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.
подпись
«___» _____мая_____ 2019 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.О.15 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки – 04.03.01 Химия

Направленность (профиль) – Неорганическая химия и химия координационных соединений

Форма обучения – очная

Квалификация выпускника – бакалавр

Краснодар 2019

Рабочая программа дисциплины «Неорганическая химия» составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования (ФГОС ВО 3++) по направлению подготовки 04.03.01 Химия (уровень бакалавриата)

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 № 13 « 14 » 05 2019г.
Заведующий кафедрой Буков Н.Н.

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии
протокол № 13 « 14 » 05 2019г.
Заведующий кафедрой Буков Н.Н.

Утверждена на заседании учебно-методической комиссии факультета химии и высоких технологий
протокол № 6 « 16 » 05 2019г.
Председатель УМК факультета Стороженко Т.П.

Эксперты:
Р.В. Горохов, главный специалист ООО «Современные технологии», кандидат химических 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 базовой части блока Б1 учебного плана направления 04.03.01 Химия, направленность (профиль) «Неорганическая химия и химия координационных соединений» и логично связана с одновременно изучаемыми дисциплинами «Введение в термодинамику», «Кристаллография», «Математика», «Физика».

Освоение дисциплины «Неорганическая химия» необходимо как предшествующее дисциплинам базовой части «Аналитическая химия», «Физическая химия», «Органическая химия», «Химическая технология», а также дисциплин вариативной части учебного плана подготовки бакалавров по направлению 04.03.01 Химия – «Химия координационных соединений», «Строение вещества», «Методы исследования неорганических и координационных соединений» и других.

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

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций: ОПК-1

№ п.п.	Индекс компетенции	Содержание компетенции (или её части)	В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны		
			знать	**уметь**	**владеть**
1.	ОПК-1	Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	основы современных теорий в области общей и неорганической химии; свойства химических элементов и их соединений; закономерности	Количественно описывать явления и закономерности в неорганических системах; использовать теоретические основы неорганической химии на для	системой фундаментальных химических понятий, базовыми знаниями фундаментальных разделов химии; расчетными методами

№ п.п.	Индекс компетенции	Содержание компетенции (или её части)	В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны		
			знать	**уметь**	**владеть**
			их изменения по периодам и подгруппам Периодической системы на основе теорий о строении атомов, молекул и немолекулярных веществ	решения практических задач	определения физико-химических величин при решении прикладных химических задач; методами комплексного системного подхода к рассмотрению химических процессов

2. Структура и содержание дисциплины.

2.1 Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ.

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 8 зач.ед. (288 часов), их распределение по видам работ представлено в таблице

Вид учебной работы		Всего часов	Семестры (часы)	
			1	2
Контактная работа, в том числе:		**212,6**	**108,3**	**104,3**
Аудиторные занятия (всего):		**204**	**102**	**102**
Занятия лекционного типа		136	68	68
Лабораторные занятия		-	-	-
Занятия семинарского типа (семинары, практические занятия)		68	34	34
Иная контактная работа:		**8,6**	**6,3**	**2,3**
Контроль самостоятельной работы (КСР)		8	6	2
Промежуточная аттестация (ИКР)		0,6	0,3	0,3
Самостоятельная работа, в том числе:		**22**	**9**	**13**
Проработка учебного (теоретического) материала		12	6	6
Подготовка к лабораторным работам		-	-	-
Подготовка к текущему контролю		10	5	5
Контроль:		**53,4**	**26,7**	**26,7**
Подготовка к экзамену		53,4	26,7	26,7
Общая трудоемкость	**час.**	**288**	**144**	**144**
	в том числе контактная работа	**212,6**	**108,3**	**104,3**
	зач. ед	**8**	**4**	**4**

2.2 Структура 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	12	6	4	-	2
2.	Энергетика и направление химических процессов	15	10	4	-	1
3.	Химическая кинетика	15	10	4	-	1
4.	Многокомпонентные системы; растворы	19	10	8	-	1
5.	Окислительно-восстановительные реакции	13	10	2	-	1
6.	Строение атома. Периодический закон и периодическая система	17	10	6	-	1
7.	Состав атомного ядра, радиоактивность	3	2	-	-	1
8.	Химическая связь	17	10	6	-	1
Итого		111	68	34	-	9

