

*Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Северо-Осетинский государственный университет
имени Коста Левановича Хетагурова»*

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Неорганическая химия»

Направление подготовки

04.03.01 Химия

Направленность (профиль)

«Фундаментальная и прикладная химия»

Квалификация (степень)

бакалавр

Форма обучения-очная

Год начала подготовки **2026**

Утверждена в составе ОПОП

Составитель: доцент кафедры фундаментальной и медицинской химии,
к.х.н. О.В. Неёлова

**Владикавказ
2026**

1. Структура и общая трудоемкость дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 14 зачетные единицы (504 ч.)

	Очная форма обучения
Курс	1
Семестр	1,2
Лекции	70
Практические (семинарские) занятия	72
Лабораторные занятия	210
Консультации	-
Итого контактных занятий	352
Самостоятельная работа	80
Курсовая работа	-
Форма контроля	
Экзамен	72
Зачет	-
Общее количество часов	504

2. Цели и задачи дисциплины

Целями изучения курса неорганической химии в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом по направлению подготовки (специальности) 04.03.01 Химия и уровню высшего образования бакалавриат, утвержденному приказом Минобрнауки России от 17 июля 2017 года № 671, являются: дать студенту знания основ общих законов химии и свойств элементов, которые служат подготовке студента к будущей профессиональной деятельности в областях научно-исследовательской, технологической и педагогической.

Задача курса – формирование творчески работающих специалистов с развитым научным мышлением, обладающих необходимым запасом знаний в области общей и неорганической химии, способных использовать теоретические знания при решении практических задач, проявляя при этом самостоятельность, инициативу, а также в необходимых случаях – умение участвовать в принятии коллективных решений, выбирая наиболее оптимальные из них.

3. Место дисциплины в структуре ОПОП бакалавриата

Б1.О.18. Обязательная часть Блока 1.

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к дисциплинам обязательной части Блока 1 Б1.О.18.

В учебных планах университетов курс неорганической химии открывает систематическое химическое образование. Он является базовым для изучения всех химических дисциплин ОПОП. Курс неорганической химии должен познакомить студента с внутренней логикой химической науки, фактическим материалом по химии элементов и тенденциями в изменении свойств простых веществ и соединений элементов по группам и периодам. Студент должен освоить основные закономерности, определяющие свойства и превращения веществ, и на этой основе изучить фактический материал по химии элементов. Именно поэтому курс неорганической химии включает обширное теоретическое введение, в котором в первом приближении рассматриваются основные современные общехимические воззрения, теории, законы.

Для изучения дисциплины «Неорганическая химия» необходимы знания, умения и компетенции, полученные обучающимися в курсе химии средней школы в соответствии с

требованиями ФГОС Основного общего образования. Для освоения данной учебной дисциплины (УД) студент должен

Знать:

1) в рамках школьной программы основы химической науки как области современного естествознания, химических превращений неорганических и органических веществ как основы многих явлений живой и неживой природы; углубление представлений о материальном единстве мира.

Уметь:

1) самостоятельно определять цели своего обучения, ставить и формулировать для себя новые задачи в учебе и познавательной деятельности, развивать мотивы и интересы своей познавательной деятельности;

2) самостоятельно планировать пути достижения целей, в том числе альтернативные, осознанно выбирать наиболее эффективные способы решения учебных и познавательных задач;

3) определять понятия, создавать обобщения, устанавливать аналогии, классифицировать, самостоятельно выбирать основания и критерии для классификации, устанавливать причинно-следственные связи, строить логическое рассуждение, умозаключение (индуктивное, дедуктивное и по аналогии) и делать выводы;

4) соотносить свои действия с планируемыми результатами, осуществлять контроль своей деятельности в процессе достижения результата, определять способы действий в рамках предложенных условий и требований, корректировать свои действия в соответствии с изменяющейся ситуацией;

5) оценивать правильность выполнения учебной задачи, собственные возможности ее решения;

6) организовывать учебное сотрудничество и совместную деятельность с учителем и сверстниками; работать индивидуально и в группе: находить общее решение и разрешать конфликты на основе согласования позиций и учета интересов; формулировать, аргументировать и отстаивать свое мнение;

7) устанавливать связи между реально наблюдаемыми химическими явлениями и процессами, происходящими в микромире, объяснять причины многообразия веществ, зависимость их свойств от состава и строения, а также зависимость применения веществ от их свойств;

8) использовать информационно-коммуникационные технологии, активно пользоваться словарями и другими поисковыми системами;

9) осознанно использовать речевые средства в соответствии с задачей коммуникации для выражения своих чувств, мыслей и потребностей; планирования и регуляции своей деятельности;

10) создавать, применять и преобразовывать знаки и символы, модели и схемы для решения учебных и познавательных задач.

Владеть:

1) основами химической грамотности: способностью анализировать и объективно оценивать жизненные ситуации, связанные с химией, навыками безопасного обращения с веществами, используемыми в повседневной жизни; умением анализировать и планировать экологически безопасное поведение в целях сохранения здоровья и окружающей среды;

2) представлениями о значении химической науки в решении современных экологических проблем, в том числе в предотвращении техногенных и экологических катастроф;

3) экологическим мышлением, умением применять его в познавательной, коммуникативной, социальной практике и профессиональной ориентации.

4) основами самоконтроля, самооценки, принятия решений и осуществления осознанного выбора в учебной и познавательной деятельности;

5) первоначальными систематизированными представлениями о веществах, их превращениях и практическом применении, понятийным аппаратом и символическим языком химии;

6) устной и письменной речью, монологической контекстной речью.

Знания, умения и навыки, полученные в рамках дисциплины «Неорганическая химия» необходимы для дальнейшего успешного изучения таких дисциплин как: «Аналитическая химия»,

«Физическая химия», «Коллоидная химия», «Строение вещества», «Основы неорганического синтеза», «Химическая технология», «Основы проектной деятельности», «Коллоидная химия», «Бионеорганическая химия», «Методика преподавания химии», «Химия перспективных неорганических материалов».

4. Требования к результатам освоения дисциплины (компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (модуля))

В результате освоения дисциплины обучающийся должен обладать следующими компетенциями (результатами освоения образовательной программы):

Универсальные компетенции:

УК-1. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач.

УК-2. Способен определять круг задач в рамках поставленной цели и выбирать оптимальные способы их решения, исходя из действующих правовых норм, имеющихся ресурсов и ограничений.

УК-6. Способен управлять своим временем, выстраивать и реализовывать траекторию саморазвития на основе принципов образования в течение всей жизни.

УК-8. Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития общества, в том числе при угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов.

Взаимосвязь планируемых результатов обучения по дисциплине с формируемыми компетенциями ОПОП:

<i>Код компетенции Формулировка компетенции</i>	<i>Код и наименование индикатора достижения компетенции</i>	<i>Результаты обучения</i>
УК-1 Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач	УК-1.1. Выделяет проблемную ситуацию, осуществляет ее многофакторный анализ и диагностику на основе системного подхода. УК-1.2. Осуществляет поиск, отбор и систематизацию информации для определения альтернативных вариантов стратегических решений в проблемной ситуации. УК-1.3. Определяет и оценивает риски возможных вариантов решений проблемной ситуации, выбирает оптимальный вариант её решения	Знать: методы критического анализа и оценки современных научных достижений; методы критического анализа; основные принципы критического анализа. Уметь: получать новые знания на основе анализа, синтеза и др.; собирать данные по сложным научным проблемам, относящимся к профессиональной области; осуществлять поиск информации и решений на основе действий, эксперимента и опыта. Владеть: исследованием проблемы профессиональной деятельности с применением анализа; синтеза и других методов интеллектуальной деятельности; выявлением научных проблем и использованием адекватных методов для их решения; демонстрацией оценочных суждений в решении проблемных профессиональных ситуаций.
УК-2	УК-2.1. Формулирует цель проекта, определяет	Знать: методы представления и описания результатов проектной

Способен определять круг задач в рамках поставленной цели и выбирать оптимальные способы их решения, исходя из действующих правовых норм, имеющихся ресурсов и ограничений	совокупность взаимосвязанных задач, обеспечивающих ее достижение и определяет ожидаемые результаты решения задач. УК-2.2. Разрабатывает план действий для решения задач проекта, выбирая оптимальный способ их решения, исходя из действующих правовых норм и имеющихся ресурсов и ограничений. УК-2.3. Обеспечивает выполнение проекта в соответствии с установленными целями, сроками и затратами, исходя из действующих правовых норм, имеющихся ресурсов и ограничений, в том числе с использованием цифровых инструментов	деятельности; методы, критерии и параметры оценки результатов выполнения проекта; принципы, методы и требования, предъявляемые к проектной работе. Уметь: обосновывать практическую и теоретическую значимость полученных результатов; проверять и анализировать проектную документацию; прогнозировать развитие процессов в проектной профессиональной области; выдвигать инновационные идеи и нестандартные подходы к их реализации в целях реализации проекта; анализировать проектную документацию; рассчитывать качественные и количественные результаты, сроки выполнения проектной работы. Владеть: управлением проектами в области, соответствующей профессиональной деятельности; распределением заданий и побуждением других к достижению целей; управлением разработкой технического задания проекта, управлением реализацией профильной проектной работы; управлением процесса обсуждения и доработки проекта; участием в разработке технического задания проекта, разработкой программы реализации проекта в профессиональной.
УК-6 Способен управлять своим временем, выстраивать и реализовывать траекторию саморазвития на основе принципов образования в течение всей жизни	УК-6.1. Устанавливает личные и профессиональные цели в соответствии с уровнем своих ресурсов и приоритетов действий, для успешного развития в избранной сфере профессиональной деятельности. УК-6.2. Реализует и корректирует стратегию личностного и профессионального развития, с учетом условий, средств, личностных возможностей, этапов карьерного роста, временной перспективы развития деятельности и требований рынка труда. УК-6.3. Критически оценивает эффективность использования времени и других ресурсов при решении, поставленных задач в	Знать: особенности принятия и реализации организационных, в том числе управленческих решений; теоретико-методологические основы саморазвития, самореализации, использования творческого потенциала собственной деятельности; основные научные школы психологии и управления; деятельностный подход в исследовании личностного развития; технологию и методику самооценки; теоретические основы акмеологии, уровни анализа психических явлений. Уметь: определять приоритеты профессиональной деятельности и способы ее совершенствования на основе самооценки; разрабатывать, контролировать, оценивать и исследовать компоненты

	избранной профессиональной деятельности.	сфере профессиональной деятельности; планировать самостоятельную деятельность в решении профессиональных задач. Владеть: навыками определения эффективного направления действий в области профессиональной деятельности; принятием решений на уровне собственной профессиональной деятельности; навыками планирования собственной профессиональной деятельности.
УК-8 Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития общества, в том числе при угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов	УК-8.1. Знаком с общей характеристикой обеспечения безопасности и устойчивого развития в различных сферах жизнедеятельности; классификацией чрезвычайных ситуаций военного характера, принципами и способами организации защиты населения от опасностей, возникающих в мирное время и при ведении военных действий. УК-8.2. Оценивает вероятность возникновения потенциальной опасности в повседневной жизни и профессиональной деятельности и принимает меры по ее предупреждению. УК-8.3. Применяет основные методы защиты при угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов в повседневной жизни и профессиональной деятельности.	Знать: факторы вредного влияния элементов среды обитания (технических средств, технологических процессов, материалов, зданий и сооружений, природных и социальных явлений); нормативные требования техники безопасности. Уметь: идентифицировать опасные и вредные факторы в рамках осуществляемой деятельности; выявлять проблемы, связанные с нарушениями техники безопасности на рабочем месте; предлагает мероприятиях по предотвращению чрезвычайных ситуаций; реализовывать нормы техники безопасности. Владеть: правилами поведения при возникновении чрезвычайных ситуаций природного и техногенного происхождения; оказывает первую помощь, описывает способы участия в восстановительных мероприятиях; методами безопасной работы в химической лаборатории.

Общепрофессиональные компетенции:

ОПК-1. Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений.

ОПК-2. Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием.

ОПК-3. Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники.

ОПК-5. Способен использовать существующие программные продукты и информационные базы данных для решения задач профессиональной деятельности с учетом основных требований информационной безопасности.

ОПК-6. Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе.

Взаимосвязь планируемых результатов обучения по дисциплине с формируемыми компетенциями ОПОП:

Код компетенции Формулировка компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения
ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений.	ОПК-1.1. Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов. ОПК-1.2. Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии. ОПК-1.3. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	Знать: основные принципы, законы, положения, методологию изучаемых химических дисциплин, понимает основы физических и физико-химических методов исследования. Уметь: систематизировать и анализировать результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов; интерпретировать результаты собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии. Владеть: навыками составления заключений и выводов по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.
ОПК-2 Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием.	ОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности. ОПК-2.2. Проводит синтез веществ и материалов разной природы с использованием имеющихся методик. ОПК-2.3. Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе. ОПК-2.4. Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования.	Знать: правила техники безопасности при работе в химической лаборатории; методы получения и исследования химических веществ и реакций; основные принципы и подходы к выбору методов анализа; основные физические и химические свойства веществ и материалов, используемых в лабораторных и технологических условиях, на основании которых формулируются правила и нормы техники безопасности; правила техник безопасности в химической лаборатории и на производстве. Уметь: применять знания норм и правил техники безопасности в лабораторных условиях; планировать и проводить экспериментальные исследования, использовать химические свойства основных классов неорганических и органических веществ и различные методы получения и исследования химических веществ

		и реакций, прогнозировать и оценивать результаты эксперимента; формулировать правила безопасного обращения с химическими веществами и материалами с учетом их физических и химических свойств. Владеть: навыками оказания первой помощи; навыками химического эксперимента в области неорганической и органической химии, физико-химических методов анализа; навыками практической работы на современной аппаратуре при проведении экспериментов, нормами техники безопасности.
ОПК-3 Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники	ОПК-3.1. Применяет теоретические и полуэмпирические модели при решении задач химической направленности. ОПК-3.2. Использует стандартное программное обеспечение при решении задач химической направленности.	Знать: теоретические и полуэмпирические модели и их применение при решении задач химической направленности. Уметь: использовать стандартное программное обеспечение при решении задач химической направленности, при подготовке научных публикаций и докладов. Владеть: навыками разработки специализированных программ для решения задач профессиональной сферы деятельности.
ОПК-5 Способен понимать принципы работы современных информационных технологий и использовать их для решения задач профессиональной деятельности	ОПК-5.1. Использует современные ИТ-технологии при сборе, анализе, обработке и представлении информации химического профиля. ОПК-5.2. Соблюдает нормы информационной безопасности в профессиональной деятельности.	Знать: основные технические средства компьютерных систем; основы информационно-коммуникативных технологий; основные тенденции развития современных информационных технологий и основы информационной безопасности; правовое регулирование в информационной среде. Уметь: использовать современные компьютерные технологии (технологии обработки данных, текстовой, графической, числовой информации, сетевые и мультимедиа технологии). Владеть: навыками работы с компьютером как средством управления информацией.
ОПК-6 Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в	ОПК-6.1: представляет результаты работы в виде отчета по стандартной форме на русском языке. ОПК-6-2: представляет информацию химического	Знать: основные требования к представлению результатов работ в профессиональной сфере деятельности; структуру научного доклада (название, обоснование актуальности работы, цель работы,

