

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

Т.А. Хагуров

подпись

« 26 » мая 2023 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.О.20 ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление
подготовки/специальность

44.03.01 Педагогическое образование

(код и наименование направления подготовки/специальности)

Направленность (профиль) /
специализация

Химия

(наименование направленности (профиля) специализации)

Форма обучения

очная

(очная, очно-заочная, заочная)

Квалификация

бакалавр

Краснодар 2023

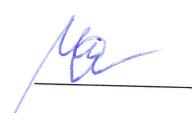
Рабочая программа дисциплины «Общая и неорганическая химия» составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования (ФГОС ВО) по направлению подготовки / специальности 44.03.01 Педагогическое образование (профиль – Химия).

Программу составили:

профессор кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии,

д-р хим. наук

Буков Н.Н.



доцент кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии,

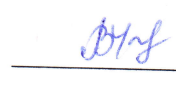
канд. хим. наук

Пащевская Н.В.



преподаватель кафедры физической химии

Рулева В.Д.

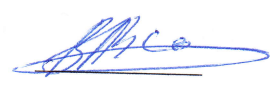


Рабочая программа дисциплины «Общая и неорганическая химия» утверждена на заседании кафедры общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии
протокол № 7 «4» апреля 2023 г.

Заведующий кафедрой общей, неорганической химии и информационно-вычислительных технологий в химии,

канд. хим. наук

Волынкин В.А.

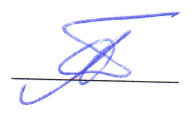


Утверждена на заседании учебно-методической комиссии факультета химии и высоких технологий
протокол № 7 «17» апреля 2023 г.

Председатель УМК факультета,

канд. хим. наук

Беспалов А.В.



Рецензенты:

Горохов Р.В., главный специалист ООО «Современные технологии»,
кандидат химических наук, доцент

Исаев В.А., профессор кафедры физики и информационных систем
ФГБОУ ВО «КубГУ», доктор физико-математических наук, доцент

1 Цели и задачи изучения дисциплины (модуля)

1.1 Цель освоения дисциплины

Основными целями освоения дисциплины являются:

формирование у обучающихся понятийного аппарата основных закономерностей и принципов химических наук, современных представлений о строении, свойствах неорганических соединений, закономерностях протекания химических процессов в неорганических соединениях и определение роли предметных знаний в формировании системы компетенций обучающихся для эффективной адаптации в условиях будущей профессиональной среды, а также компетенций, касающихся единства природы, значения в ней веществ, способах их получения, применения и практического значения.

1.2 Задачи дисциплины

Основными обобщенными задачами дисциплины являются:

- 1) Сформировать теоретический фундамент современной химии как единой, логически связанной системы.
- 2) Расширить и закрепить базовые понятия химии, необходимые для дальнейшего изучения других разделов химии.
- 3) Сформировать системный подход к рассмотрению и описанию химических явлений, решению прикладных задач, самостоятельной работы с научно-технической литературой.
- 4) 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 «Общая и неорганическая химия» относится к дисциплинам обязательной части Блока 1 "Дисциплины (модули)" учебного плана. В соответствии с рабочим учебным планом дисциплина изучается на 1 и 2 курсах в 1, 2 и 3 семестрах. Вид промежуточной аттестации: экзамен.

Знания, полученные при изучении дисциплины «Общая и неорганическая химия» могут послужить основой для последующего изучения таких дисциплин, как «Аналитическая химия», «Органическая химия», «Физическая химия».

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

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

Код и наименование индикатора * достижения компетенции	Результаты обучения по дисциплине
ОПК-8 Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний	
ИОПК-8.1 Осуществляет педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний.	Знает основы современных теорий в области общей и неорганической химии; свойства химических элементов и их соединений и закономерности их изменения по периодам и группам Периодической системы на основе теорий о строении атомов, молекул и немолекулярных веществ; педагогические закономерности проектирования и осуществления учебно-воспитательного процесса с опорой на основы анализа педагогических ситуаций и профессиональной рефлексии.
	Умеет количественно описывать явления и закономерности в неорганических системах на основе базовых законов общей и неорганической химии; использовать на практике методы анализа педагогической ситуации, профессиональной рефлексии на основе научных знаний в области химии.
	Владет методами анализа результатов химических измерений на основе системы фундаментальных химических понятий, базовых знаний фундаментальных разделов химии; умениями проектирования элементов учебно-воспитательного процесса с опорой на знания предметной области.
ИОПК-8.2 Выбирает оптимальный вариант организации педагогической деятельности на основе специальных научных знаний	Знает методы изучения и анализа свойств неорганических веществ и материалов, механизмы и закономерности протекания химических процессов.
	Умеет выбирать учебный материал, а также способ его подачи, в зависимости от целей образовательного процесса с учетом психофизиологических особенностей развития обучающихся.
	Владет различными методиками решения упражнений и задач, которые позволяют, с учётом закономерностей возрастного развития когнитивной и личностной сфер обучающихся, осуществлять учебно-воспитательный процесс.

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

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

2. Структура и содержание дисциплины

2.1 Распределение трудоёмкости дисциплины по видам работ

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 14 зачетных единиц (504 часа), из них в 1 семестре – 6 зачетных единиц (216 часов), во 2 семестре – 3 зачетные единицы (108 часов), в 3 семестре – 5 зачетных единиц (180 часов), распределение по видам работ представлено в таблице.

