ амфотерные свойства? Напишите уравнения соответствующих реакций.
51. Как, исходя из $CuCl_2$, получить CuCl? В чем можно растворить CuCl? Объясните, почему при разбавлении водой солянокислого раствора хлорида меди(I) выпадает белый осадок. Напишите уравнения соответствующих реакций.
52. При пропускании в синий раствор $[Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]SO_4$ бесцветного газа H_2S выделяется черный осадок. Напишите уравнение соответствующей реакции.
53. Приведите примеры не растворимых в воде соединений серебра. Обсудите условия перевода их в растворимое состояние. Напишите уравнения соответствующих реакций.
54. Получите Ag_2O_2 из $AgNO_3$. Какие степени окисления проявляет серебро в этих соединениях? Напишите уравнения соответствующих реакций и условия их проведения.
55. Напишите уравнения реакций следующих превращений, укажите условия их проведения:

$$Au \rightarrow Na[Au(CN)_2] \rightarrow Au \rightarrow H[AuCl_4]$$

56. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепления d-орбиталей и распределение электронов центрального атома иона $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ (электронная конфигурация d^9). Почему этот ион окрашен, а Cu^+ (электронная конфигурация d^{10}) в CuCl - бесцветен?
57. Какова электронная конфигурация атомов элементов IIБ группы? Какие степени окисления они имеют? В чем заключается особое положение Zn, Cd и Hg в семействе переходных металлов?
58. Как изменяется активность металлов в ряду Zn - Cd - Hg? Какие из этих металлов растворяются в хлороводородной кислоте? В чем можно растворить ртуть?
59. Гидроксид цинка - амфотерное основание. Приведите примеры реакций, подтверждающих это утверждение.
60. Приведите примеры комплексных соединений цинка и кадмия. Каковы координационные числа центральных атомов и геометрия комплексов?
61. Приведите примеры соединений, содержащих Hg_2^{2+}, которые устойчивы при нормальных условиях? Что происходит при взаимодействии нитрата ртути (I) с: а) NaOH, б) H_2S, в) $NH_3 \cdot H_2O$)?
62. а) При растворении в воде нитрата ртути (II) раствор становится мутным, а нитрата кадмия - нет. Объясните это явление с точки зрения кислотно-основных взаимодействий.
63. Значение pH раствора $ZnCl_2$ меньше, чем раствора $CdCl_2$. Объясните это явление с точки зрения кислотно-основных взаимодействий.
64. Что можно сказать об изменении силы оснований в ряду Hg(II) - Cd(II) - Zn(II)?
65. Как меняется растворимость сульфидов элементов IIБ группы? Какие сульфиды можно осадить сероводородом в кислой среде? Качественно (без численных выкладок) объясните это с помощью понятий ПР и $K_a(H_2S)$. В чем можно растворить сульфид ртути?
66. При взаимодействии хлорида ртути(II) с аммиаком может получиться либо $HgNH_2Cl$, либо $Hg(NH_3)_2Cl_2$. Какие условия необходимы для получения этих соединений, каково их строение и какова их растворимость в воде?
67. Предложите способ выделения хлоридов цинка, кадмия и ртути из водного раствора, содержащего все три соли.
68. Предложите способ получения металлов IIБ группы из их сульфидов.

Пример билета к рейтинговой контрольной работе №8:

1. В чем проявляется отличие химии лития от химии остальных щелочных металлов? Рассмотреть на примере условий получения и устойчивости оксидов пероксидов, растворимости карбонатов, гидрокарбонатов и фосфатов, склонности к образованию кристаллогидратов солей. Чем обусловлено сходство химии лития и магния и в чем оно проявляется?
2. Как изменяется кислотно-основной характер, устойчивость и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов титана в ряду: $Ti(OH)_2$ – $Ti(OH)_3$ – $TiO_2 \cdot H_2O$? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.
3. Осуществите превращение (одно из приведенных):



4.Вычислить константы нестойкости аммиачного и этилендиаминового комплексов никеля и сравнить их по устойчивости в растворе:
$Ni^{2+} + 6NH_3 = [Ni(NH_3)_6]^{2+}$, ΔG=-12,4 ккал/моль = -52 кДж/моль
$Ni^{2+} + 3En = [Ni(En)_3]^{2+}$, ΔG=-27,4 ккал/моль = -114,5 кДж/моль
Объяснить строение, свойства и устойчивость указанных комплексных соединений.

Критерии оценки рейтинговых контрольных работ:

Критерии	Оценка	Уровень
Ответ полный, правильный, самостоятельный, материал изложен в определенной логической последовательности, демонстрируется многосторонность подходов, многоаспектность обсуждения проблемы, умение находить рациональные пути решения задач, устанавливать причинно-следственные связи между строением, свойствами и применением веществ, в логическом рассуждении при решении задачи, графических построениях нет ошибок, задача решена рациональным способом с корректным использованием необходимых физико-химических величин, получен верный ответ. Работа выполнена на 76-100%	«отлично»	повышенный (продвинутый) уровень
Дан полный, правильный ответ на основе изученных понятий, концепций,	«хорошо»	базовый уровень

закономерностей, теорий, но допускаются несущественные ошибки в расчетах при решении задач. . Работа выполнена на 66-75%		
Дан полный ответ, но при этом есть существенные ошибки указывающие на неумение использовать теоретические знания и умения при решении поставленных задач. Данные пробелы в знаниях не препятствуют дальнейшему обучению. Работа выполнена на 50-65%	«удовлетворительно»	пороговый уровень
Ответ обнаруживает незнание основного (порогового) содержания учебного материала Работа выполнена менее 50%	«неудовлетворительно»	уровень не сформирован

4.1.4 Пример вопросов, задаваемых на коллоквиуме

Коллоквиум «Химическая термодинамика и кинетика»

1. Сформулируйте первый закон термодинамики. Запишите выражение I-го начала термодинамики.