профессиональном сообществе.	содержания с учетом требований библиографической культуры. ОПК-6.3: представляет результаты работы в виде тезисов доклада на русском и английском языке в соответствии с нормами и правилами, принятыми в химическом сообществе. ОПК-6.4: готовит презентацию по теме работы и представляет ее на русском и английском языках.	задачи, состояние вопроса, основные результаты и выводы). Уметь: использовать специализированное программное обеспечение при представлении результатов работы профессиональному сообществу; оформить отчет или научную публикацию с использованием новых информационных технологий. Владеть: приемами изложения научного текста.
------------------------------	--	--

5. Содержание и учебно-методическая карта дисциплины

1 семестр

№ недели	Наименование тем (вопросов), изучаемых по данной дисциплине	Занятия			Самостоятельная работа		Формы контроля	Литература
		Л	ПР	ЛАБ	Содержание	Часы		
1	Основные законы и понятия химии 1. Современное содержание понятий: атом, молекула, элемент, простое и сложное вещество, ион, простое вещество, сложное вещество, валентность, степень окисления, химическая формула, химическая реакция. Методы определения и расчета атомных, молекулярных, формульных масс, моля. ТБ и правила работы в химической лаборатории. Посуда, оборудование, реактивы. 2. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Закон Авогадро. Газовые законы. Расчеты в общей химии. 3. Эквивалент вещества. Закон эквивалентов. Решение задач и упражнений.	2	2	6	Современная номенклатура неорганических соединений. Современная классификация основных классов неорганических соединений.	2	Конспект, устный опрос, Решение задач и упражнений	[1-15]
2	Основные классы неорганических соединений 1. Классификация оксидов (4 группы). Примеры реакций получения оксидов. Отношение оксидов различных групп к воде, кислотам и щелочам; взаимодействие оксидов между собой (написать уравнения реакций). 2. Классификация кислот по следующим признакам: а) основность, б) содержание кислорода, в) сила электролита, г) летучесть, д) растворимость. Примеры реакций получения кислот (3 примера). Взаимодействие кислот с металлами, оксидами, основаниями и солями (привести примеры реакций). Особые свойства кислот-окислителей (HNO_3 , H_2SO_4 конц.). 3. Классификация оснований по растворимости и силе электролита. Особые свойства гидроксида аммония. Примеры реакций получения оснований. Получение гидроксида аммония. Отношение оснований к кислотам, кислотным оксидам, солям, неметаллам и амфотерным металлам. Особые свойства амфотерных оснований. 10. Классификация солей (6 групп). Примеры реакций получения солей (11 способов). Взаимодействие солей с кислотами, основаниями и солями (примеры). 11. Генетическая связь между классами неорганических соединений.	2	2	6	Методы получения оксидов, кислот, оснований и солей. Физические и химические свойства оксидов, кислот, оснований и солей. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов в зависимости от положения элемента в периодической системе	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
3	Решение расчетных задач 1. Физические величины, используемые при решении расчетных задач: масса, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, количество вещества, постоянная Авогадро, молярная масса, молярный объем и другие молярные величины,	2	2	6	Расчетные задачи по курсу общей химии	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з,	[1-15]

	молярный объем идеального газа при нормальных условиях (н.у.), доля (массовая, объемная, молярная), плотность, относительная плотность газа. 2. Эквивалент вещества. Расчет молярной массы эквивалента простых и сложных веществ. 3. Единицы измерения всех перечисленных величин. 4. Уравнения связи между физическими величинами. Законы идеальных газов.						оформлени е лаборатор ной работы	
4	Теория электролитической диссоциации 1. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Факторы, определяющие степень диссоциации. 2. Примеры полной и ступенчатой диссоциации кислот и оснований. Диссоциация солей. Примеры ионных уравнений реакций, записанных в полном и кратком виде. 5. Понятия оксида, кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации.	2	2	6	Классификация химических реакций. Примеры реакций соединения, разложения, замещения и обмена	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформлени е лаборатор ной работы	[1-15]
5	Строение атома 1. История развития представлений о строении атома: планетарная модель Резерфорда, постулаты Бора. Предпосылки создания квантовой теории: уравнения Планка и Эйнштейна, волновое уравнение Де Бройля и принцип неопределенности Гейзенберга. 2. Атомное ядро. Масса и заряд протона и нейтрона. Ядерные силы, их природа. Примеры ядерных реакций: α -распад, β -распад, β^+ -распад, деление тяжелых ядер. 3. Заряд и масса электрона. Квантование энергии электрона в атоме. Корпускулярно-волновой дуализм электрона. Понятие о волновом уравнении Шредингера и его решении. Описание состояния электрона в атоме с помощью квантовых чисел, их физический смысл. 4. Основные принципы и правила, определяющие порядок заполнения орбиталей электронами: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда, правила Клечковского. 5. Форма граничной поверхности s, p, d – орбиталей. Понятие орбитального радиуса и радиуса граничной поверхности. 6. Электронные конфигурации атомов в основном и возбужденном состояниях. Понятия: ядро атома, электрон, электронная оболочка, атомная орбиталь (квантовая ячейка), уровень, подуровень.	2	2	6	Составление электронных формул и схем распределения электронов по электронным атомным орбиталям элементов 1-7 периодов Периодической системы.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформлени е лаборатор ной работы	[1-15]
6	Периодический закон Д.И. Менделеева и электронная структура атомов 1. Понятия: периодическая система, порядковый номер элемента, период, группа. 2. Физический смысл номера периода, номера группы, деления группы на главную и побочную подгруппы. Классификация элементов по строению атома: s, p, d, f-элементы. 2. Периодически повторяющиеся свойства атомов: энергия ионизации, сродство к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭ). Определение ОЭ по Полингу и Малликену, а также по Олриду и Рокау. 3. Изменение металлических и неметаллических свойств элементов, их радиусов и электроотрицательности в периодах и группах. 4. Примеры внутренней и вторичной периодичности. Их объяснение с помощью эффектов "экранирования" и "проникновения". Понятие эффективного заряда ядра, эффективного порядкового номера и эффективного атомного радиуса.	2	2	6	Структура периодической системы химических элементов. Периодический характер изменения свойств атомов элементов, и их соединений.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформлени е лаборатор ной работы	[1-15]

7	Химическая связь и строение молекул 1. Природа химической связи. Различия между понятиями “химическая связь” и “валентность”, “валентность” и степень окисления. 9. Основные положения теории валентных связей (ВС). Насыщаемость и направленность ковалентной связи. Простой и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Способы перекрывания орбиталей (σ- и π- связи). 10. Теория гибридизации атомных орбиталей. Расположение в пространстве гибридных орбиталей: sp, dp, sp^2, dp^2, sd^2, pd^2, sp^3, sd^3, sp^2d, sp^3d, sd^4, sp^3d^2, sp^3d^3, sp^3d^4. Теория локализованных пар и геометрическая форма молекул. 11. Длина связи и кратность связи. Примеры неорганических соединений с одинарными, двойными и тройными связями. Делокализованная связь на примере CO_3^{2-}, NO_3^-, SO_2. 12. Полярность и поляризуемость связи. Полярные и неполярные молекулы. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы. Постоянные, мгновенные и индуцированные диполи. 13. Основные положения теории молекулярных орбиталей (МО). Физический смысл функций ϕ, ψ и коэффициентов λ_1 и λ_2 в уравнении $\phi_{MO} = \lambda_1 \psi_A \pm \lambda_2 \psi_B$. Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО. 14. Условия, определяющие возможность перекрывания атомных орбиталей (энергия и геометрия). Энергетическая диаграмма МО двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами 2 периода. Расчет кратности связи и оценка магнитных свойств молекул. 15. Расчет степени ионности связи. Ионная связь как крайний случай полярной связи. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Понятие ионного кристалла. 16. Химическая связь в металлах с позиций теории «электронного газа» и теории МО (зонная теория). Валентная зона, запрещенная зона и зона проводимости. Объяснение высокой электропроводности, пластичности и металлического блеска с помощью зонной теории. Влияние вклада ковалентной связи на физические свойства металлов. 17. Электростатическая природа межмолекулярного взаимодействия. Примеры ориентационного, индукционного и дисперсионного взаимодействия. 18. Водородная связь как частный случай ковалентной донорно-акцепторной связи. Примеры водородной связи (вода, фтороводород). Влияние водородной связи на физические свойства веществ.	2	2	6	Характеристики ковалентной связи: энергия, прочность, полярность, геометрия, насыщаемость. Локализация, делокализация, гибридизация, σ- и π-связывание. Донорно-акцепторная, металлическая и водородная связи. Ионная связь, её характеристики. Поляризуемость и поляризующее действие ионов. Структурные формулы.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
8	Комплексные соединения 1. Основные положения координационной теории Вернера. Понятия центрального атома, лиганда, внутренней и внешней сферы. Зависимость молярной электропроводности раствора комплексного соединения от состава комплекса. Изомерия комплексных соединений. 2. Зависимость устойчивости комплексного соединения от природы центрального атома (электронное строение, радиус, заряд). Стабилизация неустойчивой степени окисления центрального атома комплексообразованием. 3. Зависимость устойчивости комплексного соединения от природы лигандов (электронное строение, радиус, заряд). Ряд активности лигандов. Мягкие и жесткие лиганды. Дентантность лигандов. 4. Правила номенклатуры комплексных соединений. 5. Классификация комплексных соединений по заряду комплекса, природе лигандов, наличию циклов (правило циклов), числу центральных атомов. Кластеры. π-Комплексы. 6. Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций теории валентных связей (ВС). Высоко- и низкоспиновые комплексы. Внутри- и внешнеорбитальные комплексы.	2	2	6	Современная теория строения комплексных соединений. Типы и номенклатура КС. Природа химической связи в КС. Диссоциация КС в водных растворах. Константы образования и нестойкости КС. Методы получения КС.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]

	7. Описание октаэдрических, тетраэдрических и квадратных комплексов d-элементов с помощью теории кристаллического поля (ТКП). Энергия расщепления орбиталей и энергия спаривания электронов. Магнитные и спектральные свойства комплексных соединений. 8. Применение теории молекулярных орбиталей (МО) для описания природы связи в комплексных соединениях. 9. Устойчивость комплексных соединений в водном растворе. Константа устойчивости и константа нестойкости. Определение понятия «комплексное соединение». Термодинамическая и кинетическая устойчивость комплексов. 10. Методы получения комплексных соединений. Метод замещения и окисления в водном растворе. Метод термической диссоциации. Получение карбониллов при взаимодействии металлов с оксидом углерода (II). Использование эффектов цис- и транс-лигандирования для получения комплексных соединений.							
9	Основные закономерности протекания химических реакций Энергетика протекания химических процессов 1. Понятие термодинамической системы. Открытая, закрытая и изолированная системы. Равновесная и неравновесная системы. 2. Понятие о термодинамических функциях: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический и изохорно-изотермический потенциалы. 3. Понятие теплоты (теплого эффекта) химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Причины выделения или поглощения теплоты в ходе химической реакции. 4. Понятие энтальпии химической системы и вещества. Стандартное значение энтальпии вещества. 5. Закон Гесса. Определение теплового эффекта химической реакции по стандартным энтальпиям образования веществ и стандартным энтальпиям сгорания веществ.	2	2	6	Основные понятия химической термодинамики. Термодинамические функции состояния системы. Следствия из закона Гесса. Первое начало термодинамики и его применение. Способы расчета тепловых эффектов химических реакций.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
10	6. Энтропия как мера неупорядоченности системы. Зависимость энтропии от температуры. Изменение энтропии системы при протекании химической реакции и при фазовых превращениях. 7. Понятие самопроизвольного процесса и обратимого процесса. Энтропийный и энтальпийный факторы и направление процесса. 8. Энергия Гиббса как критерий возможности самопроизвольного протекания процесса. 9. Стандартные теплота, энтропия и энергия Гиббса образования вещества.	2	2	6	Второе и третье начала термодинамики и их применение. Расчет величин изменения энтропии и энергии Гиббса химических реакций.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
11	Химическое равновесие и его смещение 1. Обратимые и необратимые химические процессы. 2. Химическое равновесие. Константа равновесия. Примеры выражения константы равновесия различных процессов через парциальные давления газов или концентрации (активности) жидких или газообразных веществ. 3. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. 4. Примеры влияния различных факторов (концентрация, температура, давление) на состояние химического равновесия.	2	2	6	Состояние химического равновесия. Закон действующих масс для химического равновесия. Константы равновесия и способы их расчета. Принцип смещения равновесия и факторы, влияющие на его смещение.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
12	Скорость химической реакции 1. Понятие скорости химической реакции. Закон действующих масс. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции. 2. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Понятия энергии активации и координаты реакции. 3. Механизм химической реакции. Понятие лимитирующей стадии процесса. Последовательные и параллельные реакции.	2	2	6	Решение задач на расчет величины скорости химической реакции.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]

	4. Катализ. Понятие о механизме каталитических реакций.							
13	Учение о растворах 1. Понятие раствора. Примеры твердых, жидких и газообразных растворов. Суспензии, эмульсии, коллоидные растворы. 2. Сольватация, сольваты. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты. Примеры неводных растворителей. 3. Кислоты, основания и соли с точки зрения: а) теории электролитической диссоциации, б) теории Бренстеда-Лоури, в) теории Льюиса. 4. Концентрация и активность иона в растворе. Концентрационная и термодинамическая константы диссоциации. Взаимосвязь между константой диссоциации и степенью диссоциации (закон разбавления). Факторы, влияющие на константу диссоциации. 5. Коллигативные свойства растворов. Осмос. Осмотическое давление, температура замерзания, температура кипения и относительное понижение давления пара растворителя в случае растворов электролитов и неэлектролитов. 6. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотно-основные индикаторы. Примеры буферных растворов.	2	2	6	Гидратная теория растворов. Способы выражения концентрации растворов.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
14	7. Влияние температуры и давления на растворимость твердых, жидких и газообразных веществ. Количественные характеристики растворимости: а) коэффициент растворимости веществ; б) константа или произведение растворимости (ПР) малорастворимых электролитов. 8. Гидролиз солей. Пять типов солей в зависимости от растворимости и гидролизующести составляющих их ионов. Константа гидролиза и степень гидролиза. Факторы, влияющие на константу и степень гидролиза. Условия подавления гидролиза. Определение величины pH в растворах солей.	2	2	6	Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. Сольватация. Особые свойства воды как растворителя. Составление уравнений реакций обратимого и необратимого гидролиза.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
15	Окислительно-восстановительные реакции и процессы 1. Понятие окислительно-восстановительной реакции, окислителя, восстановителя. Примеры межмолекулярных, внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций и реакций диспропорционирования. Метод электронного баланса как метод подбора коэффициентов. 2. Окислительно-восстановительные системы. Изображение окислительно-восстановительных систем методом полуреакций.	2	2	6	Метод электронного баланса и метод полуреакций ОВР.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
16	3. Окислительно-восстановительный потенциал как количественная характеристика редокс-системы. Уравнение Нернста. 4. Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания ОВ реакций. Зависимость между величинами редокс-потенциалов систем и изменением энергии Гиббса. 5. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов.	2	2	6	Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных редокс-потенциалов.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
17	6. Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока. Понятие электрохимического эквивалента. Электролиз растворов и расплавов. Электросинтез. 7. Гальванические элементы. Первичные и вторичные элементы, свинцовый аккумулятор, щелочной аккумулятор.	2	2	6	Электрометаллургия. Литий-ионные аккумуляторы.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з	[1-15]
18	ИТОГОВОЕ ЗАНЯТИЕ РУБЕЖНАЯ АТТЕСТАЦИЯ	2	2	6	Подготовка к рубежной аттестации	2	Тестирование или письменная контрольная работа	[1-15]
Итого		36	36	108		36		