Виды учебной работы		Всего часов	Семестры (часы)		
			1	2	3
Контактная работа, в том числе:		252,9	104,3	68,3	80,3
Аудиторные занятия (всего):		246	102	66	78
занятия лекционного типа		82	34	22	26
лабораторные занятия		164	68	44	52
занятия семинарского типа (практические занятия)		-	-	-	-
Иная контактная работа:		6,9	2,3	2,3	2,3
Контроль самостоятельной работы (КСР)		6	2	2	2
Промежуточная аттестация (ИКР)		0,9	0,3	0,3	0,3
Самостоятельная работа, в том числе:		144	76	4	64
Проработка учебного (теоретического) материала		45	24	1	20
Подготовка к лабораторным работам		66	36	2	28
Подготовка к текущему контролю		33	16	1	16
Контроль:		107,1	35,7	35,7	35,7
Подготовка к экзамену		107,1	35,7	35,7	35,7
Общая трудоемкость	час.	504	216	108	180
	в том числе контактная работа	252,9	104,3	68,3	80,3
	зач. ед	14	6	3	5

2.2 Содержание дисциплины

Распределение видов учебной работы и их трудоемкости по разделам дисциплины.
Разделы (темы) дисциплины, изучаемые в 1 семестре

№	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Знеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	
1.	Основные понятия и законы химии	16	2	-	8	6
2.	Энергетика и направление химических процессов	20	4	-	8	8
3.	Химическая кинетика	20	4	-	8	8
4.	Многокомпонентные системы, растворы	24	4	-	12	8
5.	Окислительно-восстановительные реакции	22	4	-	8	10
6.	Строение атома. Периодический закон и периодическая система	26	4	-	12	10
7.	Состав атомного ядра, радиоактивность	14	4	-	-	10
8.	Химическая связь	36	8	-	12	16
	<i>ИТОГО по разделам дисциплины</i>	178	34	-	68	76

Разделы (темы) дисциплины, изучаемые во 2 семестре

№	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Знеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	
9.	Водород, его соединения	6	2	-	4	-
10.	p-элементы VII группы	15	6	-	8	1
11.	p-элементы VI группы	13	4	-	8	1
12.	p-элементы V группы	13	4	-	8	1
13.	p-элементы IV группы	13	4	-	8	1
14.	p-элементы III группы	10	2	-	8	-
	<i>ИТОГО по разделам дисциплины</i>	70	22	-	44	4

Разделы (темы) дисциплины, изучаемые в 3 семестре

№	Наименование разделов (тем)	Количество часов				
		Всего	Аудиторная работа			Знеаудиторная работа
			Л	ПЗ	ЛР	
15.	s-элементы II группы	10	2	-	2	6
16.	s-элементы I группы	10	2	-	2	6
17.	Инертные газы	6	2	-	-	4
18.	Комплексные соединения	16	4	-	6	6
19.	d-элементы IV группы	16	4	-	6	6
20.	d-элементы VI группы	14	2	-	6	6
21.	d-элементы VII группы	14	2		6	6
22.	d-элементы VIII группы	14	2		6	6
23.	d-элементы I группы	14	2		6	6
24.	Элементы побочной подгруппы II группы	14	2		6	6
25.	Элементы побочной подгруппы III группы	14	2		6	6
	<i>ИТОГО по разделам дисциплины</i>	142	26	-	52	64
	<i>ИТОГО по дисциплине</i>	390	82	-	164	144

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

2.3 Содержание разделов (тем) дисциплины

2.3.1 Занятия лекционного типа.

№	Наименование раздела (темы)	Содержание раздела (темы)	Форма текущего контроля
1.	Основные понятия и законы химии	Атомно-молекулярная теория. Основные стехиометрические законы. Газовые законы. Понятие о химическом эквиваленте, закон эквивалентов. Определение атомных масс элементов.	Устный опрос. Контрольная работа 1
2.	Энергетика и направление химических процессов	Понятия: термодинамическая система, параметры (функции) состояния. Внутренняя энергия, теплота, работа. Первый закон термодинамики, применение в химии: закон Гесса, следствия из закона Гесса. Стандартное состояние вещества, стандартные энтальпии образования. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса, цикл Борна-Габер. Понятие о равновесных процессах в	Устный опрос. Контрольная работа 2. Коллоквиум

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

		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.	работа 4
6.	Строение атома. Периодический закон и периодическая система	Развитие представлений о строении атома. Модели Томсона, Резерфорда, постулаты Бора. Квантово-корпускулярный дуализм, гипотеза де Бройля, волновая природа электрона, принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция электрона. Уравнение Шредингера. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции. Понятие о квантовых числах. Порядок заполнения электронных оболочек. Зависимость энергии орбиталей от главного и орбитального квантовых чисел. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского. Периодический закон. Периодическая система Менделеева. Свойства атомов: радиус, энергия 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. Решение упражнений и задач. Контрольная работа 5
7.	Состав атомного ядра, радиоактивность	Состав атомного ядра. Дефект массы. Зависимость устойчивости ядер от числа нуклонов. Радиоактивность. Зависимость скорости радиоактивного распада от числа частиц. Период полураспада. Ядерные реакции. Реакции деления и синтеза ядер.	Устный опрос. Коллоквиум. Контрольная работа 5
8.	Химическая связь	Природа химической связи. Типичная зависимость потенциальной энергии системы от межъядерного расстояния. Характеристики химической связи: энергия, длина. Ионная связь. Расчет энергии ионной связи и энергии кристаллической решетки. Влияние размеров ионов и их заряда на степень ионности связи, правило Фаянса. Основные положения метода валентных связей (ВС). Способ построения волновой функции молекулы. Объяснение причины устойчивости молекул в методе ВС. Направленность и насыщенность 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	Устный опрос. Коллоквиум. Контрольная работа 5