2. Рассчитайте ΔH^0_{298} следующих реакций, используя табличные значения $\Delta_f H^0_{298}$ соответствующих веществ:

$CrCl_{2(тв)} + H_{2(г)} = Cr_{(тв)} + 2HCl_{(г)}$

$2NOCl_{(г)} = 2NO_{(г)} + Cl_{2(г)}$

$Fe_3O_{4(тв)} + CO_{(г)} = 3FeO_{(тв)} + CO_{2(г)}$

3. Почему, в отличие от энтальпии, для энтропии возможно определение абсолютного значения?

4. В реакционный сосуд для проведения реакции $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$ было введено 1.5 моль / л диоксида серы и 1 моль / л кислорода. Через некоторое время скорость реакции уменьшилась в 6 раз по сравнению с первоначальной. Рассчитайте концентрацию диоксида серы в этот момент времени.

5. От каких факторов зависит константа равновесия? Каким образом можно изменить соотношение компонентов реакции, находящихся в равновесии? Напишите выражения для константы равновесия для этих реакций. Не проводя расчетов, предскажите, как изменится количество исходных веществ в равновесии, если: а) увеличить температуру, б) увеличить давление.

$CO_{(г)} + Cl_{2(г)} = COCl_{2(г)}$	$\Delta H°<0$
$NH_4NO_{3(тв)} = N_2O_{(г)} + H_2O_{(г)}$	$\Delta H°>0$
Ba^{2+} (р) + $SO_4^{2-}{}_{(р\text{-}р)} = BaSO_{4(тв)}$	$\Delta H°<0$
$H_{2(г)} + Cl_{2(г)} = 2HCl_{(г)}$	$\Delta H°<0$

Коллоквиум «Строение атома и химическая связь»

35. Что определяется принципом Паули и правилами Хунда? Приведите электронную конфигурацию S, Cr, Ge, Br, Rb, Ti^{3+} , Fe^{3+}, P^{3+}, начиная от предшествующего благородного газа.
36. Обсудите следующие основные свойства химических элементов: атомный радиус, первый потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Каковы основные тенденции изменения этих величин в группах и периодах?

37. Приведите основные положения метода Гиллеспи. Примените метод для определения геометрической конфигурации молекул NH_3, H_2O, XeF_4, BF_3, $SOCl_2$. Каковы ограничения метода Гиллеспи?
38. Постройте энергетические диаграммы МО следующих двухатомных молекул и ионов: H_2^-, Be_2, O_2, CN^-, определите кратность связи в них; для ионов предложите формулы изоэлектронных молекул. Определите, какие из указанных ионов и молекул парамагнитны.

Вопросы к коллоквиуму по теме «Химия непереходных элементов»

49. Как меняются по группе F-Cl-Br-I: а) радиусы атомов, б) первый потенциал ионизации, в) электроотрицательность атомов?
50. Как изменяется в ряду H_2O–H_2S–H_2Se–H_2Te: а) межатомное расстояние Н-Э, б) прочность связи, в) угол Н-Э-Н, г) полярность связи, д) $\Delta fH°298$? Как получают эти соединения?
51. Напишите уравнения реакций и электронно-ионные уравнения полуреакций для следующих процессов:

1) $NH_2OH + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
2) $H_3PO_3 + KMnO_4 \rightarrow$
3) $Na_3AsO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$

4. Определите, будут ли соединения олова(II) восстанавливать $Bi(OH)_3$ при pH = 14 если известно, что $E^0([Sn(OH)_6]^{2-}/[Sn(OH)_4]^{2-})$ = -0.93 В; $E^o(Bi(OH)_3/Bi)$ = -0.45 В. Ответ подтвердите расчетом ΔE^0. Напишите уравнение реакции взаимодействия $Na_2[Sn(OH)_4]$ с $Bi(OH)_3$.

Вопросы к коллоквиуму «Комплексные соединения»

27. По методу валентных связей предскажите тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя и геометрическую форму следующих комплексов: тетрагидроксоаурат(III)-ион; катион гексааквааалюминия(III)
28. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепленных d-орбиталей и распределение электронов (ТКП) для гексааквакомплексов Cr^{+2} и Cr^{+3}. Сравните для этих комплексов: а) величину расщепления, б) термодинамическую устойчивость (ЭСКП), в) кинетическую устойчивость (лабильность, инертность), г) магнитный момент (мБ). Что изменится в строении этих комплексов, если воду заменить цианид-ионом?
29. Приготовлен 1 М по хрому раствор соли $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_x$. Определите значение *x* и вычислите степень окисления хрома, если для осаждения серебра из 100 мл 1 М раствора нитрата серебра было израсходовано 50 мл этого раствора.
30. К 0,1М раствору $K_2[Cu(CN)_4]$, содержащему, кроме того 0,1 моль/л KCN, прибавлен раствор сульфида натрия. Рассчитать концентрацию сульфид-ионов, при которой сульфид кадмия может выпасть в осадок. Произведение растворимости сульфида кадмия равно $3{,}6\cdot10^{-29}$.

Вопросы к коллоквиуму по теме «Химия переходных элементов»

69. Какова электронная конфигурация атомов элементов 6 группы? Какие степени окисления они имеют? Приведите примеры соответствующих соединений Cr, Mo, W.
70. Какие координационные числа характерны для элементов 4 группы? Приведите примеры комплексов Ti(III), Ti(IV) и Zr(IV), существующих в твердой фазе и в растворе.
71. Напишите уравнения реакций, используя для каждого превращения минимальное число стадий, укажите условия их проведения:

$MgCl_{2\ р\text{-}р} \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgO \rightarrow Mg$
$BaCl_2 \rightarrow BaSO_3 \rightarrow BaSO_4 \rightarrow BaS \rightarrow BaCl_2$
$Al \rightarrow Na[Al(OH)_4(H_2O)_2] \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow KAl(SO_4)_2\cdot12H_2O$

72. Рассмотрите диаграмму Латимера для хрома и обсудите окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в степенях окисления +2, +3, +6. В каких условиях, и какими реагентами можно восстановить и окислить Cr(III) в растворе? Напишите уравнения реакций. Каковы продукты восстановления Cr(VI) в кислой, щелочной среде и при сплавлении?