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	8	2	2	-	4
10.	p-элементы VII группы	14	6	2	-	6
11.	p-элементы VI группы	14	6	2	-	6
12.	p-элементы V группы	12	4	2	-	6
13.	p-элементы IV группы	12	4	2	-	6
14.	p-элементы III группы	10	2	2	-	6
15.	s-элементы II группы	8	2	2	-	4
16.	s-элементы I группы	8	2	2	-	4
17.	Инертные газы	3,8	2	-	-	1,8
18.	Комплексные соединения	15	6	2	-	7
19.	d-элементы IV группы	12	4	2	-	6
20.	d-элементы V группы	12	4	2	-	6
21.	d-элементы VI группы	12	4	2	-	6
22.	d-элементы VII группы	12	4	2	-	6
23.	d-элементы VIII группы	12	4	2	-	6
24.	d-элементы I группы	12	4	2	-	6
25.	Элементы побочной подгруппы II группы	12	4	2	-	6
26.	Элементы побочной подгруппы III группы	12	4	2	-	6
Итого		182,8	68	34	-	13
	Итого по дисциплине:	226	136	68	-	22

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
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 о химическом потенциале. Термодинамический вывод закона действующих масс. Уравнение изотермы химической реакции.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум
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 Коллоквиум

1	2	3	4
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, гидролиза, протекающим в водных растворах; сопряженные пары кислот и оснований. Применение теории Бренстеда-Лоури к неводным растворам. Теория Льюиса. Основные понятия теории Пирсона, жесткие и мягкие кислоты и основания, применение теории к реакциям комплексообразования, объяснение устойчивости комплексов.	Устный опрос Контрольная работа

1	2	3	4
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
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 ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность (по Полингу, Малликену, Олреду-Рохову), валентность и степень окисления. Периодичность в изменении свойств атомов химических элементов. Общие свойства различных классов химических элементов.	Устный опрос Коллоквиум

1	2	3	4
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
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 методов ВС и МО, влияние наличия водородной связи на свойства веществ. Металлическая связь. Объяснение свойств диэлектриков, металлов, полупроводников с использованием зонной теории. Типы кристаллических решеток.	Устный опрос Коллоквиум

1	2	3	4
		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, межмолекурное взаимодействие и структура воды в жидком и твердом состоянии, аномалии воды, химические свойства. Перекись водорода: строение и свойства.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум

1	2	3	4
		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	**p-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-восстановительные свойства. Галогениды элементов VA группы.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум

1	2	3	4
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. Комплексные соединения.	Устный опрос Контрольная работа Коллоквиум

1	2	3	4
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-восстановительгные 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
6.	Окислительно-	Метод ионно-молекулярного баланса.	Решение задач

	восстановительные реакции	Электродные потенциалы.	
1	2	3	4
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

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

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. 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 2. 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 3. 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. 3. 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. 4. 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. 5. 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. 6. 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.
2.	Подготовка к семинарским занятиям	1. 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 2. 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 3. 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. 3. 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. 4. 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. 5. 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. 6. 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. 7. Зайцев О.С. Задачи, упражнения и вопросы по химии: Учеб. пособие для вузов. – М., Химия, 1996. – 432 с. 8. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. /Минск «Университетское», 1991. – 350 с. 9. 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.
1	2	3
3.	Подготовка к текущему контролю	1. 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 2. 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 3. 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.

		3. 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. 4. 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. 5. 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. 6. 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. 7. Зайцев О.С. Задачи, упражнения и вопросы по химии: Учеб. пособие для вузов. – М., Химия, 1996. – 432 с. 8. Свиридов В.В., Попкович Г.А., Васильева Г.И. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии. /Минск «Университетское», 1991. – 350 с. 9. 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.

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.

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 задая, презентация разработок, конференции	90
Итого		90

4. 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 зачета и экзамена.

4.1 Фонд оценочных средств для проведения текущего контроля.

В полном объеме ФОС оформлен как приложение к программе

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

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 1

по теме «Основные понятия и законы химии»

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.

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 2

по теме «Растворы»

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° 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.

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 3

по теме «Химия неметаллов»

1. С позиций теорий ВС и МО объясните строение и устойчивость частиц NO_2^+, H_2O.
2. Какие частицы присутствуют при растворении в жидкой серной кислоте: а) азотной кислоты; б) хлорной кислоты; в) уксусной кислоты; г) аммиака.
3. Определите, могут ли одновременно присутствовать в растворе а) H_2SeO_3 и KI; б) H_2SeO_3 и H_2Se; в) H_2SeO_3 и I_2?

ВАРИАНТ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 4

по теме «Химия металлов»

1. Как и почему изменяются термическая устойчивость, растворимость и кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов s-элементов II группы?
2. Объяснить химизм действия смеси концентрированных азотной и плавиковой кислот на металлические молибден и вольфрам.
3. Можно ли считать солями фторид, хлорид и бромид вольфрама(VI), если для них характерны низкие температуры плавления и кипения, растворимость в органических соединениях, легкая гидролизуемость? Предположите исходя из приведенных данных вид связи W-Г и тип кристаллической решетки в этих галогенидах.
4. По величине pH = 12,4 для насыщенного раствора гидроксида кальция вычислить произведение растворимости этого соединения.

