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

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по УР
_____ А.М. Дипурова
«30» 08 2020 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Химия»

Направление 03.03.02 Физика

Профиль: " Физика конденсированного состояния "

Квалификация (степень) выпускника – бакалавр

Форма обучения – очная

(год начала подготовки 2017г.)

Владикавказ 2020

Программа составлена в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом по направлению **03.03.02 Физика,** утвержденным приказом Министерства науки и высшего образования Российской Федерации от 07. 08. 2014 г. № 937, учебным планом подготовки бакалавра по направлению **03.03.02 Физика,** утвержденным Ученым советом ФГБОУ ВО «Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова» от 30.04. 2020 г., протокол № 9.

Составитель: Неёлова О.В., доцент кафедры общей и неорганической химии.

Рабочая программа обсуждена и утверждена на заседании кафедры физики конденсированного состояния (протокол № 13/19-20 от 17 июня 2020 г.)

Зав. кафедрой_____Л.М. Кубалова

Одобрена Советом физико-технического факультета

(протокол №7 от «29» июня 2020 г.)

Председатель_____И.В. Тваури

1. Структура и общая трудоемкость дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетные единицы (144 часа).

	Очная форма обучения	Заочная форма обучения
Курс	1	-
Семестр	1	-
Лекции	34	-
Практические (семинарские) занятия	-	-
Лабораторные занятия	16	-
Консультации	-	-
Итого аудиторных занятий	50	-
Самостоятельная работа	58	-
Курсовая работа	-	-
Форма контроля		
Экзамен	Экзамен 36	-
Зачет	-	-
Общее количество часов	144	-

2. Цели освоения дисциплины:

Преподавание дисциплины предусматривает формирование и развитие знаний, умений и навыков по фундаментальным теоретическим и экспериментальным основам общей и неорганической химии и их применение в практической области. Данная дисциплина способствует выработке у студента интереса к исследовательской деятельности и применению полученных знаний при выполнении курсовых и выпускных квалификационных работ.

Основными задачами дисциплины являются:

Задача курса – формирование творчески работающих бакалавров с развитым научным мышлением, обладающих необходимым запасом знаний в области общей химии, способных использовать теоретические знания при решении практических задач, проявляя при этом самостоятельность и инициативу.

Основными задачами дисциплины являются:

- формирование у студентов знаний о важнейших химических законах и теориях;
- владение умениями проводить химический эксперимент, производить расчеты на основе химических формул и уравнений химических реакций;
- формирование навыков по применению полученных знаний для объяснения разнообразных химических явлений и свойств веществ, для оценки роли химии в развитии современных технологий и получении новых материалов;
- овладение количественными методами, которые позволят прогнозировать и описать протекание во времени химических превращений в различных условиях;
- определение границ применимости методов термодинамики к различным физико-химическим процессам;
- умение применять полученные знания для безопасного использования веществ и материалов в повседневной жизни и предупреждения явлений, наносящих вред здоровью человеку и окружающей среде.

3. Место дисциплины в структуре ОПОП бакалавриата

Б1.Б.07.01. Базовая часть блока 1. Модуль «Химия и экология»

Дисциплина «Химия» относится к учебным дисциплинам вариативной части Блока 1 основной профессиональной образовательной программы (далее — ОПОП) направления подготовки «Физика», квалификация (степень) – бакалавр.

Для успешного освоения дисциплины «Химия» необходимы знания, умения и навыки, сформированные в процессе изучения дисциплин школьных курсов: «Математика», «Физика», «Химия».

Требования к «входным» знаниям, умениям и готовностям обучающегося при освоении дисциплины «Химия»:

Знать:

1) 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) 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;

3) использовать информационно-коммуникационные технологии, активно пользоваться справочными материалами и учебной литературой по химии.

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

4) устной и письменной речью, монологической контекстной речью.

Дисциплина «Химия» имеет логическую и содержательно-методическую взаимосвязь с последующими дисциплинами и практиками учебного плана, а именно: «Молекулярная физика», «Аналитическая химия», «Общая физика», «Атомная физика», «Безопасность жизнедеятельности», «Экология», «Геохимия», «Нанотехнологии и наноматериалы».

4. Требования к результатам освоения дисциплины

Изучение дисциплины «Химия» предполагает формирование у студента следующих общепрофессиональных (ОПК) и профессиональных (ПК) компетенций:

- способностью использовать в профессиональной деятельности базовые естественнонаучные знания, включая знания о предмете и объектах изучения, методах

исследования, современных концепциях, достижениях и ограничениях естественных наук (прежде всего химии, биологии, экологии, наук о земле и человеке **(ОПК-1);**

- способностью понимать и применять на практике методы управления в сфере природопользования **(ПК-8).**

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

Знать:

1. Цели и задачи химии, основные понятия и законы химии, роль и значение химических методов в практической деятельности бакалавра физики (ОПК-1, ПК-8).
2. Основные классы неорганических соединений, их получение и физические и химические свойства (ОПК-1, ПК-8).
3. Электронное строение атомов элементов, природу химической связи между атомами в соединениях, связь свойств химических элементов с их положением в Периодической системе Д.И. Менделеева (ОПК-1).
4. Основы химической термодинамики и термохимии, химического равновесия и химической кинетики и катализа (ОПК-1).
5. Термодинамические свойства растворов неэлектролитов и особенности растворов электролитов (ОПК-1).
6. Электродные процессы и окислительно-восстановительные свойства веществ (ОПК-1).
7. Основные правила охраны труда и техники безопасности при работе в химической лаборатории (ПК-8).