4.2 Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации.

Для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения дисциплины «Неорганическая химия», проводится промежуточная аттестация в виде экзамена (1 и 2 семестр).

4.2.1 Оценочные средства для проведения экзамена:

Вопросы к экзамену (1 семестр)

1. Атомно-молекулярная теория. Основные стехиометрические законы.
2. Развитие представлений о строении атома. Модели Томсона, Резерфорда, постулаты Бора. Квантово-корпускулярный дуализм, волновая природа электрона, гипотеза де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга.
3. Волновая функция электрона. Уравнение Шредингера. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции. Понятие о главном, орбитальном, магнитном, спиновом квантовых числах.
4. Порядок заполнения электронных оболочек многоэлектронных атомов, объяснение зависимости энергии орбиталей от орбитального квантового числа, принцип Паули, правило Хунда, правила Клечковского.
5. Свойства атомов: радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность (по Полингу, Малликену, Олреду-Рохову). Периодичность в изменении этих свойств атомов химических элементов.
6. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Общие свойства классов химических элементов: инертные газы, типические элементы, переходные (d-) и внутрирядные переходные (f-) элементы.
7. Состав атомного ядра. Дефект массы, энергия связи нуклонов в ядре, зависимость устойчивости ядер от числа нуклонов. Виды радиоактивности, радиоактивные ряды.
8. Зависимость скорости радиоактивного распада от количества частиц, период полураспада и константа скорости распада. Ядерные реакции, реакции деления и синтеза ядер.
9. Природа химической связи. Зависимость потенциальной энергии от межъядерного расстояния. Энергия и длина химической связи.
10. Ионная связь. Расчет энергии связи между ионами и энергии кристаллической решетки ионного соединения. Поляризуемость и поляризующее действие ионов, их влияние на степень ионности связи.
11. Основные положения метода валентных связей (ВС): способ построения волновой функции молекулы, объяснение причины устойчивости молекул в методе ВС.
12. Объяснение геометрической формы молекул с позиций метода ВС (теория гибридизации атомных орбиталей) и с позиций теории отталкивания валентных электронных пар (метод Гиллеспи).
13. Теория резонанса в ВС, принципы выбора граничных (канонических) форм. Свойства донорно-акцепторной связи.

14. Основные положения метода молекулярных орбиталей (метод МО ЛКАО): способ построения волновой функции молекулы, объяснение причины устойчивости молекул в методе МО.
15. Виды двуцентровых МО: связывающие и разрыхляющие σ_{ss}, σ_{pp}, σ_{sp}, σ_{dd}, π_{pp}, π_{dp}, δ_{dd} – орбитали, примеры несвязывающих орбиталей.
16. Энергетические диаграммы МО двухатомных гомоядерных молекул элементов I и II периода. Порядок связи в молекуле. Магнитные свойства веществ. Энергетические диаграммы МО двухатомных гетероядерных молекул и ионов.
17. Понятие о многоцентровых молекулярных орбиталях, примеры электронодефицитных и электроноизбыточных соединений, объяснение их устойчивости методом МО.
18. Виды межмолекулярного взаимодействия (ориентационное, индукционное, дисперсионное).
19. Причины образования водородной связи, влияние водородной связи на физические свойства веществ. Объяснение устойчивости водородной связи в методах ВС и МО.
20. Металлическая связь. Основные положения зонной теории, объяснение свойств диэлектриков, металлов, полупроводников с позиций этой теории.
21. Типы кристаллических решеток: атомная, молекулярная, ионная, металлическая.
22. Дефекты кристаллической решетки, классификация, влияние на электрические свойства. Отклонения от стехиометрии в составе твердых веществ. Дальтониды и бертоллиды.
23. Термодинамическая система, типы систем и процессов. Параметры, функции состояния. Внутренняя энергия, теплота, работа. Первый закон термодинамики.
24. Применение первого закона термодинамики к изохорным и изобарным процессам. Закон Гесса, следствие из закона Гесса. Термохимические уравнения. Определение энергии кристаллической решетки соли из цикла Борна-Габера.
25. Теплоемкость (удельная, молярная, средняя, истинная, изобарная, изохорная). Зависимость изменения энтальпии химической реакции от температуры (закон Кирхгоффа).
26. Работа расширения идеального газа в изобарных и изотермических условиях. Понятие о равновесных процессах в термодинамике.
27. Самопроизвольное и несамопроизвольное протекание процессов. Второй закон термодинамики. Энтропия, термодинамическое и вероятностное определение.
28. Изменение энтропии в различных процессах: химическая реакция, нагревание вещества, фазовые переходы, расширение газа. Третий закон термодинамики (постулат Планка). Расчет абсолютных значений энтропии.
29. Критерии самопроизвольного протекания химических процессов в закрытых системах: энергия Гиббса, энергия Гельмгольца. Химический потенциал, критерий самопроизвольного протекания процесса в открытой системе.
30. Химическое равновесие. Термодинамический вывод закона действующих масс. Уравнение изотермы химической реакции. Константа химического равновесия.
31. Константы химического равновесия, выраженные через парциальные давления, концентрации, активности компонентов равновесной системы, связь между ними. Зависимость константы химического равновесия от температуры (уравнение Вант Гоффа), принцип Ле Шателье.
32. Основные понятия химической кинетики: скорость, механизм, порядок, молекулярность реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Скорость реакции в гетерогенной системе.
33. Построение кинетических кривых для реакций первого и второго порядка. Определение константы скорости по экспериментальным данным. Последовательные реакции.