		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. 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 $HGO-HGO_2-HGO_3-HGO_4$ 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, межмолекулярное взаимодействие и структура воды в жидком и твердом состоянии, аномалии воды, химические свойства. Перекись водорода: строение и свойства. Ионы O^{2-}, O_2^{2-}, O_2^-, O_3^-. Супероксиды, озониды, их взаимодействие с водой. Модификации серы, фазовая диаграмма серы. Химические свойства простых веществ элементов подгруппы серы. Гидриды серы, селена, теллура: сравнение устойчивости, восстановительных свойств, кислотных свойств водных растворов. Сульфиды металлов, сульфаны и полисульфиды. Кислородные соединения серы, селена,	Устный опрос. Контрольная работа. Коллоквиум

		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, гидроксилламин, 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
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 боргидридных 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.	Устный опрос. Контрольная работа. Коллоквиум

		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.	
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
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, координационное 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 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
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,	Устный опрос. Контрольная работа. Коллоквиум

		равновесия в водных растворах. Соединения ванадия в низших степенях окисления.	
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-восстановительные) оксидов и гидроксидов. Соединения элементов со степенью окисления +7: сравнительная устойчивость оксидов, кислот, анионов, окислительная способность.	Устный опрос. Контрольная работа. Коллоквиум
23.	d-элементы VIII группы	Электронная конфигурация, размер, характерные степени окисления и координационные числа атомов элементов группы. Элементы подгруппы железа: свойства простых веществ, устойчивость соединений со степенью окисления +2 и +3, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов. Комплексные соединения. Соединения железа(VI). Элементы подгруппы платины: свойства простых веществ (реакции с кислотами, неметаллами), сопоставление свойств соединений в различных степенях окисления.	Устный опрос. Контрольная работа. Коллоквиум
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 (практические / семинарские занятия)

1 семестр

№	Наименование раздела (темы)	Содержание раздела (темы)	Форма текущего контроля
1.	Знакомство с работой в химической лаборатории. Методы очистки веществ.	Правила безопасности при работе в лаборатории. Основные приемы работы в химической лаборатории. Химические посуда, реактивы, нагревательные приборы. Проведение химического эксперимента.	Отчет по лабораторной работе
2.	Основные законы химии. Газовые законы. Определение молярных и эквивалентных масс веществ.	Определение эквивалентов простых и сложных веществ.	Отчет по лабораторной работе
3.	Энергетика и направление химических процессов	Химическая термодинамика. Определение энтальпий химических реакций.	Отчет по лабораторной работе
4.	Энергетика и направление химических процессов	Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса, цикл Борна-Габера. Понятие о равновесных процессах в химической термодинамике. Самопроизвольное и не самопроизвольное протекание процессов.	Коллоквиум
5.	Химическая кинетика	Скорость химических реакций. 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.	Отчет по лабораторной работе, коллоквиум
6.	Химическое равновесие.	Факторы, влияющие на смещение равновесия в системе. Принцип Ле-Шаталье-Брауна	Отчет по лабораторной работе, коллоквиум
7.	Многокомпонентные системы, растворы	Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Приготовление растворов различных концентраций.	Отчет по лабораторной работе
8.	Многокомпонентные системы, растворы	Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах электролитов.	Отчет по лабораторной работе
9.	Многокомпонентные системы, растворы	Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей.	Отчет по лабораторной работе, контрольная работа
10.	Окислительно-восстановительные реакции	Окислительно-восстановительные свойства простых и сложных веществ.	Отчет по лабораторной работе
11.	Окислительно-восстановительные реакции	Электрохимические процессы	Отчет по лабораторной работе
12.	Строение атома.	Понятие о квантовых числах. Порядок заполнения электронных оболочек. Зависимость энергии орбиталей от главного и орбитального квантовых чисел. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского.	Коллоквиум
13.	Периодический закон Д.И. Менделеева.	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.	Коллоквиум

14.	Химическая связь	Природа химической связи. Типичная зависимость потенциальной энергии системы от межъядерного расстояния. Характеристики химической связи: энергия, длина.	Коллоквиум
15.	Химическая связь	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).	Коллоквиум
16.	Решение экспериментальных исследовательских задач	Исследовательское поисковое задание на решение экспериментальной задачи.	Защита решения экспериментальной задачи