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»

1. 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.
2. 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?
3. 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?
4. 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»

1. Как меняются по группе F-Cl-Br-I: а) радиусы атомов, б) первый потенциал ионизации, в) электроотрицательность атомов?
2. 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?
3. 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»

1. По методу валентных связей предскажите тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя и геометрическую форму следующих комплексов: тетрагидроксоаурат(III)-ион; катион гексааквааалюминия(III)
2. 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?
3. 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.
4. 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 $3{,}6 \cdot 10^{-29}$.

Вопросы к коллоквиуму по теме «Химия переходных элементов»

1. Какова электронная конфигурация атомов элементов 6 группы? Какие степени окисления они имеют? Приведите примеры соответствующих соединений Cr, Mo, W.
2. 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.
3. Напишите уравнения реакций, используя для каждого превращения минимальное число стадий, укажите условия их проведения:

$MgCl_{2\ р\text{-}р} \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgO \rightarrow Mg$

$BaCl_2 \rightarrow BaSO_3 \rightarrow BaSO_4 \rightarrow BaS \rightarrow BaCl_2$

$Al \rightarrow Na[Al(OH)_4(H_2O)_2] \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$

4. 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?

4.1.5 Пример вопросов, задаваемых при защите лабораторных работ

1. Какова электронная конфигурация атомов халькогенов? Какие степени окисления характерны для этих элементов? Приведите примеры соединений этих элементов в различных степенях окисления.
2. Как меняются по группе O–S–Se–Te:

а) радиусы атомов,

б) первый потенциал ионизации,

в) электроотрицательность атомов?

3. Что такое аллотропия и полиморфизм? Какие аллотропные и полиморфные модификации кислорода и серы Вы знаете? Как их получают?
4. Как меняются физические и химические свойства простых веществ в ряду O–S–Se–Te?
5. 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?

6. Как изменяются кислотные свойства растворов в воде в ряду $H_2S–H_2Se–H_2Te$?

7. 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.

8. Как изменяются кислотные и окислительно-восстановительные свойства в рядах оксидов (SO_2 - SeO_2 - TeO_2 , SO_3 - SeO_3 - TeO_3) и соответствующих кислот.

9. Каково электронное строение сульфит, бисульфит и сульфат-ионов?

10. Каково строение продуктов замещения в серной кислоте: полисульфаты, галогенангидриды, пероксо-кислоты.

11. Каково строение и свойства галогенидов серы, селена, теллура.

12. Осуществите химические превращения, используя минимальное количество стадий:

$CaSO_4 \rightarrow S \rightarrow SOCl_2 \rightarrow K_2S_2O_7$

$FeS_2 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_8 \rightarrow Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_2S_4O_6$

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 зачета (1 и 2 семестр) и экзамена (1 и 2 семестр).

4.2.1 Оценочные средства для проведения зачета:

В соответствии с Положением о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся КубГУ и его филиалов - зачеты выставляются по результатам успешного выполнения студентами лабораторных работ, контрольных работ и коллоквиумов.

4.2.2 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

Зав. кафедрой,
д.х.н., профессор Н.Н. Буков

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.

Зав. кафедрой,
д.х.н., профессор Н.Н. Буков

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.

5.1 Основная литература:

1. 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

2. 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

3. 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.

4. 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.

5. 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.

6. 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.

7. 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.

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

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

10. 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.

11. 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.

12. 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».

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

1. Интернет сайты ведущих государственных ВУЗов и научных организаций РФ (МГУ, СПбГУ, РХТУ, НГУ, ЮФУ и др.), например химического факультета МГУ www.chem.msu.ru

2. Химический портал www.chemport.ru.

3. Сайт кафедры общей и неорганической химии РХТУ http://onx.distant.ru/

4. www.alhimik.ru

7. 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 и лабораторные работы 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.

Лабораторные занятия проводятся с целью усвоения студентами основных теоретических, методических и организационных разделов программы, а также выработки и закреплению навыков практических умений.

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.

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

8.1 Перечень информационных технологий.

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

8.2 Перечень необходимого программного обеспечения:

- Microsoft Windows
- Microsoft Office

8.3 Перечень 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.

9. Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса 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.	Лабораторные занятия	Учебная аудитория для проведения занятий лабораторного типа, укомплектованная специализированной мебелью, вытяжной системой вентиляции, меловой доской, средствами пожарной безопасности и оказания первой медицинской помощи, лабораторным оборудованием: весы технохимические, электрические плитки, наборы химической посуды и реактивов, водяные бани, вакуумные насосы, термометры, магнитные мешалки с подогревом

		ММ-135Н «Таглер», pH- метр «Эксперт-001-3.04», спектрофотометр В-1100 ЭКОВЬЮ, лабораторный источник питания ПРОФКИП Б5-71/1М, весы аналитические Adventurer Pro AV114C (аудитории 439с и 430с).
4.	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).