2 семестр

№ недели	Наименование тем (вопросов), изучаемых по данной дисциплине	Занятия			Самостоятельная работа		Формы контроля	Литература
		Л	ПР	ЛАБ	Содержание	Часы		
1	Общий обзор р-элементов 1. Положение р-элементов в периодической системе. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и ионизационных потенциалов по периодам и группам. 2. Валентность и степени окисления атомов р-элементов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группам. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию. Особенности свойств р-элементов 2 и 5 периодов. Изменение металлического и неметаллического характера элементов и кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по группам и периодам.	2	2	6	Физические свойства	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
2	р-Элементы VIII группы 1. Общая характеристика элементов VIIIA группы. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Причины химической инертности гелия и неона. 2. Физические свойства благородных газов. Характер межмолекулярного взаимодействия. Изменение температур кипения и плавления в ряду He-Rn. 3. Химические соединения криптона и ксенона, принципы их получения. Гидролиз фторидов. Кислородсодержащие соединения ксенона. Клатратные соединения благородных газов.	2	2	6	Сверхтекучесть гелия	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
3	Водород. р-Элементы VII группы 1. Водород. Физические и химические свойства водорода. Водород как восстановитель в молекулярной форме и в атомарном состоянии. Взаимодействие водорода с металлами и неметаллами. Гидриды: ионные, ковалентные, полимерные и нестехиометрические. Формы нахождения водорода в природе. Способы получения свободного водорода. Применение. Водород как перспективное горючее. 2. Общая характеристика р-элементов VII группы. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону и ОЭ элементов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Признаки металличности у йода и водорода. Особенности фтора. 3. Физические свойства простых веществ галогенов. Изменение температур плавления и кипения в ряду фтор–астат. Химические свойства простых веществ галогенов. Изменение энергии связи в молекулах галогенов по группе и реакционная способность галогенов. Отношение галогенов к воде, щелочам, металлам и неметаллам. Токсичность и меры предосторожности при работе с галогенами. Формы нахождения галогенов в природе. Принципы получения свободных галогенов. Применение.	2	2	6		2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
4	4. Галогеноводороды. Устойчивость молекул. Характер химической связи. Ассоциация молекул HF. Фтороводород как сильный ионизирующий растворитель. Физические свойства HNaI: изменение температур плавления и кипения в ряду HF–HNaI. Химические свойства галогеноводородов: реакционная способность, кислотные свойства. Восстановительная активность в ряду: HF–HI. Общие принципы получения галогеноводородов. Промышленное получение соляной кислоты. Применение соляной и плавиковой кислот. Галогениды. Основные, амфотерные и кислотные галогениды. Полимерные галогениды. Особенности	2	2	6	Интергалогениды и их химические свойства	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]

	гидролиза галогенидов различных типов. Гидрофториды. 5. Оксиды фтора, хлора (I, IV, VI, VII), брома (I, VI), йода (II, V): строение, устойчивость, окислительные и кислотные свойства, принципы получения. 6. Соли кислородсодержащих кислот галогенов. Структура и сравнительная устойчивость солей и кислот. Применение гипохлоритов, хлоритов, хлоратов и перхлоратов. Окислительные, горючие и взрывчатые смеси на основе хлората и перхлората калия. 7. Интергалогениды. Фториды хлора (I, III, V), брома (I, III, V) и йода (I, III, V, VII). Хлориды брома (I) и йода (I, III). Бромид йода. Сравнительная устойчивость фторидов, хлоридов и бромидов, их структура. Фторирующие агенты. Гидролиз интергалогенидов и взаимодействие с щелочами.							
5	р-Элементы VI группы 1. Строение атомов р-элементов VI группы. Изменение атомных радиусов, сродства к электрону, энергии ионизации и относительной электроотрицательности в ряду O–Po. Изменение по группе валентности и устойчивой степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, образованию гомоцепных полимерных соединений. 2. Простые вещества. Аллотропные модификации кислорода и серы. Химическая связь в молекуле O₂ с позиций теорий ВС и МО. Строение молекулы O₃. Изменение неметаллических свойств в ряду O₂–Po. Окислительно-восстановительные свойства р-элементов VI группы, отношение к металлам и неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения простых веществ. 3. Гидриды. Строение молекул. Изменение температур кипения и плавления в ряду H₂O–H₂Te. Термическая устойчивость, кислотные и восстановительные свойства. Токсичность халькогенидов водорода. Общие методы получения. 4. Оксиды. Классификация оксидов по типу химической связи и кислотно-основным свойствам. Методы получения оксидов. 5. Халькогениды. Методы получения. Классификация сульфидов по типу химической связи. Общие методы получения. Халькогениды как полупроводниковые материалы. 6. Пероксид водорода. Строение молекулы. Термическая устойчивость и окислительно-восстановительные свойства. Промышленные и лабораторные методы получения. Применение. 7. Гидриды серы H₂S_n. Строение молекул. Термическая устойчивость и окислительно-восстановительные свойства. Полисульфиды. Сравнение устойчивости полисульфидов и соответствующих кислот. 8. Оксиды элементов (IV, VI). Особенности строения, принципы получения, отношение к воде, кислотам и щелочам. Окислительно-восстановительные свойства. Применение SO₂, влияние на окружающую среду. 9. Сернистая, селенистая и теллуристая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Методы получения. Изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду H₂SO₃–H₂SeO₃–H₂TeO₃. Получение и свойства кислых и средних солей данных кислот. 10. Серная, селеновая и теллуровая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Методы получения. Изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду H₂SO₄–H₂SeO₄–H₂TeO₆. Получение и свойства кислых и средних солей данных кислот. Особые свойства концентрированных кислот. Полисерные кислоты и их соли. 11. Тиосерная кислота. Тиосульфаты. Строение тиосульфат-иона. Получение, окислительно-восстановительные свойства и применение тиосульфата натрия. Политионовые кислоты и их соли. Гидросернистая кислота. Строение молекулы. Окислительно-восстановительные свойства.	2	2	6	Галогениды халькогенов. Применение галогенидов и оксогалогенидов р-элементов VI группы.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]

	12. Пероксомоносерная и пероксодисерная кислоты. Строение молекул. Принципы получения (электросинтез). Химические свойства пероксикислот и их солей.							
6	р-Элементы V группы 1. Строение атомов р-элементов V группы. Изменение по группе атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону и относительной электроотрицательности элементов. Валентность и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. 2. Простые вещества. Химическая связь в молекуле азота с позиций теорий ВС и МО. Склонность фосфора, мышьяка и сурьмы к образованию полимерных форм. Аллотропные модификации фосфора и особенности их строения. Реакционная способность молекулярного и атомарного азота, белого и красного фосфора. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ, отношение к неметаллам, металлам, воде, кислотам, щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения и применение простых веществ. 3. Гидриды состава ЭН₃. Термодинамическая характеристика реакции синтеза аммиака. Жидкий аммиак как растворитель. Растворение аммиака в воде. Соли аммония, особенности их термической диссоциации. Аммиокомплексы. Реакции замещения водорода в аммиаке. Амиды, имиды и нитриды. Взаимодействие аммиака с кислородом. Применение аммиака. Фосфин, арсин, стибин и висмутин в сравнении с аммиаком: структурные особенности, теплоты образования, методы получения, термическая устойчивость, взаимодействие с водой и кислотами. 4. Гидразин, гидроксиламин и азидоводород. Строение молекул, методы получения и применение. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Соли гидразония, гидроксиламмония и азотистоводородной кислоты. Их применение. 5. Оксиды азота (I,II,III,IV,V). Строение молекул. Принципы получения. Термодинамическая характеристика реакции синтеза оксида азота (II) из простых веществ. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов азота. Токсичность. Влияние на окружающую среду. 6. Азотистая и азотная кислоты. Строение молекул кислот и анионов кислот. Кислотные и окислительные свойства кислот и их солей. Токсичность нитритов и нитратов. Взаимодействие азотной кислоты с металлами и неметаллами. Царская водка. Получение и применение азотной кислоты. Азотные удобрения. Термическая диссоциация нитратов. Пороха и взрывчатые вещества. Принципы составления горючих и взрывчатых смесей. 7. Оксиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута. Особенности строения. Отношение к воде, кислотам и щелочам. Принципы получения. 8. Кислородосодержащие кислоты фосфора, их строение. Фосфорноватистая кислота и гипофосфаты. Фосфористая кислота и фосфиты. Мета- и ортофосфорная кислоты и их соли. Полифосфорные кислоты и полифосфаты. Основность, кислотные и окислительно-восстановительные свойства фосфоросодержащих кислот. Получение и применение ортофосфорной кислоты. Фосфорные удобрения. 9. Гидроксиды As, Sb и Bi (III,V). Мета- и ортоформы. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Арсенаты, стибаты и висмутаты. Особенности их гидролиза. 10. Галогениды N (III), As, Sb и Bi (III,V). Оксогоалогениды. Строение. Принципы получения. Гидролиз. Особенности строения и свойств фосфонитрилхлорида.	2	2	6	Соединения р-элементов V группы с металлами. Нитриды, фосфиды, арсениды и стибиды.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
7	р-Элементы IV группы 1. Строение атомов р-элементов IV группы. Изменение по группе атомных радиусов, ионизационных	2	2	6	Свинец. Полупроводники	2	Конспект, устный опрос,	[1-15]

	потенциалов, сродства к электрону и относительной электроотрицательности элементов. Валентность и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Гомоцепные молекулы на основе углерода и гетероцепные структуры на основе кислорода и кремния. 2. Простые вещества. Аллотропные модификации углерода и олова, особенности их строения. Полупроводниковые свойства кремния и германия. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ, отношение к неметаллам, металлам, воде, кислотам, щелочам. Соединения включения графита. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения и применения простых веществ. 3. Гидриды состава ЭН₄. Строение молекул. Изменение температур плавления и кипения в ряду СН₄–SiH₄–GeH₄–SnH₄–PbH₄ по сравнению с изменением в рядах гидридов р-элементов V–VII групп. Принципы получения и химические свойства. Гидриды типа Э_nH_m. Относительная устойчивость соединений, содержащих группировки Э–Э, Э=Э и Э≡Э, образуемых элементами IVA группы. 4. Оксид углерода (II). Химическая связь в молекуле с позиций теорий ВС и МО. Промышленные и лабораторные методы получения. Восстановительные свойства. Реакции присоединения. Карбонилы металлов. Фосген. Токсичность оксида углерода (II) и его соединений. Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Отношение к воде и щелочам. Получение. Влияние углекислого газа на окружающую среду. Применение оксидов углерода. 5. Угольная кислота и ее соли. Строение молекулы и карбонат-иона. Свойства угольной кислоты. Карбонаты, гидро- и гидрокарбонаты. Особенности их получения и термическая устойчивость. Применение солей угольной кислоты. 6. Оксиды кремния (II,IV). Особенности строения диоксида кремния. Аморфная и кристаллическая формы, кварц и кварцевое стекло. Методы получения. Свойства SiO₂. Отношение к воде, кислотам и щелочам. Методы перевода в растворимое состояние. Мета-, орто- и поликремниевые кислоты и их соли. Особенности строения кремниевых кислот и силикатов. Природные и искусственные силикаты. Факторы, определяющие устойчивость аморфного (стеклообразного) состояния силикатов. Стекло, стекловолокно, стеклоткань. Ситаллы. Цеолиты. Цемент. Тугоплавкие керамики на основе кремния. 7. Оксиды и гидроксиды Ge, Sn и Pb (II,IV). Сравнительная устойчивость. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Соли гидроксидов в катионной и анионной формах. Растворимость и гидролиземость солей. 8. Соединения р-элементов IV группы с серой. Моно- и дисульфиды. Сероуглерод. Тиоугольная кислота и тиокарбонаты. Тиосоединения Si, Ge и Sn. 9. Галогениды р-элементов IV группы. Сравнительная устойчивость. Гидролиз. Галогенокомплексы. Гексафторокремниевая и гексахлорооловянная кислоты и их соли. Свойства PbHal₂: растворимость и способность к комплексообразованию. 10. Циановодород и родановодород. Циановодородная и родановодородная кислоты. Цианид-ионы и роданид-ионы как лиганды в комплексных соединениях. Токсичность цианидов и роданидов. 11. Карбиды и силициды металлов. Типы карбидов. Отношение карбидов разных типов к воде и кислотам. Карборунд. Сплавы олова и свинца.						проверка д/з, оформление лабораторной работы	
8	р-Элементы III группы 1. Строение атомов р-элементов III группы. Изменение по группе атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону и относительной электроотрицательности элементов. Валентность и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к	2	2	6	Методы получения	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]

	образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. 2. Простые вещества, особенности их строения, физические и химические свойства. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ, отношение к неметаллам, металлам, воде, кислотам, щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения и применения простых веществ. 3. Гидриды р-элементов IIIA группы. Строение молекул бороводородов. Полимерное строение гидридов Al, Ga, In, Tl. Принципы получения и химические свойства (отношение к воде, щелочам, горение). 4. Оксиды р-элементов III группы. Особенности строения, получение, отношение к воде, кислотам и щелочам. Сравнительная устойчивость оксидов. Применение. 5. Гидроксиды р-элементов III группы. Изменение кислотно-основных свойств от бора к таллию. Орто-, мета-, полиборные кислоты. Состав, строение, получение, кислотные свойства. Соли борных кислот. Бура. Особенности получения, строения и свойств гидроксидов Al, Ga, In, Tl (III). Гидроксид таллия (I). Аналогия в свойствах TiOH и: а) щелочей, б) гидроксида серебра. Отличия в составе и строении алюминатов, полученных при сплавлении $Al(OH)_3$ с щелочами и при взаимодействии с растворами щелочей. Методы получения индатов и галлатов. 6. Галогениды р-элементов III группы. Состав, строение, методы получения, реакции гидролиза. Комплексные галогениды. Тетрафтороборная кислота. Фторобораты. 7. Соединения р-элементов III группы с серой, азотом и фосфором. Особенности строения, принципы получения, отношение к воде, кислотам, щелочам. Применение. Особенности строения, получение и свойства боразола. 8. Бориды металлов. Химическая связь в бориде. Физические и химические свойства. Применение. Свойства сплавов на основе металлов IIIA группы.						ной работы	
9	Металлы 1. Особенности электронного строения атомов металлов, относящихся к семействам s-, p-, d- и f-элементов. Положение металлов в периодической системе. Граница Цинтля. 2. Основные типы кристаллических структур металлов на примере магния и меди. Характерные координационные числа атомов металлов в кристаллической решетке. 3. Металлическая связь с точки зрения теории свободного электрона и с позиций зонной теории (МО). Критерий разделения твердых веществ на металлы и неметаллы. 4. Особенность физических свойств металлов: металлический блеск, цвет, высокая электро- и теплопроводимость, твердость, пластичность и температура плавления. 5. Общие химические свойства металлов. Электрохимический ряд напряжений. Отношение металлов к воде, кислотам, щелочам и растворам солей. 6. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты от коррозии. 7. Формы нахождения металлов в природе. Рудные месторождения. Редкие и рассеянные элементы. 8. Общие методы получения металлов: пиро-, гидро- и электрометаллургия. Термическое разложение карбониллов и иодидов. Принципы получения металлов высокой чистоты. 9. Сплавы металлов. Примеры коррозионностойких, износоустойчивых, твердых, тугоплавких и легкоплавких сплавов. Области их применения.	2	2	6	Классификация сплавов по микроструктуре: твердые растворы, эвтектики, перитектики и интерметаллические соединения	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
10	s-Элементы I и II групп 1. Строение атомов s-элементов I и II групп. Изменение в группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степень окисления	2	2	6	Жесткость воды. Способы определения и методы устранения жесткости. Единицы измерения жесткости	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з,	[1-15]