2 семестр

№	Наименование раздела (темы)	Содержание раздела (темы)	Форма текущего контроля
17.	Водород, его соединения.	Кислород, водород, вода, перекись водорода..	Отчет по лабораторной работе
18.	Элементы VII A группы	Галогены и их соединения	Отчет по лабораторной работе
19.	Элементы VI A группы.	Сера и ее соединения.	Отчет по лабораторной работе
20.	Элементы V A группы.	Азот и его соединения	Отчет по лабораторной работе
21.	Элементы V A группы.	Фосфор, сурьма, висмут и их соединения.	Отчет по лабораторной работе
22.	Элементы IV A группы	Углерод, кремний, олово свинец и их соединения.	Отчет по лабораторной работе
23.	Элементы III A группы.	Бор, алюминий.	Отчет по лабораторной работе

3 семестр

№	Наименование раздела (темы)	Содержание раздела (темы)	Форма текущего контроля
24.	Элементы I A и II A групп	Щелочные и щелочноземельные металлы, бериллий, магний.	Отчет по лабораторной работе
25.	Элементы I A и II A групп	Синтезы соединений непреходных элементов.	Отчет по лабораторной работе
26.	Комплексные соединения.	Координационная теория Вернера. Понятия: центральный атом, лиганды, внешняя и внутренняя сферы комплекса, координационное число, дентатность лиганда. Номенклатура комплексных соединений, изомерия комплексных соединений.	Коллоквиум
27.	Элементы побочных подгрупп III - V групп.	Титан, ванадий и их соединения	Отчет по лабораторной работе
28.	Элементы побочной подгруппы VI группы..	Хром, молибден, вольфрам и их соединения.	Отчет по лабораторной работе
29.	Элементы побочной подгруппы VII группы.	Марганец и его соединения	Отчет по лабораторной работе

30.	Элементы побочной подгруппы VIII группы.	Железо, кобальт, никель. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля.	Отчет по лабораторной работе
31.	Элементы побочной подгруппы I и II группы	Медь, серебро, цинк, кадмий и их соединения.	Отчет по лабораторной работе

2.3.3 Примерная тематика курсовых работ (проектов)

Курсовые работы не предусмотрены учебным планом.

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

№	Вид СРС	Перечень учебно-методического обеспечения дисциплины по выполнению самостоятельной работы
1	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. ломанов, 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 лабораторным работам	[1] 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. [2] Зайцев, О.С., Исследовательский практикум по общей химии. [Текст] : учебное пособие ; М.: Изд-во МГУ, 1994. -480 с. [3] Ардашникова, Е.И. Сборник задач по неорганической химии. [Текст] : учебное пособие для студентов высших учеб. заведений/

		Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм / под ред. Ю.Д. Третьякова; М.: Издательский центр «Академия», 2008. - 208 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 неорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений/ В.А. Алешин, К.М. Дунаева, А.И. Жиров и др.; Под ред. Ю.Д. Третьякова – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 384 с. [6] 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 [7] 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. [8] 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.
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, применяемые при освоении дисциплины (модуля)

В ходе изучения дисциплины предусмотрена реализация компетентностного подхода, что 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 преподавателя и студентов по созданию оптимальных условий процесса обучения.

Организация изучения материала курса осуществляется на основе системно-деятельностного подхода и рекомендаций поэтапного формирования умственных действий и практических навыков работы. При освоении дисциплины используются как традиционные, так и новые педагогические технологии.

Лекции являются традиционными при обучении в вузах и способствуют формированию у студентов базовых знаний, основных мыслительных операций, развитию логики. Лекции носят мотивационно-познавательный характер. 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.

Лабораторные занятия являются традиционными при обучении в вузах и способствуют формированию у студентов навыков практической работы с химическими веществами, базовых знаний, основных мыслительных операций, развитию логики. Лабораторные занятия являются самостоятельными и имеют проблемно-поисковый характер. Лабораторная работа, выполняемая студентом, является проблемной ситуацией и ее решение позволяет реализовать творческую деятельность, развить коммуникативную способность каждого студента, научить его аргументированно выражать свои мысли в присутствии других, развивать навыки экспериментальной работы. Лабораторный практикум – 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 обучающихся, 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.

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 контроль знаний студентов осуществляется постоянно в течение учебного года. Виды текущего контроля: устный опрос и решение расчетных задач, защита лабораторных работ, коллоквиумы в рамках проведения лабораторных работ, проверка знаний по результатам самостоятельной работы студентов, оценка активности студента на занятиях.

Оценочные средства включают контрольные материалы для проведения **текущего контроля** в форме тестовых заданий, тем рефератов, доклада-презентации по проблемным вопросам, вопросов для дискуссий, ситуационных заданий и **промежуточной аттестации** в форме вопросов к зачету.