34. Зависимость скорости от температуры. Правило Вант Гоффа. Уравнение Аррениуса, экспериментальное определение энергии активации.
35. Представление о теории активных столкновений и теории активированного комплекса. Катализ, катализаторы.
36. Гетерогенные равновесия. Понятие о фазе, независимом компоненте, числе степеней свободы. Вывод основного закона гетерогенного равновесия (правило фаз Гиббса). Фазовая диаграмма воды: расчет числа степеней свободы в однокомпонентной системе,.
37. Диаграммы состав – свойства для процесса кристаллизации в двухкомпонентных системах: с эвтектикой, с образованием химического соединения, с неограничной и ограниченной растворимостью компонентов в твердом состояние.
38. Жидкие растворы. Способы выражения состава раствора (массовая и мольная доли, молярная и моляльная концентрации). Растворимость веществ, насыщенные и пересыщенные растворы, влияние энтальпийного и энтропийного фактора на растворимость веществ, объяснение влияния температуры на растворимость газов и твердых веществ.
39. Идеальные растворы. Коллигативные свойства растворов: уменьшение давления пара над раствором (закон Рауля), кипение и замерзание растворов, определение молекулярной массы в эбулиоскопическом и криоскопическом методе, осмос, закон Вант Гоффа для осмотического давления.
40. Отклонения растворов от идеальности, причины. Понятие об активности, коэффициенте активности, способах выбора стандартного состояния.
41. Электролитическая диссоциация. Связь изотонического коэффициента с кажущейся степенью диссоциации. Теория Дебая-Хюккеля.
42. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации, связь со степенью диссоциации (закон разбавления Оствальда). Диссоциация воды. Водородный показатель.
43. Расчет pH растворов сильных и слабых кислот и оснований.
44. Гидролиз солей: константа гидролиза и ее связь с константой диссоциации слабого электролита, расчет pH растворов гидролизующихся солей.
45. Влияние температуры, разбавления и добавления кислот и щелочей на равновесие в реакции гидролиза соли, условия протекания «необратимого» гидролиза.
46. Буферные растворы, примеры, расчет pH, объяснение буферного действия, буферная емкость.
47. Равновесие между раствором малорастворимого сильного электролита и его осадком, произведение растворимости, условие выпадения осадка, расчет растворимости, солевой эффект, его объяснение.
48. Основные положения протолитической теории Бренстеда-Лоури, сопряженные пары кислот и оснований, применение к реакциям в водном растворе (диссоциация, нейтрализация, гидролиз).
49. Применение теории Бренстеда-Лоури к неводным растворам. Участие растворителя в кислотно-основном равновесии, сродство к протону, дифференцирующие и нивелирующие растворители.
50. Определение кислот и оснований по Льюису. Теория Пирсона, понятие о мягких и жестких кислот и оснований, примеры, применение теории к объяснению устойчивости комплексов.
51. Окислительно-восстановительные реакции. Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов: константа равновесия, изменение энергии Гиббса и ЭДС, связь между ними.
52. Электродные потенциалы металлов. Гальванический элемент. Водородный электрод. Стандартные условия и стандартный потенциал полуреакции. Определение направления окислительно-восстановительного процесса в стандартных условиях.

Зависимость направления ОВР от условий, уравнение Нернста для электродного потенциала и ЭДС.

53. Влияние pH на величину восстановительного потенциала. Участие воды в окислительно-восстановительных реакциях в роли окислителя и восстановителя, зависимость потенциала водородного и кислородного электродов от pH.

54. Электролиз: процессы, происходящие в расплавах и растворах электролитов, законы Фарадея.

55. Коррозия металлов. Виды коррозии. Механизм электрохимической коррозии, способы защиты металлов от нее.

Вопросы к экзамену (2 семестр)

1. Водород: положение в периодической системе, особенности, изотопы. Свойства водорода - простого вещества. Ион водорода и гидрид-ион. Общие свойства ионных и ковалентных гидридов.
2. Галогены: общая характеристика, особенности фтора, устойчивость молекул галогенов, свойства простых веществ (реакции с водой, металлами, неметаллами, растворимость в воде и неполярных растворителях).
3. Галогеноводороды: строение молекул, физические и химические свойства, сравнительная характеристика термической устойчивости, кислотных и восстановительных свойств. Способы получения галогеноводородов.
4. Кислородсодержащие соединения галогенов, проявление вторичной периодичности, изменение строения, устойчивости, кислотных и окислительных свойств с изменением степени окисления галогена.
5. Межгалогенные соединения: строение молекул в рамках методов ВС и Гиллеспи, зависимость состава от соотношения размеров атомов, физические и химические свойства.
6. Халькогены: общая характеристика, особенности кислорода. Склонность атомов к образованию цепей, кратных связей.
7. Кислород: строение молекул кислорода и озона (методы ВС и МО), их физические и химические свойства. Классификация оксидов, общие свойства. Пероксиды и надпероксиды.
8. Модификации серы, фазовая диаграмма серы. Химические свойства простых веществ элементов подгруппы серы.
9. Гидриды серы, селена, теллура: сравнение устойчивости, восстановительных свойств, кислотных свойств водных растворов. Сульфиды металлов, сульфаны и полисульфиды.
10. Кислородные соединения серы, селена, теллура: изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств в рядах SO_2 - SeO_2 - TeO_2; SO_3 - SeO_3 - TeO_3 и соответствующих кислот. Строение сульфит-, бисульфит- и сульфат-ионов.
11. Серная кислота и ее соли. Тиосерная кислота и ее соли (тиосульфаты). Продукты замещения в серной кислоте: полисульфаты, галогенангидриды, пероксокислоты. Политионовые кислоты, строение политионат-ионов.
12. p-элементы V группы: общая характеристика, особенности азота. Склонность атомов к образованию цепей, кратных связей.
13. Строение молекулы азота (ВС, МО), его физические и химические свойства, модификации фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута.
14. Общая характеристика гидридов p-элементов V группы: строение молекул, термическая устойчивость, восстановительные свойства, кислотно-основные свойства.
15. Аммиак: физические и химические свойства, свойства жидкого аммиака, свойства солей аммония. Гидразин, гидроксиламин, азотистоводородная кислота, азид-ион: строение и свойства.