Уметь:

1. Самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по химии (ОПК-1, ПК-8).
2. Правильно использовать номенклатуру неорганических соединений (ОПК-1).
3. Пользоваться основными реактивами, растворителями, химической посудой (ОПК-1).
4. Готовить растворы с заданной концентрацией растворенных веществ (ОПК-1).
5. Рассчитывать основные энергетические характеристики физико-химических процессов (ОПК-1).

Владеть:

1. Владеть основными приемами и техникой выполнения экспериментов, иметь навыки работы с физико-химическими приборами и установками (ОПК-1).
2. Навыками обработки результатов эксперимента и формулирования практических выводов (ОПК-1, ПК-8).

Общим средством контроля является введенная в университете балльно-рейтинговая система оценки успеваемости студентов специалитета и направлений бакалавриата.

При проведении учебных занятий обеспечивается развитие у обучающихся навыков командной работы, межличностной коммуникации, принятия решений, лидерских качеств. Для этого используется проведение интерактивных лекций, групповых дискуссий, ролевых игр, а также материалы на основе результатов научных исследований, в том числе с учетом региональных особенностей профессиональной деятельности выпускников и потребностей работодателей.

5. Содержание и учебно-методическая карта дисциплины

Номер недели	Наименование тем (вопросов), изучаемых по данной дисциплине.	Занятия		Самостоятельная работа студентов		Форма контроля	Количество баллов		Литература
		л	лаб	Содержание	Часы		min	max	
1	**Основные законы и понятия химии** Современное содержание понятий: атом, молекула, элемент, простое и сложное вещество. Методы определения и расчета атомных, молекулярных, формульных масс, моля. ТБ и правила работы в химической лаборатории. Посуда, оборудование, реактивы.	2		Современная номенклатура неорганических соединений. Современная классификация основных классов неорганических соединений. Методы получения оксидов, кислот, оснований и солей. Физические и химические свойства оксидов, кислот, оснований и солей.	2	Конспект, устный опрос, тестирование Решение задач	**0**	**3**	**[1]- [11]**
2	Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Закон Авогадро. Газовые законы. Расчеты в общей химии.	2	2	Решение задач по темам: «Основные законы химии», «Массовая доля», «Вывод формул соединений».	1	Конспект, устный опрос, тестирование Решение задач	**0**	**3**	**[1]- [11]**
3	**Эквивалент вещества** Закон эквивалентов. Расчет молярной массы эквивалента простых и сложных веществ. Решение задач и упражнений.	2		Понятия: эквивалент элемента и вещества, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов. Расчет молярной массы эквивалента оксидов, оснований, кислот, солей,	3	Конспект, устный опрос, тестирование Решение задач	**0**	**3**	**[1]- [11]**

				окислителей, восстановителей. Решение задач по темам: «Газовые законы».					
4	**Строение атома** Состав атомов. Атомные спектры. Уравнение Планка. Постулаты Бора. Уравнение де Бройля. Квантово-механические представления о строении атома. **Лаб. работа № 1.** Основные классы химических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли.	2	2	Составление электронных формул и распределение электронов по орбиталям элементов 1-3 периодов Периодической системы. Решение задач по уравнениям химических реакций.	3	Конспект, устный опрос, тестирование Решение задач	**0**	**3**	**[1]- [11]**
5	**Квантовые числа и электронные структуры атомов** Особенности заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип Паули. Правила Хунда и Клечковского. s-, p-, d- и f-элементы и их расположение в периодической системе.	2		Составление электронных формул и распределение электронов по орбиталям элементов 4-6 периодов Периодической системы. Решение задач по уравнениям химических реакций.	3	Конспект, устный опрос, оформление лаб. работы ,тестирование Решение задач	**0**	**3**	**[1]- [11]**
6	**Периодический закон и электронная структура атомов** Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.	2	2	Способы выражения концентрации растворов. Решение задач. Периодический закон Д.И. Менделеева и его трактовка на основе квантово-	3	Конспект, устный опрос, тестирование Решение задач	**0**	**3**	**[1]- [11]**