Структура оценочных средств для текущей и промежуточной аттестации

№ п/п	Код и наименование индикатора	Результаты обучения	Наименование оценочного средства	
			Текущий контроль	Промежуточная аттестация
1	ИОПК-8.1 . Осуществляет педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний.	Знает основы современных теорий в области общей и неорганической химии; свойства химических элементов и их соединений и закономерности их изменения по периодам и группам Периодической системы на основе теорий о строении атомов, молекул и немолекулярных веществ; педагогические закономерности проектирования и осуществления учебно-воспитательного процесса с опорой на основы анализа педагогических ситуаций и профессиональной рефлексии. Умеет количественно описывать явления и закономерности в неорганических системах на основе базовых законов общей и неорганической химии; использовать на практике методы анализа педагогической ситуации, профессиональной рефлексии на основе научных знаний в области химии. Владеет методами анализа результатов химических измерений на основе системы фундаментальных химических понятий, базовых знаний фундаментальных разделов химии; умениями проектирования элементов учебно-воспитательного процесса с опорой на знания предметной области.	Контрольная работа; Задачи для решения в аудитории. Коллоквиум.	Вопросы на экзамене
2	ИОПК-8.2 Выбирает оптимальный вариант организации педагогической деятельности на основе специальных научных знаний	Знает методы изучения и анализа свойств неорганических веществ и материалов, механизмы и закономерности протекания химических процессов. Умеет выбирать учебный материал, а также способ его подачи, в зависимости от целей образовательного процесса с учетом психофизиологических особенностей развития обучающихся. Владеет различными методиками решения упражнений и задач, которые позволяют, с учётом закономерностей возрастного развития когнитивной и личностной сфер обучающихся, осуществлять учебно-воспитательный процесс.	Контрольная работа; Задачи для решения в аудитории. Коллоквиум	Вопросы на экзамене

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

4.1.1 Примеры вопросов для устного опроса

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 галогеноводороды? 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 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 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 / см³.
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 / см³. 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 рН раствора стал равным 8. Степень диссоциации соли в растворе равна 90 %, константа диссоциации $K_b(\text{NH}_4\text{OH}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$.

6. Рассчитайте значение рН водного раствора азотистой кислоты концентрацией 0.1 моль/л. Рассчитайте, каким станет значение рН при добавлении к 1 л этого раствора 0.2 моль нитрита натрия. Степень диссоциации соли в растворе равна 100 %. Константа диссоциации $K_a(\text{HNO}_2) = 5.1 \cdot 10^{-4}$.

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. $\text{PP}(\text{BaCO}_3) = 5.1 \cdot 10^{-9}$, $\text{PP}(\text{SrCO}_3) = 1.1 \cdot 10^{-10}$.

4.1.3 Примеры контрольных работ

Теоретические вопросы

1. Атомно-молекулярная теория.
2. Основные стехиометрические законы.
3. Газовые законы.
4. Понятие о химическом эквиваленте, закон эквивалентов.
5. Определение атомных масс элементов.
6. Понятия: термодинамическая система, параметры (функции) состояния. Внутренняя энергия, теплота, работа.
7. Первый закон термодинамики, применение в химии: закон Гесса, следствия из закона Гесса.
8. Стандартное состояние вещества, стандартные энтальпии образования. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса, цикл Борна-Габера.
9. Понятие о равновесных процессах в химической термодинамике.
10. Самопроизвольное и несамопроизвольное протекание процессов.
11. Второй закон термодинамики. Изменение энтропии в различных процессах (химическая реакция, нагревание вещества, фазовый переход, расширение газа). Вероятностная трактовка понятия “энтропия”, уравнение Больцмана.
12. Третий закон термодинамики (постулат Планка). Расчет абсолютных значений энтропии.
13. Критерии самопроизвольного протекания химических процессов в различных системах.
14. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца.
15. Термодинамический вывод закона действующих масс.
16. Скорость химической реакции.
17. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.
18. Механизм реакции. Порядок и молекулярность реакции.
19. Кинетические кривые реакций первого и второго порядков, определение константы скорости и порядка реакции по экспериментальным данным.
20. 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.
21. Катализ.
22. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.
23. Гетерогенные равновесия.
24. Способы выражения состава раствора. Растворимость.
25. Энергетика процессов растворения, влияние энтальпийного и энтропийного факторов. Идеальные растворы. Закон Рауля. Кипение и замерзание растворов. Определение молекулярной массы в эбулиоскопическом и криоскопическом методе.
26. Осмос. Осмотическое давление.

27. Отклонения растворов от идеальности. Активность. Коэффициент активности. Электролитическая диссоциация. Изотонический коэффициент.
28. Теория Дебая – Хюккеля для растворов электролитов.
29. Сильные и слабые электролиты. Диссоциация слабых электролитов.
30. Константа и степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
31. Равновесие между раствором электролита и осадком. Произведение растворимости. Условие выпадения осадка. Солевой эффект.
32. Диссоциация воды. Водородный показатель. Расчет pH растворов кислот и оснований.
33. Гидролиз солей, расчет pH растворов гидролизующихся солей, условия протекания «необратимого» гидролиза.
34. Буферные растворы, расчет pH, буферная емкость.
35. 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.
36. Теория Льюиса.
37. Ранние теории о строении атома. Модели Томсона, Резерфорда, постулаты Бора.
38. Корпускулярно-волновой дуализм. Уравнение де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
39. Уравнение Шредингера. Волновая функция электрона. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции. Квантовые числа.
40. Порядок заполнения электронных оболочек. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского.
41. Периодический закон. Периодическая система Менделеева. Структура периодической системы Менделеева.
42. Свойства атомов: радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, валентность и степень окисления. Периодичность в изменении свойств атомов химических элементов.
43. Природа химической связи. Зависимость потенциальной энергии системы от межъядерного расстояния. Характеристики химической связи: энергия, длина.
44. Ионная связь. Энергия ионной связи и энергия кристаллической решетки.
45. Основные положения метода валентных связей (ВС). Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
46. Направленность, поляризуемость и насыщаемость ковалентных связей. π - и σ -связи.
47. Теория гибридизации атомных орбиталей.
48. Теория резонанса. Метод отталкивания электронных пар валентной оболочки (метод Гиллеспи).
49. Межмолекулярное взаимодействие. Ван-дер-ваальсовы силы: диполь-дипольное, индукционное, дисперсионное взаимодействия. Водородная связь, влияние наличия водородной связи на свойства веществ.
50. Металлическая связь. Зонная теория. Диэлектрики, полупроводники и проводники.
51. Что такое атом? Из чего он состоит? Что такое массовое число? Что такое радиоактивность и период полураспада? Приведите пример реакции радиоактивного распада.
52. 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.
53. Чем определяется периодичность свойств элементов? Приведите современную формулировку Периодического закона. Укажите места расположения металлов и неметаллов, s-, p-, d-, и f-элементов в Периодической системе.