16. Оксид азота(I) и азотноватистая кислота: строение молекул и свойства. Оксид азота(II) - строение молекулы в рамках методов МО и ВС, ион нитрозония. Оксид азота(III) и азотистая кислота, нитриты.
17. Строение оксида азота(IV) и его димера, равновесие в системе NO_2 – N_2O_4. Оксид азота(V), азотная кислота: строение молекул, окислительные свойства; строение нитрат-иона.
18. Оксиды и гидроксиды фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута: устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Строение оксидов фосфора, строение кислородсодержащих кислот фосфора, кислотные и окислительно-восстановительные свойства.
19. p-элементы IV группы: общая характеристика, особенности углерода. Склонность атомов к образованию цепей, кратных связей.
20. p-элементы IV группы - простые вещества: типы кристаллических структур углерода (алмаз, графит, карбин), кремния, олова (α, β, γ - формы), свинца; химические свойства. Водородные соединения углерода и кремния: строение, различия в реакционной способности.
21. Оксиды углерода: строение (ВС и МО), физические и химические свойства (взаимодействие с водой, окислительно-восстановительные свойства), карбонилы металлов (строение, объяснение устойчивости). Угольная кислота и ее соли.
22. Соединения углерода с азотом и серой: циан, цианистоводородная кислота, цианиды, цианидные комплексы. Цианат- и тиоцианат-ионы. Общая характеристика галогенидов элементов IVA группы.
23. Оксид кремния, кремниевые кислоты, силикаты. Закономерности в изменении строения и химических свойств оксидов и гидроксидов Ge, Sn, Pb в различных степенях окисления: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
24. Кристаллическая структура, физические и химические свойства бора. Получение, строение (МО) и свойства диборана, восстановительные свойства, реакция с водой, образование боргидридных комплексов, их строение. Высшие бораны: строение (элементы структуры), закономерности в изменении свойств.
25. Оксид бора, борные кислоты, бораты. Строений соединений бора с азотом, аналогия с углеводородами, алмазом и графитом.
26. Физические и химические свойства Al, Ga, In, Tl. Закономерности в изменении свойств соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды) элементов в степени окисления +3. Комплексные соединения. Соединения в низших степенях окисления.
27. s-элементы II группы: общая характеристика, особенности бериллия, проявление диагонального сходства. Свойства простых веществ, гидридов, галогенидов. Оксиды и гидроксиды: закономерности в изменении свойств. Комплексные соединения.
28. s-элементы I группы: общая характеристика, особенности лития. Свойства простых веществ: взаимодействие с кислородом, водой. Закономерности в строении и свойствах соединений с кислородом, гидроксидов, карбонатов, галогенидов.
29. Инертные газы: общая характеристика, нахождение в природе, получение. Химические свойства инертных газов (взаимодействие с водой, синтез Барлетта). Строение (МО) и свойства фторидов ксенона. Кислородные соединения ксенона.
30. Строение комплексных соединений с позиций метода ВС. Гибридизация орбиталей при образовании октаэдрических, тетраэдрических и квадратных комплексов. Примеры спин-связанных, спин-свободных, внутри- и внешнеорбитальных комплексов.
31. Теория кристаллического поля (ТКП), основные положения, энергетическая диаграмма образования комплекса. Расщепление d-орбиталей центрального атома в кристаллическом поле для октаэдрического, квадратно-бипирамидального, квадратного и тетраэдрического комплексов. Низко- и высокоспиновые комплексы.

32. Связь величин расщепления кристаллическим полем с окраской комплекса, спектрохимический ряд. Энергия стабилизации кристаллическим полем октаэдрической и тетраэдрической симметрии. Понятие об эффекте Яна-Теллера.
33. Строение комплексных соединений с позиций метода МО (теория поля лигандов). Построение энергетических диаграмм октаэдрических комплексов. Величина расщепления в теории поля лигандов. π-Взаимодействие d-орбиталей центрального атома с орбиталями лигандов.
34. Факторы, влияющие на термодинамическую устойчивость комплексных соединений. Энтальпийный вклад: влияние заряда и размера иона металла, учет расщепления в кристаллическом поле, основности лиганда; энтропийный вклад: сравнение ступенчатых констант устойчивости, объяснение хелатного эффекта, правило циклов Чугаева.
35. d-элементы IV группы: общая характеристика, свойства простых веществ. Высшее состояние окисления: оксиды, гидроксидов, структура смешанных оксидов титана (решетки типа шпинели, ильменита, перовскита), химия водных растворов, комплексные соединения. Соединения титана в степени окисления +3.
36. d-элементы V группы: общая характеристика, свойства простых веществ. Соединения элементов со степенью окисления +5: сравнительная устойчивость, равновесия в водных растворах. Соединения ванадия в низших степенях окисления.
37. d-элементы VI группы: общая характеристика, свойства простых веществ. Соединения элементов со степенью окисления +6: сравнительная устойчивость оксидов, кислот, анионов, окислительная способность, равновесия в водных растворах, изо- и гетерополисоединения. Соединения хрома в низших степенях окисления, свойства оксидов и гидроксидов. Соединения Mo и W в низких степенях окисления: “сини” и “бронзы”.
38. d-элементы VII группы: общая характеристика, свойства простых веществ. Соединения марганца в степенях окисления +2, +3, +4, +6, +7: свойства (кислотно-основные и окислительно-восстановительгные) оксидов и гидроксидов. Соединения элементов со степенью окисления +7: сравнительная устойчивость оксидов, кислот, анионов, окислительная способность.
39. Элементы подгруппы железа (Fe, Co, Ni): свойства простых веществ, промышленный способ получения железа, коррозия железа, устойчивость соединений со степенью окисления +2 и +3, кислотно-основные и окислительно-восстановительгные свойства оксидов и гидроксидов. Комплексные соединения. Соединения железа(VI).
40. d-элементы VIII группы: общая характеристика. Элементы подгруппы платины (Ru, Os, Rh, Ir, Pd, Pt): свойства простых веществ (реакции с кислотами, неметаллами), соединения в степенях окисления +2, +3, +4, +6, +8.
41. d-элементы I группы: общая характеристика, свойства простых веществ. Соединения элементов в степенях окисления +1, +2, +3. Состав и строение комплексных соединений.
42. Элементы побочной подгруппы II группы: общая характеристика, свойства простых веществ (место в ряду напряжений, причина инертности ртути). Соединения элементов в степени окисления +2: оксиды, гидроксиды, галогениды. Соединения ртути (I).
43. Элементы побочной подгруппы III группы: общая характеристика, свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов в состоянии окисления +3, влияние размера иона на химические свойства. Соединения элементов со степенью окисления +2 и +4.
44. Актиний и актиноиды: сравнение энергий 5f-, 6d- и 7s-орбиталей, нахождение в природе, способы получения, сравнительная устойчивость соединений со степенями окисления +3, +4, +5 и +6 для элементов первой половины ряда, соединения со степенью окисления +3 для элементов второй половины ряда.