	атомов. Характер химических связей в соединениях. Особенности лития и бериллия. 2. Нахождение в природе. Промышленное получение щелочных и щелочноземельных металлов. 3. Физические и химические свойства щелочных и щелочноземельных металлов. Отношение к неметаллам, воде, кислотам. 4. Гидриды. Природа химической связи и кристаллическая структура гидридов. Отношение гидридов к воде. Принципы получения. Применение в качестве восстановителей. 5. Соединения щелочных и щелочноземельных металлов с кислородом. Особенности химической связи в оксидах, пероксидах, надпероксидах и озонидах. Сравнительная устойчивость. Отношение к воде и оксиду углерода (IV). Окислительно-восстановительные свойства. Получение и применение. 6. Гидроксиды. Природа химической связи и кристаллическая структура гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов. Сравнение термической устойчивости, растворимости в воде и силы основания в ряду $\text{LiOH}-\text{CsOH}$, $\text{Mg}(\text{OH})_2-\text{Ba}(\text{OH})_2$. Амфотерность гидроксида бериллия. Принципы промышленного получения гидроксидов натрия, калия и кальция и их применение. Меры предосторожности при работе со щелочами. 7. Соли s-элементов I и II групп. Возможность образования двойных солей и кристаллогидратов. Тектогидраты. Хлориды натрия и калия. Карбонаты. Сода кальцинированная, кристаллическая и питьевая. Поташ. Глауберова соль. Особенности солей лития. Применение солей щелочных металлов. Соли бериллия в катионной и анионной формах. Гидролиз солей бериллия и магния. Хлориды. Оксохлориды. Карбонаты. Сульфаты. Особенности солей бериллия. Применение солей s-элементов II группы. Токсичность соединений бериллия, стронция и бария.				воды. Количественные характеристики «мягкой» и «жесткой» воды.		оформлени е лаборатор ной работы	
11	d-Элементы III, IV и V групп 1. Общая характеристика d-элементов III, IV и V групп. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность (координационное число) и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к комплексообразованию. 2. Нахождение d-элементов III, IV и V групп в природе. Отнесение Sc, Y и La к группе редкоземельных металлов (РЗМ). Принципы получения в свободном состоянии и применение металлов. 3. Кристаллическая структура и физические свойства простых веществ d-элементов III, IV и V групп. Закономерности в изменении температур плавления и кипения, плотности и твердости металлов. 4. Изменение химической активности в группах d-элементов III, IV и V групп. Отношение к неметаллам, воде, кислотам и щелочам. 5. Методы получения и кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов d-элементов III, IV и V групп. 6. Соли d-элементов III, IV и V групп. Простые и комплексные галогениды, сульфаты, карбонаты, нитраты и сульфиды. Двойные соли. Склонность солей к гидролизу и образованию кристаллогидратов. Оксосоли.	2	2	6	Соединения d-элементов молекулярной структуры. Галогениды и оксогалогениды	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформлени е лаборатор ной работы	[1-15]
12	d-Элементы VI группы 1. Общая характеристика d-элементов VI группы. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность (координационное число) и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, образованию оксосоединений, кластерных соединений и комплексообразованию. 2. Нахождение хрома, молибдена и вольфрама в земной коре. Важнейшие природные соединения. Принципы промышленного получения металлов. Применение металлов в свободном состоянии и в виде сплавов.	2	2	6	Галогениды d-элементов VI группы. Кластерные галогениды молибдена и вольфрама. Диоксогалогениды. Зависимость физических свойств от структуры. Гидролиз.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформлени е лаборатор ной работы	[1-15]

	3. Физические свойства хрома, молибдена и вольфрама (температура плавления, твердость, плотность и механическая прочность). Химическая активность при обычной и повышенной температуре. Отношение к металлам, неметаллам, воде, кислотам и щелочам. 4. Оксиды и гидроксиды хрома (II, III, VI), молибдена и вольфрама (VI). Принципы получения. Структурные особенности. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления и порядкового номера элемента. Отношение к нагреванию, воде, кислотам и щелочам. Методы перевода в водорастворимое состояние. Применение оксидов. Роль гидроксидов в технологии получения металлов. Изополыкислоты. Гетерополиокислоты молибдена и вольфрама. 5. Соли d-элементов VI группы в катионной форме. Соли хрома (II, III). Принципы получения. Различия в химических свойствах. Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Двойные соли. 6. Соли d-элементов VI группы в анионной форме. Соли хрома (III), хрома, молибдена и вольфрама (VI). Влияние кислотности раствора на равновесие хромат – дихромат. Полихроматы. Окислительные свойства хроматов. Принцип действия хромовой смеси. Молибдаты и вольфраматы. Полимолибдаты и поливольфраматы. 7. Пероксосоединения хрома. Пероксид хрома. Пероксохромовые кислоты. Особенности строения. Устойчивость и окислительные свойства пероксосоединений хрома.							
13	d-Элементы VII группы 1. Общая характеристика d-элементов VII группы. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность (координационное число) и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, образованию оксосоединений, кластерных соединений и комплекссообразованию. 2. Нахождение марганца, технеция и рения в земной коре. Важнейшие природные соединения. Принципы промышленного получения металлов. Применение металлов в свободном состоянии и в виде сплавов. 3. Физические свойства марганца, технеция и рения (температура плавления, твердость, плотность и механическая прочность). Химическая активность при обычной и повышенной температуре. Отношение к металлам, неметаллам, воде, кислотам и щелочам. 4. Оксиды и гидроксиды марганца (II, III, IV, VI, VII), технеция и рения (IV, VII). Принципы получения. Структурные особенности. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления и порядкового номера элемента. Отношение к нагреванию, воде, кислотам и щелочам. 5. Соли марганца в катионной форме. Соли марганца (II, III). Принципы получения. Различия в химических свойствах. Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Применение солей марганца (II). 6. Соли марганца в анионной форме. Соли марганца (IV, VI): принципы получения, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства. Соли марганца, технеция и рения (VII). Принципы получения и применение перманганатов, пертехнатов и перренатов. Окислительные свойства перманганат-иона в водных растворах различной кислотности.	2	2	6	Кластерные соединения Mn, Tc и Re. Галогениды технеция и рения. Карбонилы марганца, технеция и рения. Принципы получения, природа химической связи, применение.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
14	d-Элементы VIII группы 1. Общая характеристика d-элементов VIII группы. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов в горизонтальных и вертикальных триадах. Валентность и степени окисления атомов. Изменение по группе устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов. Проявление степени окисления VIII у железа, рутения и осмия. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию	2	2	6	Соединения элементов семейства платиновых. Оксиды Ru(IV, VIII), рутенаты. Оксиды Os(IV, VIII), осматы. Оксиды и гидроксиды Rh(III, IV) и Ir(III, IV), сульфаты и комплексные хлориды Rh(III, IV) и Ir(III, IV). Оксид и гидроксид Pd(II),	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]

	катионной и анионной форм, образованию оксосоединений, кластерных соединений и комплексообразованию. 2. Нахождение d-элементов VIII группы в земной коре. Важнейшие природные соединения. Принципы промышленного получения металлов. Применение металлов в свободном состоянии и в виде сплавов. Чугун, сталь. 3. Физические свойства железа, кобальта и никеля (температура плавления, твердость, плотность, механическая прочность, ферромагнетизм). Химическая активность при обычной и повышенной температурах. Отношение к металлам, неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Коррозия железа. Пирофорное состояние железа, кобальта и никеля. 4. Оксиды и гидроксиды железа (II, III), кобальта (II, III) и никеля (II). Оксид Fe_3O_4. Принципы получения. Структурные особенности. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления и порядкового номера элемента. Отношение к нагреванию, воде, кислотам и щелочам. Получение и свойства ферритов (III) и кобальтатов(III). 5. Соли Fe(II), Co(II) и Ni(II): принципы получения, структурные особенности, кристаллогидраты, проявление горизонтальной аналогии у сульфатов и галогенидов, применение. Соли Fe(III), Co(III) и Ni(III) в катионной и анионной формах: принципы получения, структурные особенности, проявление горизонтальной аналогии у галогенидов и двойных солей, гидролиз, применение. Ферраты (VI): принципы получения, устойчивость и окислительные свойства, гидролиз. 6. Комплексные соединения Fe(0, II, III), Co(0, II, III) и Ni(0, II): аква-, амино-, гидроксо-, циано-, оксалаток комплексы, карбонилы. Ферроцен. Многоядерные комплексы. Принципы получения и строение указанных комплексов.				соли Pd(II), амминные и хлоридные комплексы Pd(II, IV). Комплексные соединения Pt(II, IV), катионные, анионные и нейтральные комплексы Pt(II, IV), амино- и цианок комплексы, гексахлороплатиновая кислота и ее соли.			
15	d-Элементы I группы 1. Общая характеристика d-элементов VIII группы. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степени окисления атомов. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. 2. Нахождение меди, серебра и золота в земной коре. Важнейшие природные соединения. Принципы промышленного получения металлов. Применение металлов в свободном состоянии и в виде сплавов. 3. Физические свойства меди, серебра и золота (температура плавления, твердость, плотность и механическая прочность). Химическая активность при обычной и повышенной температурах. Отношение к металлам, неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Растворение золота в царской водке. Коррозионная устойчивость. 4. Оксиды меди (I, II), серебра (I, II) и золота (I, III). Принципы получения. Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам и щелочам. 5. Гидроксиды меди (II) и золота (III). Способы получения и особенности строения. Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам и щелочам. Оксо- и гидроксокупраты и ауранты. 6. Соли меди, серебра и золота (I). Окислительно-восстановительные свойства. Диспропорционирование солей меди и золота. Галогенокомплексы. Фотографические процессы на основе галогенидов серебра. Амино- и цианок комплексы. 7. Соли меди (II). Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Галогено-, циано- и аминок комплексы.	2	2	6	Соли золота (III) в катионной и анионной формах. Аква-, циано-, галогенокомплексы. Тетрахлорозолотая кислота и ее соли.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лабораторной работы	[1-15]
16	d-Элементы II группы 1. Общая характеристика d-элементов II группы. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Валентность и степени окисления атомов. Характер химических	2	2	6	Соли цинка, кадмия и ртути (II) и ртути (I). Структурные особенности. Способы получения. Гидролиз и	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з,	[1-15]

	связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. 2. Нахождение цинка, кадмия и ртути в земной коре. Важнейшие природные соединения. Принципы промышленного получения металлов. Применение металлов в свободном состоянии и в виде сплавов. 3. Физические свойства цинка, кадмия и ртути (температура плавления, твердость, плотность и механическая прочность). Химическая активность при обычной и повышенной температурах. Отношение к металлам, неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Амальгамы. Меры предосторожности при работе с ртутью. 4. Оксиды и гидроксиды цинка (II) и кадмия (II). Оксиды ртути (I, II). Принципы получения. Структурные особенности. Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам и щелочам. Применение оксидов. 5. Комплексные соединения цинка, кадмия и ртути (II). Изменение устойчивости аммино-, циано-, галогенокомплексов в ряду $Zn^{2+}-Cd^{2+}-Hg^{2+}$. Аутокомплексобразование на примере соединений кадмия.				аммонолиз. Окислительно-восстановительные свойства солей ртути.		оформлени е лаборатор ной работы	
17	f-Элементы 1. Общая характеристика f-элементов. Положение в периодической системе. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и ионизационных потенциалов в рядах 4f- и 5f-элементов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов в рядах лантаноидов и актиноидов. Внутренняя периодичность свойств элементов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм и комплексообразованию. Сходство и различия в свойствах 4f- и 5f-элементов. 2. Нахождение лантаноидов и актиноидов в земной коре. Важнейшие природные соединения. Принципы промышленного получения металлов. Реакции, лежащие в основе методов синтеза трансурановых элементов. Применение металлов в свободном состоянии и в виде сплавов. 3. Физические свойства лантаноидов и актиноидов (температура плавления, твердость и плотность). Радиоактивность 5f-элементов. Химическая активность лантаноидов и актиноидов при обычной и повышенной температурах. Отношение к металлам, неметаллам, воде, кислотам и щелочам. 4. Оксиды и гидроксиды 4f- и 5f-элементов. Принципы получения. Структурные особенности. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления и порядкового номера элемента. Отношение к нагреванию, воде, кислотам и щелочам. 5. Соли 4f-элементов. Принципы получения. Растворимость солей в воде. Двойные соли. Комплексные соединения. Карбонатные и оксалатные комплексы. Особенности солей церия. Цераты. 6. Соли 5f-элементов. Соединения урана (VI): галогениды, уранаты, соединения диоксоурана. Соединения нептуния и плутония (VI, VII): нептулаты, плутонаты, соединения оксонептуния и оксоплутония.	2	2	6	Применение лантаноидов и актиноидов в виде сплавов с особыми свойствами	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформлени е лаборатор ной работы	[1-15]
18	РУБЕЖНАЯ АТТЕСТАЦИЯ	-	2	-	Подготовка к рубежной аттестации	10	Тестирова ние или письменна я контрольн ая работа	[1-15]
Итого		34	36	102		44		

6. Образовательные технологии

Согласно учебному плану при преподавании дисциплины используются традиционные образовательные технологии: лекции, практические и лабораторные занятия, самостоятельная работа студентов (доклады, презентации). Также при проведении занятий и самостоятельной работе студентов могут быть использованы:

- *интерактивные технологии* («мозговой штурм», дебаты, презентационный метод, работа в парах, работа в группах, деловая игра);
- *технологии контекстного обучения* – система дидактических форм, методов и средств, направленная на моделирование содержания будущей профессиональной деятельности специалиста (анализ конкретных ситуаций, методы работы с информационными базами данных, деловая игра и др.);
- *технологии электронного обучения* (реализуется при помощи электронной образовательной среды СОГУ при использовании ресурсов ЭБС, при проведении автоматизированного тестирования и т. д.).

Все виды учебной работы могут проводиться дистанционно на основании локальных нормативных актов СОГУ.