54. 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?
55. Что такое химическая связь? Какие силы объединяют атомы в молекулы? Каковы основные параметры химической связи? Назовите основные типы химической связи.
56. Что такое ковалентная связь? Каковы основы метода валентных связей (МВС)? Как определяется взаимодействие атомов в схеме Льюиса? Что такое донорно-акцепторное взаимодействие? Приведите структуры Льюиса для молекул HF , PF_3 , CCl_4 , COCl_2 .
57. Обсудите понятия «кратность связи», «правило октета», «насыщаемость связи», «поляризуемость связи»? Что такое направленность ковалентной связи, гибридизация? Приведите примеры молекул с sp^3 и sp^2 гибридизацией. В чем проявляются недостатки МВС?__
58. Окислительно-восстановительные процессы как реакции переноса электрона. Окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах методом ионно-молекулярных полуреакций.
59. Количественные характеристики окислительно-восстановительных переходов. Электродные потенциалы металлов. Гальванический элемент. Водородный электрод и водородный нуль отсчета потенциалов.
60. Стандартные условия и стандартный потенциал полуреакции. Таблицы стандартных восстановительных потенциалов. Использование табличных данных для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций в стандартных условиях.
61. Уравнения Нернста для потенциала электрода и для редокс-реакции.
62. Влияние pH на величину потенциалов водородного, кислородного и других электродов.
63. Участие воды в реакциях в качестве окислителя и восстановителя, зависимость от pH.
64. Электролиз растворов и расплавов, процессы, протекающие на катоде и аноде, учет влияния плотности тока на электродный потенциал.
65. Коррозия металлов, механизм электрохимической коррозии, способы защиты от коррозии._

Типовые расчетные задания

- Приведения объема газа к нормальным условиям.
- Вычисление относительной плотности газа по его молекулярной массе.
- Определение молекулярной массы по плотности газа.
- Вычисление молярной массы газа по мольному объему.
- Определение молекулярной массы по уравнению Менделеева – Клапейрона.
- Определение средней молекулярной массы смеси газов по относительной плотности.
- Определение парциальных давлений газов в смеси.
- Определение парциальных давлений газов в смеси по объемной доле газов в смеси и общему давлению.
- Определение объема газа по заданной массе.
- Определение массы газа по заданному объему.
- Вычисление абсолютной массы молекулы вещества.
- Расчет факторов эквивалентности элементов и веществ по химическим формулам.
- Вычисление факторов эквивалентности в химических реакциях.
- Определение молярной массы эквивалента элемента.
- Определение молярной массы эквивалента элемента по его массовой доле в химическом соединении.
- Определение молярной массы эквивалента сложных веществ в реакциях обмена.
- Определение молярной массы эквивалента сложного вещества по реакции взаимодействия его с другим веществом.

- Нахождение простейшей формулы вещества по массовым долям элементов.
- Нахождение истинной формулы вещества по массовым долям элементов и молекулярной массе.
- Вычисление стандартных теплот (энтальпий) образования веществ по тепловым эффектам реакций и тепловых эффектов химических реакций по стандартным теплотам образования реагирующих веществ.
- Расчет теплового эффекта реакции по стандартным теплотам сгорания реагирующих веществ.
- Расчеты, основанные на взаимосвязи внутренней энергии и энтальпии.
- Вычисление изменения энергии Гиббса. Определение возможности протекания процесса по величине изменения энергии Гиббса.
- Вычисление изменения энтропии различных процессов. Определение возможности протекания процесса по величине изменения энтропии реакции.
- Вычисление изменения энергии Гиббса химической реакции по значениям стандартных энтальпий и энтропий реагирующих веществ.
- Применение термодинамических функций для характеристики свойств и реакционной способности веществ.
- Вычисление скорости реакции по концентрациям реагирующих веществ.
- Определение порядка реакции.
- Влияние давления на скорость реакции.
- Определение изменения скорости реакции вследствие изменения температуры.
- Вычисление изменения времени протекания реакции при изменении температуры.
- Определение температурного коэффициента реакции. __
- Вычисление энергии активации реакции.
- Вычисление константы равновесия реакции по равновесным концентрациям реагирующих веществ и определение их исходных концентраций.
- Вычисление константы равновесия реакции по парциальным давлениям реагирующих веществ.
- Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ.
- Определение изменения энергии Гиббса реакции по величине константы равновесия.
- Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия.
- Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия.
- Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ после смещения равновесия.
- Вычисление ионной силы раствора сильного электролита, активной концентрации раствора сильного электролита, среднего коэффициента активности сильного электролита по ионной силе раствора.
- Вычисление концентрации ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе.
- Вычисление концентрации ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе в присутствии одноименных ионов.
- Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита.
- Определение условий выпадения осадка.
- Вычисление водородного показателя раствора сильного и слабого электролита.
- Вычисление концентрации ионов OH^- по величине водородного показателя раствора.
- Вычисление pH сильного электролита с учетом его коэффициента активности.
- Вычисление константы гидролиза соли; степени гидролиза соли.
- Вычисление pH буферного раствора.
- с учетом влияния среды на окислительно-восстановительные свойства исходных веществ;
- с учетом влияния концентрации раствора и температуры на окислительно-восстановительные свойства веществ;