Пример экзаменационных билетов:

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Кубанский государственный университет»
04.03.01 Химия
Кафедра общей, неорганической химии и ИВТ в химии
Дисциплина «Неорганическая химия», ч. 1

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1.

1. Объяснение геометрической формы молекул с позиций метода ВС (теория гибридизации атомных орбиталей) и с позиций теории отталкивания валентных электронных пар (метод Гиллеспи).

2. Гетерогенные равновесия. Понятие о фазе, независимом компоненте, числе степеней свободы. Вывод основного закона гетерогенного равновесия (правило фаз Гиббса). Фазовая диаграмма воды: расчет числа степеней свободы в однокомпонентной системе.

3. Вычислите K_p реакции $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$ при 298 K по следующим данным:

Вещество	NO	Cl_2	NOCl
$\Delta H°$, кДж/моль	90,37	0	53,55
$S°$, Дж/(моль·K)	210,62	223,0	263,6

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Кубанский государственный университет»
04.03.01 Химия
Кафедра общей, неорганической химии и ИВТ в химии
Дисциплина «Неорганическая химия», ч. 2

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 2.

1. Оксид бора, борные кислоты, бораты. Строений соединений бора с азотом, аналогия с углеводородами, алмазом и графитом.

2. Кинетически лабильные и инертные комплексы. Механизм реакций обмена лигандов.

3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaC_2 \rightarrow CaCN_2 \rightarrow NH_3$$

Для второй реакции определить возможность протекания процесса при стандартных условиях.

Контроль освоения дисциплины и оценка знаний обучающихся на экзамене производится в соответствии с Положением о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся КубГУ и его филиалов.

Критерии	Оценка	Уровень
Ответ полный, правильный, самостоятельный, материал изложен в определенной логической последовательности демонстрируется многосторонность подходов, многоаспектность обсуждения проблемы, умение аргументировать собственную точку зрения, находить пути решения познавательных задач, устанавливать причинно-следственные связи между строением, свойствами и применением веществ, в логическом рассуждении, решении задачи, графических построениях нет ошибок, задача решена рациональным способом	«отлично»	повышенный (продвинутый) уровень
Дан полный, правильный, самостоятельный ответ на основе изученных понятий, концепций, закономерностей, но допускаются несущественные ошибки в решении задач.	«хорошо»	базовый уровень
Дан полный ответ, но при этом есть существенные ошибки указывающие на неумение использовать теоретические знания и умения при решении поставленных задач. Данные пробелы в знаниях не препятствуют дальнейшему обучению.	«удовлетворительно»	пороговый уровень
Ответ обнаруживает незнание основного (порогового) содержания учебного материала	«неудовлетворительно»	менее 50%, уровень не сформирован

Оценочные средства для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья выбираются с учетом их индивидуальных психофизических особенностей.

– при необходимости инвалидам и лицам с ограниченными возможностями здоровья предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на экзамене;

– при проведении процедуры оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья предусматривается использование технических средств, необходимых им в связи с их индивидуальными особенностями;

– при необходимости для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья и инвалидов процедура оценивания результатов обучения по дисциплине может проводиться в несколько этапов.

Процедура оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по дисциплине (модулю) предусматривает предоставление информации в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

Для лиц с нарушениями зрения:

– в печатной форме увеличенным шрифтом,

– в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями слуха:

– в печатной форме,

– в форме электронного документа.

Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:

– в печатной форме,

– в форме электронного документа.

Данный перечень может быть конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся.

5. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины (модуля).

5.1 Основная литература:

1. Неорганическая химия. Учебник./ А.В. Шевельков, А.А. Дроздов, М.Е. Тамм; под.ред. А.В. Шевелькова.- М.: Лаборатория знаний, 2021.-586 с. ISBN 978-5-00101-029-6

2. Неорганическая химия. Практикум/ Е.И. Ардашникова, Е.Д. Демидова, В.А. Алешин; под ред. А.В. Шевелькова. М.: Лаборатория знаний, 2021.-473 с. ISBN 978-5-00101-031-9

3. Неорганическая химия. Вопросы и задачи / Е.В. Карпова, Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо и др.; под ред. А.В. Шевелькова. М.: Лаборатория знаний, 2021.-174 с. ISBN 978-5-00101-030-2

4. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учеб. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2014. — 752 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/50684

5. Гринвуд, Н. Химия элементов: в 2 т. (комплект) [Электронный ресурс] : справ. / Н. Гринвуд, Эрншо А.. — Электрон. дан. — Москва : Издательство "Лаборатория знаний", 2017. — 1348 с. — Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/94157

6. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 240с.

7. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2004. – 368с.

8. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.1: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 352с.

9. Неорганическая химия: в 3-х томах/ Под ред. Ю.Д. Третьякова: Т2: Химия переходных элементов Кн.2: Учебник для студ. высш.учеб. заведений/ А.А. Дроздов,В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; - М: Издательский центр «Академия», 2007. – 400 с.