В целях реализации индивидуального подхода к обучению студентов, осуществляющих учебный процесс по индивидуальной траектории в рамках индивидуального рабочего плана, изучение данной дисциплины может осуществляться через индивидуальные консультации преподавателя очно, в часы консультаций, по электронной почте или с использованием ЭИОС СОГУ.

7. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы

7.1. Цели самостоятельной работы

Самостоятельная работа проводится с целью:

- систематизации и закрепления полученных теоретических знаний и практических умений обучающихся студентов;
- углубления и расширения теоретических знаний;
- формирования умений использовать нормативную, правовую, справочную документацию и специальную литературу;
- формирования самостоятельности мышления, способностей к саморазвитию, самосовершенствованию и самореализации;
- развития исследовательских навыков и умений.

По дисциплине предусмотрены следующие виды самостоятельной работы студентов:

- самостоятельное повторение и изучение теоретического материала;
- выполнение домашних заданий;
- подготовка к выполнению практических и лабораторных работ;
- подготовка к промежуточной аттестации (экзамену).

Содержание, трудоемкость и формы контроля внеаудиторной самостоятельной работы содержатся в разделе 5.

Примеры заданий для самостоятельной работы студентов

Решение задач по теме «Основные законы химии»

1. Вычислить массовую долю каждого из элементов в гидроксиде железа(II).
2. Определить простейшую формулу соединения, содержащего 1,25 % водорода, 38,75 % фосфора и 60, 0 % кислорода.

3. Какой объем оксида серы (IV), измеренный при температуре 27°C и давлении 98,5 кПа, образуется при сжигании 20 г серы?
4. Вычислить массу ванадия, который получают при восстановлении его из концентрата массой 400 г с массовой долей в нем оксида ванадия(V) 85 %.
5. Вычислить массу водорода, находящегося в стальном баллоне объемом 28 л при температуре 0°C и давлении 5000 кПа.
6. Вычислить объем 1 кг углекислого газа при температуре -9°C и давлении 170 кПа.
7. При действии избытка соляной кислоты на карбонат кальция массой 25 г получили оксид углерода (IV) массой 10 г. Определить выход продукта.
8. Определить массовую долю воды в кристаллогидрате $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
9. Газовая смесь содержит 5 л азота и 7 л аргона. Вычислить массу смеси газов и ее среднюю молярную массу.
10. Масса 11,2 л газа составляет 15,5 г. Вычислить плотность этого газа по водороду и воздуху.
11. Сколько молекул содержится в 10 г кислорода и в 1 л этого газа?
12. Вычислить число атомов водорода и кислорода, содержащихся в 100 г воды.
13. Вычислить массовые доли всех элементов в гидрокарбонате кальция.

Решение задач по теме «Способы выражения концентрации растворов»

1. Вычислить массу кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды, необходимые для приготовления 40 г раствора соли с массовой долей Na_2SO_4 12 %.
2. В 1 л раствора содержится 10,6 г карбоната натрия. Рассчитать молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента раствора.
3. Для приготовления раствора взяли 5,6 г гидроксида калия и 500 г воды. Вычислить массовую долю гидроксида калия в растворе и молярную концентрацию раствора, если плотность раствора 1,12 г/мл.
4. Вычислить массу сульфата цинка, содержащегося в 150 мл 0,05 М раствора.
5. Вычислить массу гидроксида бария, содержащегося в 80 мл 0,2 н. раствора.
6. Какую массу фосфата калия и воды надо взять для приготовления 200 г 8 % раствора?
7. В воде массой 50 г растворили 3 г железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Определить массовую долю сульфата железа (II) в полученном растворе.
8. В воде объемом 250 мл растворили гидроксид натрия массой 4,5 г. Вычислить массовую долю NaOH в растворе и молярную концентрацию полученного раствора. Плотность воды 1 г/мл, плотность раствора 1,04 г/мл.
9. В воде массой 150 г растворили 112 мл аммиака. Определить массовую долю аммиака в полученном растворе.
10. В воде объемом 100 мл растворили хлорид алюминия массой 2,5 г. Вычислить массовую долю соли в растворе и молярную концентрацию эквивалента полученного раствора. Плотность воды 1 г/мл, плотность раствора 1,05 г/мл.
11. В 250 мл раствора содержится 9,8 г серной кислоты. Рассчитать молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента раствора и массовую долю серной кислоты в растворе. Плотность раствора 1,15 г/мл.
12. В воде объемом 200 мл растворили 5,6 г дигидрата хлорида бария. Вычислить массовую долю хлорида бария в растворе и молярную концентрацию раствора хлорида бария. Плотность раствора 1,08 г/мл.

Химическое упражнение

1. Написать все возможные уравнения реакций (но не менее трех), с помощью которых можно получить иодид калия.
2. Написать возможные уравнения реакций между следующими веществами: хлорид кальция, нитрат серебра, сульфат меди, гидроксид калия, иодид калия.

3. Написать все возможные уравнения реакций (но не менее трех), с помощью которых можно получить хлорид магния.
4. Написать возможные уравнения реакций между следующими веществами: хлорид железа (III), нитрат серебра, гидроксид лития, серная кислота, бромид калия.
5. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$$
6. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CO}_2$$
7. Написать возможные уравнения реакций между следующими веществами: хлорид алюминия, нитрат серебра, карбонат натрия, серная кислота, бромид калия.
8. Написать все возможные уравнения реакций (но не менее трех), с помощью которых можно получить сульфат алюминия.
9. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeS}$$
10. Написать все возможные уравнения реакций (но не менее трех), с помощью которых можно получить хлорид железа (III).
11. Написать возможные уравнения реакций между следующими веществами: хлорид бария, нитрат свинца (II), сульфат натрия, гидроксид калия, иодид калия.
12. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}$$

Электронные формулы атомов

1. Составить электронные формулы атомов серы, цезия и кобальта. Изобразить распределение электронов по орбиталям.
2. Составить электронные формулы атомов углерода, брома и меди. Изобразить распределение электронов по орбиталям.
3. Составить электронные формулы атомов магния, мышьяка и молибдена. Изобразить распределение электронов по орбиталям.
4. Составить электронные формулы атомов стронция, хлора и титана. Изобразить распределение электронов по орбиталям.
5. Составить электронные формулы атомов рубидия, сурьмы и аргона. Изобразить распределение электронов по орбиталям.

Химическое упражнение по теме «Комплексные соединения»

1. $(\text{NH}_4)_2 [\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2 \text{Br}_2] \text{Br}$, $\text{K}_2[\text{HgCl}_4]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_2(\text{CN})] \text{Br}_2$,
 $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_4]_2$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2] \text{Br}_2$, $\text{Ca}[\text{ZrF}_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$

Назвать комплексные соединения, указать комплексообразователь и лиганды, координационное число и заряд комплексообразователя, внешнюю и внутреннюю сферы. Как протекает процесс диссоциации этих комплексных соединений в растворе? Написать выражение для константы нестойкости комплексных ионов данных комплексных соединений.

2. Составить формулы следующих соединений: гексафторованадат (III) аммония, бромид бромгидроксотетраамминхрома (III), тетрагидроксоаурат (III) калия, нитрат дихлоротетраамминхрома (III), гексанитрородат (III) натрия, пентахлороакварутенат (III) натрия, бромид нитрохлоробромотриамминплатины (IV), гидроксид гексаамминникеля (II).

Решение задач по теме «Протекание химических реакций в растворах»

1. Вычислить массу осадка, который образуется при смешении 50 мл 0,1 М раствора нитрата свинца (II) и 30 мл 15% раствора серной кислоты плотностью 1,12 г/мл.
2. Какой объем 0,2 М раствора гидроксида калия необходим для осаждения всех ионов меди, содержащихся в 75 мл 0,15 н. раствора нитрата меди (II)?
3. Какой объем газа выделится при сливании 60 мл 15% раствора карбоната калия (плотность раствора 1,1 г/мл) и 45 мл 0,2 н. раствора серной кислоты?
4. Какой объем 15 % раствора серной кислоты (плотность раствора 1,12 г/мл) необходим для осаждения ионов бария, содержащихся в 50 мл 0,25 н. раствора хлорида бария?
5. Вычислить массу осадка, полученного при сливании 120 мл 0,1 н. раствора сульфата железа (III) и 60 мл 0,05 М раствора фосфорной кислоты.
6. Какую реакцию имеет раствор, полученный при сливании 50 мл 15 % раствора гидроксида калия (плотность 1,15 г/мл) и 50 мл 0,5 М раствора азотной кислоты (плотность 1.1 г/мл). Вычислить массу образовавшейся соли.
7. Вычислить массу фосфата кальция, полученного при сливании 100 мл 5 % раствора хлорида кальция (плотность 1,05 г/мл) и 75 мл 0,1 н. раствора фосфорной кислоты.
8. Вычислить массовую долю соли, полученной при сливании 60 мл 0,1 н. раствора серной кислоты (плотность 1,15 г/мл) и 80 мл 0,05 М раствора гидроксида натрия (плотность 1,05 г/мл).
9. Какой объем 20 % раствора серной кислоты (плотность 1,25 г/мл) необходим для осаждения всех ионов свинца (II), содержащихся в 170 мл 0,15 н. раствора нитрата свинца (II)?
10. Вычислить массу 10 % раствора аммиака, необходимого для осаждения всех ионов алюминия, содержащихся в 50 мл 0,2 н. раствора сульфата алюминия.
11. Какой объем 15 % раствора соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл) необходим для нейтрализации 80 мл 0,25 н. раствора гидроксида бария?
12. Вычислить массу сульфида цинка, полученного при сливании 80 мл 7 % раствора хлорида цинка (плотность 1,05 г/мл) и 75 мл 0,1 н. раствора сульфида натрия.

Химическое упражнение по теме «Реакции ионного обмена»

1. Составить все возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между следующими веществами: нитрат аммония, гидроксид калия, сульфат меди (II), серная кислота.
2. Составить все возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между следующими веществами: карбонат натрия, азотная кислота, хлорид кальция, гидроксид бария.
3. Составить все возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между следующими веществами: хлорид алюминия, нитрат серебра, карбонат натрия, серная кислота, бромид калия.
4. Составить все возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между следующими веществами: нитрат алюминия, гидроксид натрия, фосфорная кислота, хлорид кальция.

Химическое упражнение по теме «Гидролиз солей»

1. Составить уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной форме следующих солей: хлорид кобальта (II), силикат калия, нитрат лития. Указать pH среды в водных растворах этих солей.
2. Составить уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной форме следующих солей: иодид аммония, фосфат калия, хлорид бария. Указать pH среды в водных растворах этих солей.
3. Составить уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной форме следующих солей: сульфит калия, ацетат аммония, нитрат цинка, иодид калия. Указать pH среды в водных растворах этих солей.

Определение степени окисления элементов

1. $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$, KClO_3 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, $\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
2. NH_4Cl , NaMnO_7 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, FePO_4 , $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$.
3. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, H_2O_2 , CaH_2 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, K_2CrO_4 .
4. HClO_4 , NaIO_3 , Na_2SiO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$.
5. KIO_3 , Mn_2O_7 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, $\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

Подбор коэффициентов в ОВР методом полуреакций

1. $\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{KMnO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{KMnO}_4 + \text{NaI} + \text{KOH} \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{NaOH}$
5. $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

7.2. Критерии формирования оценок при представлении конспектов или лабораторных работ

1. Конспект соответствует предложенной теме, имеет вступление, основную часть и заключение; в лабораторной работе представлены цель работы, ее ход с описанием экспериментальной работы, сделаны выводы по работе.
2. Тема раскрыта полностью, студент продемонстрировал способность анализировать разные представленные результаты теоретических и экспериментальных исследований, правильно выполнены все расчеты и приведены уравнения реакций, дана полная характеристика полученных химических соединений.

Максимальная оценка «отлично», минимальная – «удовлетворительно».

8. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

Основными *формами текущего контроля* по дисциплине являются:

- устный опрос на лабораторном или практическом занятии;
- ответы на вопросы по теме, вынесенной на самостоятельное изучение;
- проверка домашних заданий, практических и лабораторных работ.

Форма *рубежного контроля*: тест/письменная контрольная работа.

Формы *промежуточной аттестации*: экзамен.

8.1. Формы контроля и критерии оценивания

Методика формирования результирующей оценки:

В ходе текущего, рубежного и промежуточного контроля студенты могут набрать 0-100 баллов:

Этап	Форма контроля	Критерии оценивания (процент от максимального кол-ва баллов)			
		86-100 %	71–85%	50–70%	Менее 50%
		отлично / зачет	хорошо / зачет	удовлетворительно / зачет	неудовлетворительно / незачет
1. Текущий контроль (маx 40 баллов)					
		17–20 баллов	14–17 баллов	10–14 баллов	0–13 баллов
	Текущая работа в течение модуля (маx 20 б.)	Студент активно работает на занятиях, превосходно выполняет все задания преподавателя.	Студент активно работает на занятиях, хорошо выполняет задания преподавателя.	Студент недостаточно активно работает на занятиях, удовлетворительно выполняет задания преподавателя.	Студент недостаточно активно работает на занятиях, неудовлетворительно выполняет задания преподавателя.
		17-20 балла	14-17 балла	10-14 балл	0-13 баллов
	Выполнение лабораторных работ (маx 20 б.)	Подготовлено теоретическое обоснование и описание хода лабораторных работ. Выполнены все лабораторные работы. В срок представлены отчеты о работе. Проявлен высокий уровень грамотности, правильности и самостоятельности в выполнении химических операций.	Подготовлено теоретическое обоснование и описание хода лабораторных работ. Выполнены все лабораторные работы. Не всегда в срок представлены отчеты о работе. Проявлен средний уровень грамотности, правильности и самостоятельности в выполнении химических операций.	Выполнены все лабораторные работы. Не всегда в срок представлены отчеты о работе. Проявлен удовлетворительный уровень грамотности, правильности и самостоятельности в выполнении химических операций.	Выполнено менее 50 % лабораторных работ. Не представлены отчеты о работе. Проявлен неудовлетворительный уровень грамотности, правильности и самостоятельности в выполнении химических операций.
2. Рубежный контроль (30 б. за модуль)					
	тест / контрольная работа	Количество баллов за выполнение каждого задания указываются в тесте / контрольной работе.			
3. Промежуточная аттестация по дисциплине (маx число баллов – в соответствии с действующим локальным нормативным актом)					
		Критерии оценивания (процент от максимального кол-ва баллов)			
		86–100 %	71–85 %	50–70 %	0–49 %
	Зачет / Экзамен	Дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос. Ответ формулируется в терминах науки, изложен литературным языком, логичен, доказателен, демонстрирует авторскую позицию студента.	Дан полный ответ на поставленный вопрос, показано умение выделить существенные и несущественные признаки, причинно-следственные связи. Но допущены незначительные ошибки, исправленные студентом с помощью «наводящих» вопросов преподавателя.	Дан недостаточно полный ответ. Студент не способен самостоятельно выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. Речевое оформление требует поправок, коррекции.	Не получены ответы по базовым вопросам дисциплины или дан неполный ответ и допущены грубые ошибки. Речь неграмотная. Уточняющие вопросы преподавателя не приводят к коррекции ответа студента не только на поставленный вопрос, но и на другие вопросы дисциплины.