- когда восстановитель (или окислитель) одновременно выполняет функцию солеобразования;
- с учетом влияния концентрации окислителя и активности металла-восстановителя.
- Составление уравнений реакций: межмолекулярного окисления-восстановления; диспропорционирования; внутримолекулярного окисления-восстановления;
- Определение направления окислительно-восстановительной реакции по величине окислительно-восстановительных потенциалов реагирующих веществ.
- Определение возможности протекания окислительно-восстановительной реакции по величине изменения энергии Гиббса реакции.
- Вычисление окислительно-восстановительного потенциала системы.
- Вычисление константы равновесия окислительно-восстановительной реакции.
- Определение возможности протекания реакции в гальваническом элементе.
- Определение ЭДС гальванического элемента с учетом концентраций ионов.
- Составление схемы гальванического элемента, работающего при коррозии металла, и вычисление массы металла, окисляющегося при коррозии.
- Применение законов Фарадея при рассмотрении электролиза расплавов электролитов и водных растворов электролитов.

Критерии оценки рейтинговых контрольных работ:

Критерии	Оценка	Уровень
Ответ полный, правильный, самостоятельный, материал изложен в определенной логической последовательности, демонстрируется многосторонность подходов, многоаспектность обсуждения проблемы, умение находить рациональные пути решения задач, устанавливать причинно- следственные связи между строением, свойствами и применением веществ, в логическом рассуждении при решении задачи, графических построениях нет ошибок, задача решена рациональным способом с корректным использованием необходимых физико-химических величин, получен верный ответ. Работа выполнена на 76-100 %	«отлично»	Повышенный (продвинутый) уровень
Дан полный, правильный ответ на основе изученных понятий, концепций, закономерностей, теорий, но допускаются несущественные ошибки в расчетах при решении задач. Работа выполнена на 66-75 %	«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. Работа выполнена на 50-65 %	«удовлетворительно»	пороговый уровень
Ответ обнаруживает незнание основного (порогового) содержания учебного материала Работа выполнена менее 50 %	«неудовлетворительно»	уровень не сформирован

4.2 Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации.

Для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия», проводится промежуточная аттестация в виде экзамена (1, 2, 3 семестр).

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, типичские 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. Дальтонида 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. Жидкие растворы. Способы выражения состава раствора (массовая и молярная 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.

38. 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.
39. Отклонения растворов от идеальности, причины. Понятие об активности, коэффициенте активности, способах выбора стандартного состояния.
40. Электролитическая диссоциация. Связь изотонического коэффициента с кажущейся степенью диссоциации. Теория Дебая-Хюккеля.
41. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации, связь со степенью диссоциации (закон разбавления Оствальда). Диссоциация воды. Водородный показатель.
42. Расчет pH растворов сильных и слабых кислот и оснований.
43. Гидролиз солей: константа гидролиза и ее связь с константой диссоциации слабого электролита, расчет pH растворов гидролизующихся солей.
44. Влияние температуры, разбавления и добавления кислот и щелочей на равновесие в реакции гидролиза соли, условия протекания «необратимого» гидролиза.
45. Буферные растворы, примеры, расчет pH, объяснение буферного действия, буферная емкость.
46. Равновесие между раствором малорастворимого сильного электролита и его осадком, произведение растворимости, условие выпадения осадка, расчет растворимости, солевой эффект, его объяснение.
47. Основные положения протолитической теории Бренстеда-Лоури, сопряженные пары кислот и оснований, применение к реакциям в водном растворе (диссоциация, нейтрализация, гидролиз).
48. Применение теории Бренстеда-Лоури к неводным растворам. Участие растворителя в кислотно-основном равновесии, сродство к протону, дифференцирующие и нивелирующие растворители.
49. Определение кислот и оснований по Льюису. Теория Пирсона, понятие о мягких и жестких кислотах и основаниях, примеры, применение теории к объяснению устойчивости комплексов.
50. Окислительно-восстановительные реакции. Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов: константа равновесия, изменение энергии Гиббса и ЭДС, связь между ними.
51. 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.
52. 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.
53. Электролиз: процессы, происходящие в расплавах и растворах электролитов, законы Фарадея.
54. 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. р-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 р-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, гидроксилламин, 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. р-элементы IV группы: общая характеристика, особенности углерода. Склонность атомов к образованию цепей, кратных связей.
20. р-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: кислотнo-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.