10. Ардашникова, Е.И. Сборник задач по неорганической химии [Текст] : учебное пособие для студентов / Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо, М. Е. Тамм ; под ред. Ю. Д. Третьякова. - М. : Академия, 2008. - 208 с. - (Высшее профессиональное образование. Естественные науки). - Библиогр.: с. 206. - ISBN 9785769538797.

11. Зайцев О.С. Задачи, упражнения и вопросы по химии: Учеб. пособие для вузов. – М., Химия, 1996. – 432 с. - ISBN 5 – 7245 – 1008 -1

12. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. /Минск «Университетское», 1991. – 350 с.

13. Общая и неорганическая химия [Текст] : учебник для студентов химико-технологических вузов : [в 2 т.] . Т. 1 : Теоретические основы химии / под ред. А. Ф. Воробьева. - М. : Академкнига, 2004. - 371 с. - (Учебник для вузов). - ISBN 5946281291.

14. Общая и неорганическая химия [Текст] : учебник для студентов вузов : [в 2 т.] . Т. 2 : Химические свойства неорганических веществ / [А. Ф. Воробьев и др.] ; под ред. А.

Ф. Воробьева. - М. : Академкнига, 2007. - 544 с. - Авторы указаны на обороте тит. листа. - Библиогр. : с. 543. - ISBN 5946282565.

15. Батаева, Е.В. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] : учебное пособие для студентов классических университетов, обучающихся по нехимическим специальностям / Е. В. Батаева, А. А. Буданова ; под ред. С. Ф. Дунаева ; Моск. гос. ун-т им. М. В. Ломоносова, Хим. фак. - М. : Академия, 2010. - 156 с. - (Высшее профессиональное образование. Естественные науки). - Библимогр.: с. 154. - ISBN 9785769568978.

5.2 Дополнительная литература:

1. Суворов, А.В. Общая химия [Текст] : учебник для студентов вузов / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб. : Химиздат, 2000. - 623 с. : ил. - (Учебник для вузов). - Библиогр.: с. 593. - ISBN 5938080045

2. Суворов, А.В. Вопросы и задачи по общей химии [Текст] : учебное пособие для студентов вузов / А. В. Суворов. - СПб. : Химиздат, 2002. - 304 с. - (Учебник для вузов). - ISBN 5938080258

3. Костырина, Т.В. (КубГУ). Общая химия [Текст] : лабораторный практикум. [Ч. 1] / Т. В. Костырина, Т. П. Стороженко, В. А. Волынкин ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Кубанский гос. ун-т. - Краснодар : [Кубанский государственный университет], 2015. - 113 с.

4. Костырина, Т.В. (КубГУ). Общая химия [Текст] : лабораторный практикум. Ч. 2 / Т. В. Костырина, Т. П. Стороженко, В. А. Волынкин ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Кубанский гос. ун-т. - Краснодар : [Кубанский государственный университет], 2016. - 97 с.

5. Практикум по общей и неорганической химии [Текст] : учебное пособие для студентов вузов / [В. В. Батраков и др.]. - М. : КолосС, 2007. - 464 с. : ил. - (Учебники и учебные пособия для студентов высших учебных заведений). - Авторы указаны на обороте тит. л. - ISBN 9785953204996.

6. Зайцев, О.С. Химия [Текст] : учебник для студентов вузов / О. С. Зайцев ; Моск. гос. ун-т им. М. В. Ломоносова. - М. : Академия, 2008. - 540 с. - (Высшее профессиональное образование. Естественные науки). - Библиогр.: с. 536. - ISBN 9785769542701.

7. Лидин, Р.А. Тестовые задания по общей и неорганической химии с решениями и ответами [Текст] / Р. А. Лидин, Е. В. Савинкина, Н. С. Рукк, Л. Ю. Аликберова. - М. : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2011. - 230 с. - ISBN 9785947741704.

8. Практикум по общей и неорганической химии [Текст] : учебное пособие для студентов вузов / Аликберова Л. Ю. и др. - М. : ВЛАДОС, 2004. - 319 с. : ил. - (Практикум для вузов). - Библиогр.: с. 311. - ISBN 569101143X

9. Свердлова, Н.Д. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения [Электронный ресурс] : учебное пособие / Н. Д. Свердлова. – СПб.: Издательство «Лань», 2013. - 352 с. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ISBN 9785811414826. – Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/13007#book_name

10. Рэмсден Э.Н. Начала современной химии. Справ. изд. Пер. с англ. / Под ред. В.И. Барановского, А.А. Белюстина, А.И. Ефимова, А.А. Потехина. – Л.: Химия. 1989. – 784 с. – ISBN 5 – 7245 – 0127 - 9.

5.3 Периодические издания:

1. «Журнал неорганической химии».
2. «Журнал общей химии».
3. «Координационная химия».

4. «Химия и жизнь».

5.4 Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины (модуля).

Электронно-библиотечные системы (ЭБС):

1. ЭБС «ЮРАЙТ» https://urait.ru/
2. ЭБС «УНИВЕРСИТЕТСКАЯ БИБЛИОТЕКА ОНЛАЙН» www.biblioclub.ru
3. ЭБС «BOOK.ru» https://www.book.ru
4. ЭБС «ZNANIUM.COM» www.znanium.com
5. ЭБС «ЛАНЬ» https://e.lanbook.com
6. Интернет сайты ведущих государственных ВУЗов и научных организаций РФ (МГУ, СПбГУ, РХТУ, НГУ, ЮФУ и др.), например химического факультета МГУ www.chem.msu.ru
7. Химический портал www.chemport.ru.
8. Сайт кафедры общей и неорганической химии РХТУ http://onx.distant.ru/
9. www.alhimik.ru

Профессиональные базы данных:

1. Web of Science (WoS) http://webofscience.com/
2. Scopus http://www.scopus.com/
3. ScienceDirect www.sciencedirect.com
4. Журналы издательства Wiley https://onlinelibrary.wiley.com/
5. Научная электронная библиотека (НЭБ) http://www.elibrary.ru/
6. Полнотекстовые архивы ведущих западных научных журналов на Российской платформе научных журналов НЭИКОН http://archive.neicon.ru
7. Национальная электронная библиотека (доступ к Электронной библиотеке диссертаций Российской государственной библиотеки (РГБ) https://rusneb.ru/
8. Электронная коллекция Оксфордского Российского Фонда https://ebookcentral.proquest.com/lib/kubanstate/home.action
9. Springer Journals https://link.springer.com/
10. Nature Journals https://www.nature.com/siteindex/index.html
11. Springer Nature Protocols and Methods https://experiments.springernature.com/sources/springer-protocols
12. Springer Materials http://materials.springer.com/
13. Springer eBooks: https://link.springer.com/

Ресурсы свободного доступа:

1. Американская патентная база данных http://www.uspto.gov/patft/
2. Полные тексты канадских диссертаций http://www.nlc-bnc.ca/thesescanada/
3. КиберЛенинка (http://cyberleninka.ru/);
4. Информационная система "Единое окно доступа к образовательным ресурсам" http://window.edu.ru/;
5. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов http://school-collection.edu.ru/ .

Собственные электронные образовательные и информационные ресурсы КубГУ:

1. Среда модульного динамического обучения http://moodle.kubsu.ru
2. База учебных планов, учебно-методических комплексов, публикаций и конференций http://mschool.kubsu.ru/
3. Библиотека информационных ресурсов кафедры информационных образовательных технологий http://mschool.kubsu.ru;
4. Электронный архив документов КубГУ http://docspace.kubsu.ru/

6. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля).

В соответствии с требованиями ФГОС ВО преподавание учебной дисциплины «Неорганическая химия» предусматривает компетентностный подход в учебном процессе, который основывается на инновационных психолого-педагогических технологиях, направленных на повышение эффективности и качества формирования профессиональных навыков обучающихся. Основными формами обучения являются: лекции, семинарские занятия и лабораторные работы.

В разработанной программе использованы активные и интерактивные формы обучения: дискуссии, проблемные лекции, решение практических задач и кейсов, работа в составе малых групп.

Для успешного освоения дисциплины «Неорганическая химия» каждый студент обеспечивается учебно-методическими материалами (тематическими планами лекций, семинарских и лабораторных занятий, учебно-методической литературой, лабораторными практикумами, типовыми задачами).

Различные виды учебной работы, включая самостоятельную работу студента, способствуют овладению культурой мышления, способностью в письменной и устной речи логически правильно оформить основные положения дидактических единиц дисциплины, т.е. формируется системный подход к анализу химической информации, восприятию инноваций, что способствует готовности к самосовершенствованию, самореализации, личностной и предметной рефлексии.

Тематика лекций, семинарских занятий и лабораторных работ соответствует содержанию программы дисциплины.

Лекции читают по наиболее важным разделам программы. Они носят проблемный характер и формируют у студентов системное представление об изучаемых разделах предмета, обеспечивают усвоение ими основных принципов и положений дисциплины «Неорганическая химия», а также готовность к восприятию научно-технических инноваций и технологий.

Семинарские занятия обеспечивают приобретение и закрепление необходимых навыков и умений, формируют профессиональные компетенции, готовность к самостоятельной и индивидуальной работе, принятию ответственных решений в рамках профессиональной деятельности.

На семинарских занятиях преподаватель обращает внимание на способность студента к логическому мышлению и самостоятельности, применяя в своей педагогической деятельности инновационный личностно – ориентированный подход обучения.

Отдельные темы разделов дисциплины студенты прорабатывают самостоятельно. Содержание самостоятельной работы: чтение основной и рекомендуемой дополнительной литературы, решение ситуационных задач, что способствует развитию познавательной активности, творческого мышления студентов, прививает навыки самостоятельного поиска информации, а также формирует способность и готовность к самосовершенствованию, самореализации и творческой адаптации.

В освоении дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья большое значение имеет индивидуальная учебная работа (консультации) – дополнительное разъяснение учебного материала.

Индивидуальные консультации по предмету являются важным фактором, способствующим индивидуализации обучения и установлению воспитательного контакта

между преподавателем и обучающимся инвалидом или лицом с ограниченными возможностями здоровья.

7. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю).

7.1 Перечень информационно-коммуникативных технологий.

- Использование электронных презентаций при проведении лекционных занятий.
- Использование электронных презентаций при защите индивидуальных экспериментальных задач.

7.2 Перечень лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения:

- Microsoft Windows
- Microsoft Office

7.3 Перечень современных профессиональных баз данных и информационных справочных систем:

1. Электронная библиотечная система eLIBRARY.RU (http://www.elibrary.ru).
2. Электронная библиотечная система Издательства «Лань» http://e.lanbook.com/.
3. Электронная библиотечная система «Университетская библиотека онлайн» www.biblioclub.ru.
4. Электронная библиотечная система «Юрайт» http://www.biblio-online.ru.
5. Среда модульного динамического обучения http://moodle.kubsu.ru/.
6. База учебных планов, рабочих программ дисциплин, публикаций и конференций http://infoneeds.kubsu.ru.

8. Материально-техническое обеспечение по дисциплине (модулю)

№	Вид работ	Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля) и оснащенность
1.	Лекционные занятия	Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа: комплект учебной мебели, короткофокусный интерактивный проектор, мультимедийная кафедра, доска-экран универсальная, меловая доска (аудитория 322с).
2.	Семинарские занятия	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа: комплект учебной мебели, короткофокусный интерактивный проектор, доска-экран универсальная, меловая доска (аудитория 126с).
3.	Самостоятельная работа	Помещение для самостоятельной работы, оснащенное комплектом учебной мебели, компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспеченная доступом в электронную информационно-образовательную среду университета, (аудитория 431с).

Групповые (индивидуальные) консультации (аудитория 425с, 416с), текущий контроль (аудитория 439с) и промежуточная аттестация проводятся в аудиториях в соответствии с расписанием (аудитория 425с, 416с).