1. Текущая работа: от 0 до 40 баллов – активная работа за данный период на лекциях, лабораторных и практических занятиях.

2. Рубежная аттестация: от 0 до 30 баллов – компьютерное тестирование или письменная контрольная работа.

3. Промежуточный контроль: зачет или экзамен

За ответ на зачете или экзамене студент получает 0-30 баллов.

Результирующая оценка рассчитывается по сумме баллов за текущую успеваемость, за результаты рубежной аттестации и устного ответа на экзамене или зачете.

Пересчет полученной суммы баллов по дисциплине в оценку производится в соответствии с действующим локальным нормативным актом.

Студенты, получившие в ходе текущего и рубежного контроля 50-70 баллов, автоматически получают «Зачет» или оценку «удовлетворительно». Для получения более высокой оценки (хорошо/отлично) студент должен сдать экзамен. Результирующая оценка складывается по соответствующей БРС формуле.

8.2. Примерный вариант рубежной аттестации в форме теста (30 баллов)

Критерии оценивания: за каждый правильный ответ – 1 балл.

Инструкция студенту: внимательно прочитайте вопрос и выберите правильный вариант ответа.

Правильный ответ может быть только один.

1 семестр

Высший оксид состава ЭО₃ образует элемент с электронной конфигурацией внешнего электронного слоя

ns² np¹

ns² np³

ns² np⁴

ns² np⁶

Число энергетических уровней и число внешних электронов атома мышьяка равны соответственно

4,6

4,5

2,5

3,7

Какое явление свидетельствует о том, что атом имеет сложное строение?

электропроводность

радиоактивность

свойства идеальных газов

диффузия

В порядке возрастания атомного радиуса химические элементы расположены в ряду

Be, B, C, N

Rb, K, Na, Li

O, S, Se, Te

Mg, Al, Si, P

В ряду элементов $\text{Cl} \rightarrow \text{Br} \rightarrow \text{I}$ происходит
усиление кислотного характера высших оксидов
усиление притяжения валентных электронов к ядру
увеличение электроотрицательности
увеличение радиуса атома

Валентность атома – это
число химических связей, образованных данным атомом в соединении
степень окисления атома
число отданных или принятых электронов
число электронов на внешнем энергетическом уровне атома

Вещества только с ионной связью приведены в ряду
 F_2 , CCl_4 , KCl
 NaBr , Na_2O , KI
 SO_2 , P_4 , CaF_2
 H_2S , Br_2 , K_2S

Наиболее прочная химическая связь имеет место в молекулах
фтора
хлора
кислорода
азота

Количество вещества сульфата алюминия массой 17,1 г равно
0,01 моль
0,05 моль
0,1 моль
0,5 моль

Запись «5,8 % раствор KOH » означает, что
в 100 г раствора содержится 5,8 г KOH
в 100 мл раствора содержится 5,8 г KOH
в 1 л раствора содержится 5,8 г KOH
в 1000 г раствора содержится 5,8 г KOH

Молярная концентрация – это количество моль растворенного вещества в
1 л раствора
1 л растворителя
100 г раствора
1 кг растворителя

Какую массу H_2SO_4 необходимо взять для приготовления 100 мл 0,1 н. раствора серной кислоты?
0,98 г
1,25 г
2,50 г
9,8 г

Гидроксокарбонат меди (II) представляет собой
нерастворимое в воде основание
кислую соль
основную соль

нерастворимую в воде среднюю соль

Гидроксид цинка

проявляет только основные свойства

проявляет только кислотные свойства

проявляет амфотерные свойства

не проявляет кислотно-основных свойств

Мерой электролитической диссоциации является

степень диссоциации

молярная концентрация раствора

pH

константа гидролиза

Комплексообразователь – это

ион, занимающий центральное место, являющийся акцептором электронных пар

отрицательно-заряженный ион, являющийся донором электронных пар

только d-элементы, доноры электронных пар

только p-элементы, акцепторы электронных пар

Для соединения $K_4[Fe(CN)_6]$ координационное число комплексообразователя равно

2

4

6

8

Какой закон отражает связь между работой, теплотой и внутренней энергией системы?

закон Гесса

первый закон термодинамики

второй закон термодинамики

закон Вант-Гоффа

Стандартные условия в термодинамике – это

давление 1 атм и температура $0^{\circ}C$

давление 101,3 кПа и температура 298 К

давление 1 атм и температура 273 К

давление 101,3 кПа и температура $0^{\circ}C$

Что изучает химическая кинетика?

возможность протекания химических процессов

энергетические характеристики физических и химических процессов

скорости протекания химических реакций и механизм их протекания

тепловые эффекты химических реакций

Константа скорости k в законе действующих масс – это

скорость реакции при единичных концентрациях реагирующих веществ

безразмерный коэффициент пропорциональности между скоростью и концентрациями

коэффициент в уравнении Вант-Гоффа

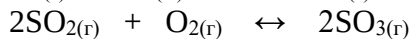
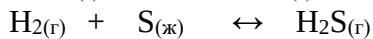
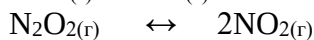
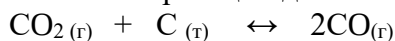
изменение концентрации вещества к моменту окончания реакции

При химическом равновесии

концентрации реагирующих веществ равны

скорость химической реакции равна нулю
скорости прямой и обратной реакций равны
скорость химической реакции достигает максимума

В какой из реакций давление не влияет на смещение равновесия?



Растворами называют
изолированные системы, отделенные от окружающей среды реальной или воображаемой
поверхностью раздела
гомогенные системы, не способные к обмену веществом с окружающей средой
гомогенные системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов
гетерогенные системы, содержащие не менее двух веществ

Более сильный термический ожог может быть вызван кипящим сахарным сиропом с массовой
долей сахарозы, равной

- 2 %
- 5 %
- 10 %
- 15 %

Водный раствор соли имеет нейтральную реакцию, если соль образована
сильным основанием и сильной кислотой
сильным основанием и слабой кислотой
слабым основанием и сильной кислотой
слабым основанием и слабой кислотой

Лакмус имеет красный цвет в растворе
нитрата калия
ацетата аммония
сульфита калия
сульфата аммония

Химические реакции, протекающих с изменением степени окисления элементов, входящих в
состав реагирующих веществ, называют
реакциями ионного обмена
окислительно-восстановительными реакциями
стехиометрическими реакциями
экзотермическими реакциями

В реакции $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
число электронов, принятых окислителем, равно

- 1
- 2
- 3
- 4

Какой электрод называется в гальваническом элементе катодом?
электрод, на котором происходит процесс окисления

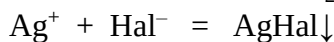
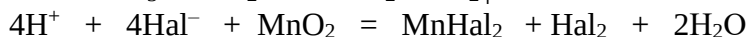
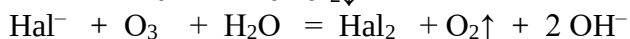
электрод, на котором происходит процесс восстановления
отрицательно заряженный электрод

2 семестр

Определите пять простых газообразных веществ (при комнатной температуре)

фтор, хлор, бром, кислород, иод
азот, графит, озон, олеум, водород
азот, дейтерий, фтор, озон, хлор
третий, поташ, гелий, хлор, азот

Какая реакция является качественной для обнаружения любого галогенид-иона, кроме фторид-иона?



Степень окисления хлора в $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$ равна

(+1)

(-3)

(+3)

(+5)

Сера имеет аллотропные модификации, называемые
карбин, сера кубическая, сера кристаллическая
кремнезем, сера аморфная, сера кристаллическая
сера кристаллическая, сера гидратная, сера гомогенная
сера аморфная, сера ромбическая, сера моноклинная

Продуктами обжига пирита FeS_2 являются

оксид железа (II) и сернистый ангидрид
оксид железа (III) и сернистый ангидрид
оксид железа (III) и оксид серы (VI)
оксид железа (II) и оксид серы (VI)

В реакции $\text{S} + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ число электронов, отданных восстановителем, равно

4

5

6

8

В лаборатории кислород можно получить разложением

хлората калия
сульфата калия
перхлората калия
гидроксида калия

В реакции $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ число электронов, отданных восстановителем, равно

4

5
6
10

Краткое ионное уравнение $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ отвечает взаимодействию
соляной кислоты и сульфида железа (II)
соляной кислоты и сульфида калия
азотной кислоты и сульфида меди (II)
угольной кислоты и сульфида натрия

Какая из аллотропных модификаций фосфора наиболее реакционноспособна?
белый фосфор
черный фосфор
красный фосфор
фосфор, так же, как и азот, не имеет аллотропных модификаций

При прокаливании большинства твердых нитратов выделяется
азот
оксид азота (II)
кислород
оксид азота (I)

Промышленный способ получения белого фосфора основан на реакции взаимодействия оксида
фосфора (III) и алюминия
фосфата кальция, оксида кремния (IV) и углерода
оксида фосфора (V) и углерода
фосфата кальция, оксида кремния (IV) и водорода

В реакции $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ число электронов, принятых окислителем,
равно

2
4
6
8

При разложении нитрата аммония выделяется
угарный газ
гремучий газ
веселящий газ
углекислый газ

Соединения углерода и кремния с металлами называют
карбонатами и силикатами
карборундами и кремнеземами
карбинами и силанами
карбидами и силицидами

Растворы щелочей способны реагировать со следующими простыми веществами
 Cl_2 , S, N_2 , Br_2 , Si
C, O_3 , P, F_2 , Si
 I_2 , Zn, Cu, S, Mn
 Br_2 , S, P, Si, Zn

Графит – это
твердое вещество красно-коричневого цвета
самое твердое из известных веществ
проводник электрического тока
карбид кальция

В результате кипячения водного раствора гидрокарбоната магния в осадок выпадает
оксид магния
карбонат магния
карбид магния
гидроксид магния

При взаимодействии гидроксида цинка с раствором гидроксида натрия образуется
цинкат натрия Na_2ZnO_2 и водород
комплексная соль – тетрагидроксоцинкат (II) натрия $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
цинкат натрия Na_2ZnO_2 и кислород
реакция не происходит, т.к. гидроксид цинка не растворим в щелочах

Дитиосульфатоаргентат (I) натрия имеет формулу
 $\text{Na}_2[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
 $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
 $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{SO}_3)_2]$
 $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{SO}_4)_2]$

Укажите степень окисления, координационное число комплексообразователя и заряд
комплексного иона в комплексном соединении $\text{K}_3[\text{ScF}_6]$
(+2; 6; -3)
(+3; 4; 0)
(+3; 6; -3)
(+3; 6; +2)

d-Элементы – это
металлы
неметаллы
металлы и неметаллы
лантаноиды

Платиновые металлы относятся к семейству
s – элементов
f – элементов
d – элементов
p – элементов

Лантаноиды относятся к семейству
s – элементов
f – элементов
d – элементов
p – элементов

Укажите тип гибридизации атомных орбиталей центрального иона в комплексном соединении
 $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$

sp^3
 sp
 dsp^2
 d^2sp^3

Атом какого элемента имеет электронную формулу с окончанием ... $3d^3 4s^2$?

титан
кальций
цинк
ванадий

В реакции $CrCl_3 + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + NaCl + H_2O$ число электронов, отданных восстановителем, равно

2
3
4
6

Для качественного обнаружения катионов Fe^{3+} используют реакцию

хлоридом калия
тиоцианатом калия
гидроксидом калия
перманганатом калия

Гексанитрокобальтату (III) калия соответствует формула

$K_2[Co(NO_2)_6]$
 $K_3[Co(CN)_6]$
 $K_3[Co(SCN)_6]$
 $K_3[Co(NO_2)_6]$

Оксид марганца (IV)

является окислителем
является восстановителем
проявляет окислительно-восстановительную двойственность
растворяется в воде

8.3. Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации (экзамен)

1 семестр

1. Понятие термодинамической системы. Открытая, закрытая и изолированная системы. Равновесная и неравновесная системы.
2. История развития представлений о строении атома: планетарная модель Резерфорда, постулаты Бора. Предпосылки создания квантовой теории: уравнения Планка и Эйнштейна, волновое уравнение Де Бройля и принцип неопределенности Гейзенберга.
3. Атомное ядро. Масса и заряд протона и нейтрона. Ядерные силы, их природа. Примеры ядерных реакций: α -распад, β^- -распад, β^+ -распад, деление тяжелых ядер.
4. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах. Понятие кислоты и основания.
5. Гидролиз солей. Константа гидролиза и степень гидролиза. Факторы, влияющие на константу и степень гидролиза. Условия подавления гидролиза.

6. Закон Гесса. Круговой процесс Борна-Габера и энтальпийная диаграмма химических процессов. Определение теплового эффекта химической реакции по стандартным энтальпиям образования веществ и стандартным энтальпиям сгорания веществ.
7. Энтропия как мера неупорядоченности системы. Зависимость энтропии от температуры. Изменение энтропии системы при протекании химической реакции и при фазовых превращениях.
8. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока. Электролиз растворов и расплавов.
9. Зависимость устойчивости комплексного соединения от природы центрального атома (электронное строение, радиус, заряд).
10. Понятие скорости химической реакции. Закон действующих масс. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции.
11. Основные положения теории валентных связей (ВС). Насыщаемость и направленность ковалентной связи. Простой и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Способы перекрывания орбиталей (σ - и π - связи).
12. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Понятия энергии активации и координаты реакции.
13. Основные положения теории молекулярных орбиталей (МО). Что означает МО ЛКАО? Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО.
14. Окислительно-восстановительный потенциал как количественная характеристика редокс-системы. Уравнение Нернста.
15. Электростатическая природа межмолекулярного взаимодействия. Примеры ориентационного, индукционного и дисперсионного взаимодействия.
16. Понятие энтальпии химической системы и вещества. Стандартное значение энтальпии вещества.
17. Водородная связь как частный случай ковалентной донорно-акцепторной связи. Примеры водородной связи (вода, фтороводород, салициловый ангидрид). Влияние водородной связи на физические свойства веществ.
18. Понятие теплоты (теплового эффекта) химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Причины выделения или поглощения теплоты в ходе химической реакции.
19. Устойчивость комплексных соединений в водном растворе. Константа устойчивости и константа нестойкости. Определение понятия «комплексное соединение». Термодинамическая и кинетическая устойчивость комплексов.
20. Применение теории валентных связей для описания природы связи в комплексных соединениях.
21. Принцип Ле Шателье. Его объяснение с помощью уравнения Гиббса. Примеры влияния различных факторов (концентрация, температура, давление) на состояние химического равновесия.
22. Понятие самопроизвольного процесса и обратимого процесса. Энтропийный и энтальпийный факторы и направление процесса. Энергия Гиббса как критерий возможности самопроизвольного протекания процесса.
23. Квантование энергии электрона в атоме. Корпускулярно-волновой дуализм электрона. Понятие о волновом уравнении Шредингера и его решении. Описание состояния электрона в атоме с помощью квантовых чисел, их физический смысл.
24. Основные принципы и правила, определяющие порядок заполнения орбиталей электронами: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда, правила Клечковского.
25. Понятие раствора. Примеры твердых, жидких и газообразных растворов. Суспензии, эмульсии, коллоидные растворы.
26. Концентрация и активность иона в растворе. Концентрационная и термодинамическая константы диссоциации. Взаимосвязь между константой диссоциации и степенью диссоциации (закон разбавления). Факторы, влияющие на константу диссоциации.