Вопросы к экзамену (3 семестр)

1. s-элементы II группы: общая характеристика, особенности бериллия, проявление диагонального сродства. Свойства простых веществ, гидридов, галогенидов. Оксиды и гидроксиды: закономерности в изменении свойств. Комплексные соединения.
2. 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.
3. 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.
4. 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.
5. 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.
6. Связь величин расщепления кристаллическим полем с окраской комплекса, спектрохимический ряд. Энергия стабилизации кристаллическим полем октаэдрической и тетраэдрической симметрии. Понятие об эффекте Яна-Теллера.
7. 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.
8. 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.
9. 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.
10. 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.

11. 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”.
12. d-элементы VII группы: общая характеристика, свойства простых веществ. Соединения марганца в степенях окисления +2, +3, +4, +6, +7: свойства (кислотно-основные и окислительно-восстановительные) оксидов и гидроксидов. Соединения элементов со степенью окисления +7: сравнительная устойчивость оксидов, кислот, анионов, окислительная способность.
13. 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-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов. Комплексные соединения. Соединения железа (VI).__
14. 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.
15. d-элементы I группы: общая характеристика, свойства простых веществ. Соединения элементов в степенях окисления +1, +2, +3. Состав и строение комплексных соединений.
16. 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).
17. 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.
18. 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.

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.	«удовлетворительно»	пороговый уровень

Данные пробелы в знаниях не препятствуют дальнейшему обучению.		
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 учебной литературы, информационных ресурсов и технологий

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). - Библиогр.: 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. Рэмсен 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. Периодическая литература

1. «Журнал неорганической химии».
2. «Журнал общей химии».
3. «Координационная химия».
4. «Химия и жизнь».

5.4. Интернет-ресурсы, в том числе современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы.

Электронно-библиотечные системы (ЭБС):

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

Профессиональные базы данных:

1. Scopus <http://www.scopus.com/>;
2. ScienceDirect www.sciencedirect.com;
3. Журналы издательства Wiley <https://onlinelibrary.wiley.com/>;
4. Научная электронная библиотека (НЭБ) <http://www.elibrary.ru/>;
5. Полнотекстовые архивы ведущих западных научных журналов на Российской платформе научных журналов НЭИКОН <http://archive.neicon.ru>;
6. Национальная электронная библиотека (доступ к Электронной библиотеке диссертаций Российской государственной библиотеки (РГБ) <https://rusneb.ru/>;
7. Президентская библиотека им. Б.Н. Ельцина <https://www.prilib.ru/>;
8. Springer Journals <https://link.springer.com/>;
9. Springer Journals Archive: <https://link.springer.com/>;
10. Nature Journals <https://www.nature.com/siteindex/index.html>;
11. Springer Nature Protocols and Methods <https://experiments.springernature.com/sources/springer-protocols>;
12. Springer Materials <http://materials.springer.com/>;
13. Nano Database <https://nano.nature.com/>;
14. Springer eBooks (i.e. 2020 eBook collections): <https://link.springer.com/>;

Ресурсы свободного доступа:

1. Американская патентная база данных <http://www.uspto.gov/patft/>;
2. КиберЛенинка (<http://cyberleninka.ru/>);

3. Министерство науки и высшего образования Российской Федерации <https://www.minobrnauki.gov.ru/>;
4. Федеральный портал "Российское образование" <http://www.edu.ru/>;
5. Информационная система "Единое окно доступа к образовательным ресурсам" <http://window.edu.ru/>;
6. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов <http://school-collection.edu.ru/>;

Собственные электронные образовательные и информационные ресурсы КубГУ:

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

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

В соответствии с требованиями ФГОС ВО преподавание учебной дисциплины «Общая и 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 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 «Общая и неорганическая химия» каждый студент обеспечивается учебно-методическими материалами (тематическими планами лекций, 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 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 «Общая и неорганическая химия», а также готовность к восприятию научно-технических инноваций и технологий.

Лабораторный практикум обеспечивает приобретение и закрепление необходимых навыков и умений, формирует профессиональные компетенции, готовность к самостоятельной и индивидуальной работе, принятию ответственных решений в рамках профессиональной деятельности. На лабораторных 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.

7. Материально-техническое обеспечение по дисциплине (модулю)

№	Вид работ	Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля) и оснащенность
1	Лекционные занятия	Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа: комплект учебной мебели, короткофокусный интерактивный проектор, мультимедийная кафедра, доска-экран универсальная, меловая доска (аудитория 322с).
2	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 теххимические, электрические плитки, наборы химической посуды и реактивов, водяные бани, вакуумные насосы, термометры, магнитные мешалки с подогревом ММ-135Н «Таглер», рН-метр «Эксперт-001-3.04», спектрофотометр В-1100 ЭКОВЬЮ, лабораторный источник питания ПРОФКИП Б5-71/1М, весы аналитические Adventurer Pro AV1 14С (аудитории 439с и 430с).
3	Самостоятельная работа	Помещение для самостоятельной работы, оснащенное комплектом учебной мебели, компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспеченная доступом в электронную информационно-образовательную среду университета, (аудитория 431с).

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