27. Ионная связь как крайний случай полярной связи. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Понятие ионного кристалла.
28. Условия, определяющие возможность перекрывания атомных орбиталей (энергия и геометрия). Энергетическая диаграмма МО двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами 2 периода. Расчет кратности связи и оценка магнитных свойств молекул.
29. Кислоты, основания и соли с точки зрения:
 - а) теории электролитической диссоциации;
 - б) теории Бренстеда-Лоури;
 - в) теории Льюиса.
30. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотно-основные индикаторы. Примеры буферных растворов.
31. Оценка направления и полноты протекания ОВ реакций по значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и энергии Гиббса.
32. Зависимость устойчивости комплексного соединения от природы лигандов (электронное строение, радиус, заряд). Ряд активности лигандов. Дентантность лигандов.
33. Понятие скорости химической реакции. Закон действующих масс. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции.
34. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Понятия энергии активации и координаты реакции.
35. Форма граничной поверхности s, p, d – орбиталей. Понятие орбитального радиуса и радиуса граничной поверхности. Периодически повторяющиеся свойства атомов: энергия ионизации, сродство к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭ). Определение ОЭ по Полингу и Малликену.
36. Физический смысл номера периода, номера группы, деления группы на главную и побочную подгруппы. Классификация элементов по строению атома: s, p, d, f- элементы.
37. Влияние температуры и давления на растворимость твердых, жидких и газообразных веществ. Количественные характеристики растворимости:
 - а) коэффициент растворимости;
 - б) константа или произведение растворимости (ПР).
38. Полярность и поляризуемость связи. Полярные и неполярные молекулы. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы. Постоянные, мгновенные и индуцированные диполи.
39. Классификация комплексных соединений по заряду комплекса, природе лигандов, наличию циклов, числу центральных атомов. Кластеры. π -Комплексы. Привести примеры.
40. Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций теории валентных связей (ВС). Высоко- и низкоспиновые комплексы. Внутри- и внешнеорбитальные комплексы.
41. Механизм химической реакции. Понятие лимитирующей стадии процесса. Последовательные и параллельные реакции.
42. Природа химической связи. Различия между понятиями «химическая связь» и «валентность», «валентность» и «координационное число». Степень окисления.
43. Диссоциация комплексных ионов. Константа нестойкости. Факторы, определяющие устойчивость комплексных ионов в растворе. Особенности диссоциации двойных солей.
44. Периодический закон. Периодически меняющиеся свойства атомов элементов таблицы Д.И. Менделеева.
45. Константа равновесия. Примеры выражения константы равновесия различных процессов через парциальные давления газов или концентрации (активности) жидких или газообразных веществ.
46. Коллигативные свойства растворов.
47. Гальванические элементы. Первичные и вторичные элементы. Элемент Лекланше, свинцовый аккумулятор, щелочной аккумулятор.
48. Сольватация, сольваты. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты. Примеры неводных растворителей.

2 семестр

1. Общая характеристика р-элементов. Положение р-элементов в периодической системе. Строение атомов. Валентность и степени окисления атомов р-элементов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм и комплексообразованию.
2. р-Элементы VIII группы. Общая характеристика элементов VIIIA группы. Строение атомов. Причины химической инертности гелия и неона. Физические свойства благородных газов. Химические соединения криптона и ксенона, принципы их получения. Гидролиз фторидов. Кислородсодержащие соединения ксенона. Клатратные соединения благородных газов.
3. Водород. Водород в природе. Свойства и применение водорода и его соединений. Пероксид водорода. Вода. Вода в природе. Физические и химические свойства воды.
4. Общая характеристика р-элементов VII группы и их биологическая роль. Галогены в природе. Физические и химические свойства галогенов. Галогеноводороды.
5. Галогены в положительных степенях окисления. Кислородные кислоты хлора и их соли.
6. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства кислородных соединений галогенов.
7. Общая характеристика р-элементов VI группы и их биологическая роль. Кислород. Кислород в природе. Получение и свойства кислорода. Озон и его свойства.
8. Сера. Сера в природе. Получение, свойства и применение серы. Сероводород и сульфиды.
9. Оксиды серы. Кислородные кислоты серы, их окислительно-восстановительная активность. Тиосульфаты. Получение серной кислоты. Олеум. Пироксерная кислота. Пероксодисерная кислота и ее соли как окислители.
10. Общая характеристика р-элементов V группы. Азот, фосфор и мышьяк в организме человека, их биологическая роль.
11. Азот в природе. Получение, свойства и применение азота. Нитриды. Аммиак. Соли аммония.
12. Оксиды азота, их свойства. Азотистая и азотная кислоты. Специфика взаимодействия азотной кислоты с металлами и неметаллами. Нитраты, их получение, свойства, термическая устойчивость.
13. Фосфор. Фосфор в природе. Аллотропные модификации фосфора. Получение, свойства и применение фосфора. Фосфин. Фосфорные кислоты. Фосфаты. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.
14. Общая характеристика р-элементов IV группы. Углерод. Углерод в природе. Структура и свойства аллотропных модификаций углерода. Химические свойства углерода. Карбиды.
15. Оксиды углерода. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты. Соединения углерода с галогенами, серой, азотом. Цианаты и тиоцианаты. Биологическая роль углерода.
16. Кремний. Кремний в природе. Получение, свойства и применение кремния. Силан и его производные. Кислородные соединения кремния. Силикаты. Силиконы и силоксаны.
17. Общая характеристика р-элементов III группы. Бор и его соединения. Биологическая роль бора.
18. Алюминий и его соединения. Алюминий в природе. Получение алюминия, свойства и применение. Амфотерность алюминия, его оксида и гидроксида. Соединения алюминия, их химические свойства.
19. Металлы. Особенности электронного строения атомов металлов, относящихся к семействам s-, p-, d- и f-элементов. Положение металлов в периодической системе.
20. Особенность физических свойств металлов: металлический блеск, цвет, высокая электро- и теплопроводность, твердость, пластичность и температура плавления.
21. Формы нахождения металлов в природе. Рудные месторождения. Редкие и рассеянные элементы. Общие методы получения металлов: пиро-, гидро- и электрометаллургия. Термическое разложение карбониллов и иодидов. Принципы получения металлов высокой чистоты.

22. Сплавы металлов. Примеры коррозионностойких, износоустойчивых, твердых, тугоплавких и легкоплавких сплавов. Области их применения.
23. Общие химические свойства металлов. Электрохимический ряд напряжений. Отношение металлов к воде, кислотам, щелочам и растворам солей.
24. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты от коррозии.
25. Общая характеристика элементов главной подгруппы I группы. Щелочные металлы в природе. Получение и свойства щелочных металлов. Оксиды, пероксиды и гипероксиды. Применение и биологическая роль соединений натрия и калия.
26. Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы. Бериллий и магний, получение, свойства и применение. Соединения бериллия и магния.
27. Щелочноземельные металлы, их оксиды, гидроксиды, соли. Жесткость воды и способы ее устранения.
28. Общая характеристика и основные закономерности химии d-элементов: электронная структура, валентные состояния, энергия ионизации, физические свойства.
29. Общая характеристика химических свойств d-элементов: восстановительная способность, устойчивость соединений, оксиды и гидроксиды d-элементов, способность к комплексообразованию, каталитическая способность.
30. d-Элементы III группы, общая характеристика, свойства и важнейшие соединения элементов.
31. d-Элементы IV группы, общая характеристика, свойства и важнейшие соединения элементов.
32. d-Элементы V группы, общая характеристика, свойства и важнейшие соединения элементов.
33. d-Элементы VI группы. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения хрома, молибдена и вольфрама.
34. d-Элементы VII группы. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения марганца. Перманганат калия, его окислительно-восстановительные свойства в зависимости от pH среды.
35. d-Элементы VIII группы. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения d-элементов семейства железа.
36. Платиновые металлы и особенности их физических и химических свойств.
37. d-Элементы I группы. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения элементов подгруппы меди.
38. d-Элементы II группы. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения элементов подгруппы цинка.
39. f-Элементы. Общая характеристика f-элементов, положение в периодической системе, строение атомов. Изменение атомных радиусов и ионизационных потенциалов в рядах 4f- и 5f-элементов. Валентность и степени окисления атомов. Внутренняя периодичность свойств элементов.

8.4. Примерные темы лабораторных занятий

1 семестр

1. Получение оксидов, кислот, оснований и солей.
2. Взаимосвязь между классами неорганических соединений.
3. Определение молярной массы эквивалента магния.
4. Определение молярной массы эквивалента соли на примере карбоната кальция.
5. Тепловые эффекты химических реакций.
6. Химическое равновесие.
7. Скорость химической реакции.
8. Строение атома. Наблюдение спектров испускания и поглощения атомов и ионов.
9. Строение вещества.

10. Получение комплексных соединений и изучение их свойств.
11. Очистка веществ методом кристаллизации.
12. Приготовление растворов.
13. Коллигативные свойства растворов.
14. Электропроводность водных растворов.
15. Водородный показатель.
16. Гидролиз солей.
17. Окислительно-восстановительные реакции.
18. Практическое применение электрохимических процессов.

2 семестр

1. Общий обзор p-элементов. Водород и его соединения.
2. p-Элементы VII группы. Галогены и их соединения.
3. p-Элементы VI группы. Кислород и сера и их соединения.
4. p-Элементы V группы. Азот и фосфор и их соединения.
5. p-Элементы IV группы. Углерод и кремний и их соединения.
6. p-Элементы III группы. Бор и алюминий и их соединения.
7. Металлы, общая характеристика и их физико-химические свойства.
8. s-Элементы I группы. Щелочные металлы и их соединения.
9. s-Металлы II группы и их соединения.
10. Общая характеристика и физико-химические свойства d-элементов.
11. d-Элементы III группы и их соединения.
12. d-Элементы IV группы и их соединения.
13. d-Элементы V группы и их соединения.
14. d-Элементы VI группы. Хром и его соединения.
15. d-Элементы VII группы. Марганец и его соединения.
16. d-Элементы VIII группы. Железо, кобальт, никель и их соединения.
17. d-Элементы I группы. Медь, серебро и их соединения.
18. d-Элементы II группы. Цинк, кадмий, ртуть и их соединения.

9. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) основная литература:

1. Неорганическая химия: В 3 т. / Под ред. Ю. Д. Третьякова. Т. 1: Физико- химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений / М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков; – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 240 с.
2. Неорганическая химия: В 3 т. / Под ред. Ю.Д. Третьякова. Т. 2: Химия непереходных элементов / А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов; – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 368 с.
3. Неорганическая химия: В 3 т. / Под ред. Ю.Д. Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн. 1 / [А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов]. – М.: Издательский центр «Академия», 2007. – 352 с. Кн. 2 / [А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов]. – М.: Издательский центр «Академия», 2007. – 400 с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа; Изд. Центр «Академия», 2001. – 743 с.
5. Некрасов Б.В. Основы общей химии. В 2-х т. Т. 1. М.: Химия, 1973. – 656 с. Т. 2. – 689 с.
6. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.М. Лабораторные и семинарские задания по общей и неорганической химии. М.: Высшая школа, 1999. – 368 с.

7. Кабанов С.В., Неёлова О.В. Лабораторный практикум по неорганической химии. Общая химия. Владикавказ: ООО НПВП «МАВР», 2014. URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=437460>. Библиогр. в кн. – ISBN 978-5-4475-7703-2. – DOI 10.23681/437460. – Текст: электронный.
8. Дунаев С.Ф. Практикум по общей химии: учеб. пособие / Под ред. С.Ф. Дунаева. - 4-е изд., перераб. и доп. - Москва: Издательство Московского государственного университета, 2005. - 336 с. (Классический университетский учебник) - ISBN 5-211-04935-7. – Текст: электронный // ЭБС «Консультант студента»: [сайт]. – URL : <https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN5211049357.html>

б) дополнительная литература:

9. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – М.: Новая волна, 2007. – 489 с.
10. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач по химии для поступающих в вузы. – М.: Новая волна, 2012. – 278 с.
11. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл-Пресс, 2010. – 728 с.
12. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: КНОРУС, 2014. – 240 с.
13. Зайцев, О.С. Химия. Лабораторный практикум и сборник задач: учебное пособие для вузов / О.С. Зайцев. – Москва: Издательство Юрайт, 2024. – 202 с. – (Высшее образование). – ISBN 978-5-9916-4106-7. – Текст: электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. – URL: <https://urait.ru/bcode/536523>
14. Кабанов С.В. Расчетные задачи в курсе химии: учебно-методическое пособие / С.В. Кабанов; науч. ред. К.Б. Дзеранова. – Москва; Берли: Директ-Медиа, 2015. – 52 с.: ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=278871>. – ISBN 978-5-4475-4578-9. – DOI 10.23681/278871. – Текст: электронный.
15. Кабанов С.В. Неорганическая химия. Блокнот абитуриента: справочное пособие / С.В. Кабанов. – Москва; Берлин: Директ-Медиа, 2016. – 63 с.: схем., табл. – Режим доступа: по подписке. – URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=437461>. – ISBN 978-5-4475-7711-7. – DOI 10.23681/437461. – Текст: электронный.

в) профессиональные базы данных и интернет-ресурсы:

Химия	Электронная библиотека учебных материалов по химии	http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/
	Химический портал Chemport.ru	http://www.chemport.ru
	Научно-популярный журнал «Химия и жизнь»	https://www.hij.ru
	Аналитическая химия. База данных	https://www.freechemistry.ru/
	Mendelev.info – о химии и химиках	https://mendelev.info/
	ХиМиК – один из самых популярных химических сайтов. Представлены электронные справочники, on-line учебники по неорганической, органической, коллоидной и токсикологической химии. Действуют сервисы по вычислению молекулярных масс, уравниванию хим. реакций, редактированию формул. Есть база по термодинамическим свойствам неорганических веществ. Хороший форум по химии.	https://xumuk.ru/

Универсальные ресурсы	Российская национальная библиотека	http://nlr.ru/
	«Мегаэнциклопедия Кирилла и Мефодия»	https://megabook.ru
	Российская государственная библиотека	https://www.rsl.ru/
	Государственная публичная научно-техническая библиотека России	https://www.gpntb.ru/
	Библиотека Российской академии наук	https://rasl.ru/
	Библиотека по естественным наукам Российской академии наук	https://www.benran.ru/
	Фундаментальная библиотека ИНИОН РАН	https://inion.ru/ru/library/
	Всероссийская государственная библиотека иностранной литературы им. М. И. Рудомино, г. Москва	https://libfl.ru/
	Государственная публичная историческая библиотека, г. Москва	https://www.shpl.ru/
	Российская государственная библиотека искусств, г. Москва	https://liart.ru/ru/
	Научная библиотека Московского государственного университета (МГУ) им. М.В.Ломоносова	https://nbmgu.ru/

г) рекомендуемые интернет - адреса:

1. [http://www.fptl.ru/Chem block.html](http://www.fptl.ru/Chem%20block.html) – различные учебно-методические материалы по химии.
2. <http://chemistry-chemists.com/Uchebniki.html> - учебники, практикумы и справочники по химии.
3. Сайт о нанотехнологиях в России [Электронный ресурс]: <http://www.nanoware.ru/>
4. Нанотехнологическое сообщество [Электронный ресурс]: www.nanometer.ru
5. Интернет-журнал о нанотехнологиях. [Электронный ресурс]: <http://nanodigest.ru/>
6. Нанотехнологии. Научно-информационный портал по нанотехнологиям [Электронный ресурс]: <http://nano-info.ru/>
7. Химический портал Chemport.ru <http://www.chemport.ru>

д) программное обеспечение, ЭБС:

- необходимый для обеспечения данной дисциплины комплект лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения, в том числе отечественного производства, а также электронные библиотечные системы, с которыми у СОГУ имеется действующий договор:

№ п/п	Наименование	№ договора(лицензия)	Страна производитель
1.	Windows 10 Enterprise	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016 г	США
2.	Windows 10 Pro for Workstations	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016 г	США
3.	Windows 7 Enterprise	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016 г	США

4.	Windows 7 Professional	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016 г	США
5.	Office Standard 2016	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016 г	США
6.	Office Standard 2013	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016 г	США
7.	Office Standard 2010	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016 г	США
8.	Корпоративная электронная почта (Яндекс.Почта)	№КИС-1965-2025 от 12.01.2026	Россия
9.	Программное обеспечение 1С: Предприятие. Бухгалтерский Учет. Типовая конфигурация 8 сетевая версия	№ СД/108 от 29.08.2017 «МАКСИМУМ-СОФТ СОФТ» бессрочно	Россия
10.	Система поиска текстовых заимствований «Антиплагиат.ВУЗ»	№ SBR003-250010357500001 от 05.02.2025 (действителен до 04.02.2026) с ОАО «АнтиПлагиат»	Россия
11.	Программное обеспечение 1С: Предприятие 8.3 Управление торговлей	№КП /108 от 29.08.2017 с ООО «Максимум»(бессрочно)	Россия
12.	Программное обеспечение 1С: Зарплата и кадры государственного учреждения 8	№ СД./ №9., 08.06.2025 г. «МАКСИМУМ-СОФТ СОФТ» бессрочно	Россия
13.	1С: Бухгалтерия 8. Базовая версия	№9 от 21.05.2019, «МАКСИМУМ-СОФТ СОФТ» бессрочно	Россия
14.	Планы	№2191-24, от 09.01.2025 г. (тех.поддержка до 26.02.2026 г.) ООО ЛММИС	Россия
15.	ПО Лаборатории ММИС (Деканат, ПК, Ведомости, Тестирование, интернет расширение и др.)	№2435-24 от 04.03.2025 ООО ЛММИС	Россия
16.	VSDESK	№ 210406/01 от 06.04.2021г. ИП И,А.Сергеевич	Россия
17.	DIRECTUM RX – Система электронного документооборота	ООО Галактика ИТ договор № 120320/Д/А от 14.03.2022	Россия
18.	MOODLE	Бесплатное	-
19.	ЭБС «Консультант студента»	http://www.studentlibrary.ru Требуется регистрация в библиотеке СОГУ	Россия
20.	РусГард	Бесплатное	Россия
21.	Система веб-конференций (bigbluebutton)	Бесплатное	-
22.	Средства криптографической защиты (КриптоПро CSP, Крипто АРМ)	№120680, от 21.01.2025 ООО «Цифровые технологии»	Россия
23.	Средства криптографической защиты (ViPNet)	№0000-000008 от 17.01.2025 ООО Экспресс-линк	Россия
24.	Средства криптографической защиты (Континент TLS)	№25/08/22 СЛ от 04.09.2025 ООО СКБ-Сервис	Россия
25.	Kaspersky Endpoint Security	№ СФ00-001239 от 13.02.2025 ООО Системный Софт	Россия

Реестр электронных библиотечных систем (ЭБС) и электронных образовательных ресурсов,
доступ к которым обеспечен для обучающихся по образовательным программам,
реализуемым в 2026-2027 учебном году

Название базы данных	Платформа и (или) адрес в сети Интернет	Реквизиты	Правообладатель	Количество ключей
«Университетская библиотека Online» Базовая коллекция	https://biblioclub.ru Требуется регистрация.	Договор № 571-12/2025 от 12.01.2027 г. С 01.01.2026 г. -31.12.2026 г.	ООО «НексМедиа»	Без ограничения количества пользователей
Информационно-аналитическая система SCIENCE INDEX: рефераты и полные тексты научных статей и публикаций, российские научные и научно-технические журналы	eLIBRARY.RU http://elibrary.ru/org Требуется регистрация.	Лицензионный договор № 310-5051/2025 от 31.03. 2025 г. С 14.04.2025 г.- 20.04.2026 г.	ООО «Научная электронная библиотека eLibrary.ru»	Доступ по IP адресам вуза без ограничений по количеству пользователей
eLIBRARY.RU - интегрированный научный информационный портал в российской зоне сети Интернет, включающий базы данных научных изданий и сервисы для информационного обеспечения науки и высшего образования.	eLIBRARY.RU http://elibrary.ru/org Требуется регистрация.	Ресурс открытого доступа	ООО «Научная электронная библиотека eLibrary.ru»	Доступ осуществляется по IP адресам вуза без ограничений по количеству пользователей
«Юрайт» - Учебники по всем специальностям и направлениям подготовки. - ЦУМК по федеральному проекту «Кадры для цифровой экономики»	«Юрайт» https://urait.ru/info/courses?utm_source=campus Требуется регистрация.	Договор № 6237 от 05.12.2023 г. С 31.12.2023 - 31.12.2026 г.	ООО «Электронное издательство ЮРАЙТ»	Доступ по IP адресам вуза без ограничений по количеству пользователей
Универсальная база данных East View - полнотекстовый доступ к научным журналам	https://dlib.eastview.com Логин: Khetagurov. Пароль: Khetagurov.	№210-П от 12.01.2026 г. С 01.01.2026 г.- 31.12.2026 г.	ООО «ИВИС»	Без ограничения количества пользователей
«SocHum» - электронная	https://sochum.ru	Ресурс открытого	Государственный академический	Доступ осуществляется

библиотека социогуманитарного знания (коллекция учебно- методической литературы и научных журналов социогуманитарной коллекции научно- исследовательских институтов РАН		доступа	университет гуманитарных наук (ГАУГН)	по IP адресам вуза без ограничений по количеству пользователей.
<u>Polpred.com</u> - открытая электронная библиотечная система и интернет- сервисы «Деловые средства массовой информации». Доступ к статьям 600 газет, журналов информагентств с архивом за 20 лет: - обзор СМИ; - Россия и зарубежье; - Федеральные округа РФ. - внешняя экономика, право.	https://www.polpred.com/	Ресурс открытого доступа		Доступ осуществляется по IP адресам вуза без ограничений по количеству пользователей.
Национальная электронная Библиотека «НЭБ»	https://rusneb.ru/ Требуется регистрация.	Договор № 4513-п от 26.12.2023 г. (на 10 лет с последующей автоматической продлонгацией) Без ограничения срока	Российская государственная библиотека	Доступ осуществляется по IP адресам вуза без ограничений по количеству пользователей

Электронные образовательные ресурсы

Наименование ресурса	Содержание ресурса	Ссылка на ресурс в сети Интернет
Единое окно доступа к образовательным ресурсам	Каталог образовательных интернет-ресурсов и полнотекстовая электронная учебно-методическая библиотека для общего и профессионального образования	https://web.archive.org/web/20191122092928/http://window.edu.ru/
«КиберЛенинка»	Собрание научных статей, в основном на русском языке, хотя есть и иностранные публикации.	https://cyberleninka.ru/
Всенаука	Естественные, гуманитарные и социальные науки, психология	Всенаука https://vsenauka.ru/
Библиотекарь. Ру	Бесплатная интернет-библиотека. Книги, статьи, документы по русской и мировой истории, искусству, культуре, прикладным наукам,	https://bibliotekar.ru/

	учебники, научные статьи, методические пособия. Электронные книги, учебники, периодика, графика, справочная и техническая литература. На сайте представлено около 10.000 книг доступных для онлайн чтения. - более 50 полнотекстовых справочников и энциклопедий; - Древнерусская литература - летописи, жития святых, воинские повести древней Руси; - сведения иностранных писателей о средневековой России; - большой раздел репринтов книг, газет и журналов 19 века; - биографии и труды русских учёных и писателей; - классическая литература. Мемуары, дневники; - учебники и научные работы по 20 дисциплинам; - более 15.000 картин и художественных изображений.	
--	--	--

10. Материально-техническое оснащение дисциплины

Наименование помещений для проведения всех видов учебной деятельности, предусмотренной учебным планом, в том числе помещения для самостоятельной работы, с указанием перечня основного оборудования, учебно-наглядных пособий и используемого программного обеспечения	Адрес (местоположение) помещений для проведения всех видов учебной деятельности, предусмотренной учебным планом (в случае реализации образовательной программы в сетевой форме дополнительно указывается наименование организации, с которой заключен договор)
Учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа: преподавательский стол, стул, столы и стулья для обучающихся, классная доска. Оборудование: Персональный компьютер в комплекте с программным обеспечением, выходом в сеть Интернет и доступом в электронную информационно-образовательную среду СОГУ. Проектор Epson EB-735Fi - комплект поставки (крепление для проектора, шнур питания) – 1шт. Ноутбук ООО "АЙСИЭЛТЕХНО" – 1шт. Облучатель-рециркулятор воздуха ультрафиолетовый бактерицидный ОРУБ-3-5-"КРОНТ"- 1 шт. Программное обеспечение: Windows 7 Professional, Office Standard 2016, Система тестирования Sunray WEB Class, Система компьютерной верстки MikTex, Kaspersky Endpoint Security, Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis Draw, Система поиска текстовых заимствований «Антиплагиат.VY3», Программа для ЭВМ «Банк вопросов для контроля знаний», VSDESK, Услуги связи (доступ к сети интернет), MOODLE, Личный кабинет студента/сотрудника, КЭП (домен на яндексе), РусГард, ViPNet.	Российская Федерация, 362025, Республика Северная Осетия – Алания, город Владикавказ, ул. Ватутина, дом 44-46, учебный корпус № 7, ауд. № 604
Лаборатория Общей и неорганической химии для проведения занятий семинарского типа, лабораторных занятий, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), групповых и индивидуальных консультаций, а также самостоятельной работы	Российская Федерация, 362025, Республика Северная Осетия – Алания,

обучающихся: преподавательский стол, стул, лабораторные столы и стулья для обучающихся, кафедра, классная доска. Оборудование: Интерактивная доска Smart Board, проекционное мультимедийное оборудование (компьютер, проектор, экран) с программным обеспечением, выходом в сеть Интернет и доступом в электронную информационно-образовательную среду СОГУ. Программное обеспечение: Windows 7 Professional; Office Standard 2016; Система компьютерной верстки MikTex; Kasperksy Endpoint Security; Система тестирования Sunrav WEB Class; Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis Draw; Система поиска текстовых заимствований «Антиплагиат.ВУЗ»; Программа для ЭВМ «Банк вопросов для контроля знаний»; VSDESK; Услуги связи (доступ к сети интернет); MOODLE; демонстрационные и учебно-наглядные пособия (видеопрезентация). Лабораторное оборудование: Шкаф вытяжной с подводом воды ШВ НВК – 2 шт. Приточно-вытяжная установка (2 шкафа). Весы лабораторные прецизионные ЕТ-300П – 1 шт. Весы лабораторные электронные BM5101 – 2 шт. Учебно-лабораторный комплекс "Общая и неорганическая химия" – 2 шт. Фотометр КФК-3-01- 1 шт. Шкаф сушильный SNOL – 1 шт. Ионномер И-510 (стандартный)-1 шт. Калориметр "Эксперт 001К"- 1 шт. Кондуктомер Эксперт 002-2-6Н- 1 шт. Микроскоп бинокулярный "Микмед-1"- 1 шт. Нагревательная плита ES-H3040- 1 шт. Рефрактометр ИРФ-454Б2М с подсветкой – 1 шт. рН-метр 150 МИ- 2 шт. Мешалка магнитная с подогревом ПЭ 6110- 2 шт. Нефелометр «НФМ»-1 шт. Лабораторная ультразвуковая ванна Stegler 22DT- 1 шт. Облучатель-рециркулятор воздуха ультрафиолетовый бактерицидный ОРУБ-3-5-"КРОНТ"- 1 шт.	город Владикавказ, ул. Ватутина, дом 44-46, учебный корпус № 7, ауд. № 609
Компьютерный класс преподавательский стол, стул, столы и стулья для обучающихся, классная доска. Оборудование: Интерактивное мультимедийное оборудование (доска, проектор), компьютеры для компьютерного класса в комплекте - с программным обеспечением, выходом в сеть Интернет и доступом в электронную информационно-образовательную среду СОГУ. Облучатель-рециркулятор воздуха ультрафиолетовый бактерицидный ОРУБ-3-5-"КРОНТ"- 1 шт. Программное обеспечение: Windows 7 Professional, Office Standard 2016, Система тестирования Sunrav WEB Class, Система компьютерной верстки MikTex, Kasperksy Endpoint Security, Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis Draw, Система поиска текстовых заимствований «Антиплагиат.ВУЗ», Программа для ЭВМ «Банк вопросов для контроля знаний», VSDESK, Услуги связи (доступ к сети интернет), MOODLE, Личный кабинет студента/сотрудника, КЭП (домен на яндексе), РусГард, ViPNet.	Российская Федерация, 362025, Республика Северная Осетия – Алания, город Владикавказ, ул. Ватутина, дом 44-46, учебный корпус № 7, ауд. № 602
Библиотека, в том числе читальный зал: столы и стулья для обучающихся; компьютеры в комплекте с программным обеспечением, выходом в сеть Интернет и доступом в электронную информационно-образовательную среду СОГУ. Программное обеспечение: Windows 7 Professional, Office Standard 2016, Система тестирования Sunrav WEB Class, Система компьютерной верстки MikTex, Kasperksy Endpoint Security, Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis Draw, Система поиска текстовых заимствований «Антиплагиат.ВУЗ», Программа для ЭВМ «Банк вопросов для контроля знаний», VSDESK, Услуги связи (доступ к сети интернет), MOODLE, Личный кабинет студента/сотрудника, КЭП (домен на яндексе), РусГард, ViPNet.	Российская Федерация, 362025, Республика Северная Осетия — Алания, г. Владикавказ, Церетели/Ватутина, д. 16/19
Помещения для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования Оборудование: специализированная мебель, стеллажи для хранения учебного оборудования; Ноутбук Acer Aspire с программным обеспечением и выходом в Интернет и локальную сеть, доступом к информационным ресурсам, электронной информационно-образовательной среде университета, к базам данных и информационно-справочным системам. Специальные инструменты, техническая документация и инвентарь для обслуживания учебного оборудования.	Российская Федерация, 362025, Республика Северная Осетия – Алания, город Владикавказ, ул. Ватутина, дом 44-46, учебный корпус № 7, ауд. № 607А