	Место элемента в периодической системе как его главнейшая характеристика. Размеры атомов и ионов. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность. **Лаб. работа № 2.** Растворы. Приготовление растворов заданной концентрации.			механической теории строения атомов. Структура периодической системы химических элементов. Периодический характер изменения свойств атомов элементов, и их соединений.					
7	**Химическая связь и строение молекул** Химическая связь и валентность. Эволюция представлений о химической связи и валентности. Квантовомеханические теории: спиновая теория, теория валентных связей (ВС), теория молекулярных орбиталей (МО). Типы химической связи. Ковалентная связь с точки зрения теорий ВС и МО.	2		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.	3	Конспект, устный опрос, оформление лаб. работы тестирование Решение задач	**0**	**3**	**[1]- [11]**
8	**Комплексные соединения** Основные положения координационной теории Вернера: Номенклатура координационных соединений. Типичные	2	2	Теория электролитической диссоциации электролитов. Механизм процессов диссоциации молекул электролитов. Ионные равновесия в	3	Конспект, устный опрос, тестирование Решение задач	**0**	**4**	**[1]- [11]**

	комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве комплексообразователя. Типичные лиганды. Хелаты. Поведение комплексных соединений в растворах: диссоциация, лабильность, инертность. **Лаб. работа № 3.** Электролитическая диссоциация в растворах электролитов. Кондуктометрия. Реакции ионного обмена.			растворах электролитов. Реакции ионного обмена, протекающие в водных растворах. 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.					
	1 РУБЕЖНАЯ АТТЕСТАЦИЯ			Подготовка к 1 рубежной аттестации	2	Компьютерное тестирование	**0**	**25**	**[1]- [11]**

9	**Основные закономерности протекания химических реакций** Химическая система. Понятие о термодинамических функциях: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, изобарно-изотермический и изохорно-изотермический потенциалы. Изменение энергии Гиббса и направление протекания химических реакций. Стандартные теплота, энтропия и энергия Гиббса образования вещества. Экзо- и эндотермические реакции. Закон Гесса и расчет тепловых эффектов химических реакций.	2		Составление уравнений химических реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной форме. Решение задач по уравнениям химических реакций с участием веществ, находящихся в растворе. Основные понятия химической термодинамики. Термодинамические функции состояния системы. Первое, второе и третье начала термодинамики и их применение. Основы термохимии и способы расчета тепловых эффектов химических реакций.	2	Конспект, устный опрос, оформление лаб. работы тестирование Решение задач	**0**	**3**	**[1]- [11]**
10	**Скорость химической реакции** Гомо- и гетерогенные реакции. Закон действия масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости. Многостадийные процессы. Порядок и молекулярность реакций. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило	2	2	Основные представления химической кинетики: простые и сложные реакции, гомогенные и гетерогенные реакции, скорость химических реакций. Молекулярность и порядок реакции. Закон действующих масс для простых гомогенных реакций. Константа скорости реакции. Зависимость скорости	3	Конспект, устный опрос, тестирование Решение задач	**0**	**3**	**[1]- [11]**

	Вант-Гоффа. Представление о теории активных столкновений. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Катализ. Понятие о механизме каталитических реакций. **Лаб. работа №4.** Комплексные соединения.			реакции от температуры. Механизм химических реакций. Энергия активации реакции. Уравнение Аррениуса. Выполнение упражнений по теме: «Комплексные соединения».					
11	**Химическое равновесие и его смещение** Обратимые и необратимые химические процессы. Химическое равновесие: Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье–Брауна.	2		Состояние химического равновесия. Закон действующих масс для химического равновесия. Константы равновесия и способы их расчета. Принцип смещения равновесия и факторы, влияющие на его смещение. Выполнение упражнений по теме: «Комплексные соединения».	3	Конспект, устный опрос, оформление лаб. работы тестирование Решение задач и упражнений	**0**	**3**	**[1]- [11]**
12	**Дисперсные системы. Общая характеристика и свойства растворов** Истинные и коллоидные растворы. Грубодисперсные системы. Растворимость веществ. Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля.	2	2	Суспензии. Эмульсии. Лиофобные и лиофильные дисперсные системы. Устойчивость и коагуляция в дисперсных системах. Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. Сольватация. Особые свойства воды как	3	Конспект, устный опрос, тестирование Решение задач	**0**	**3**	**[1]- [11]**

	Коллигативные свойства идеальных растворов: закон Рауля, криоскопия и эбулиоскопия, осмотическое давление. **Лаб. работа №5.** Химическое равновесие. Смещение химического равновесия.			растворителя. Выполнение упражнений по теме: «Смещение химического равновесия».					
13	**Растворы электролитов** Электролитическая диссоциация. Механизм диссоциации Гидратация ионов в растворе. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Кислотно-основной характер диссоциации гидроксидов в зависимости от положения элементов в периодической системе. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Факторы, определяющие степень диссоциации. Основные представления теории сильных электролитов. Концентрация ионов в растворе и активность. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон	2		Основные понятия учения о растворах. Теория процесса растворения Д.И. Менделеева. Термодинамика процесса растворения. Коллигативные свойства растворов твердых веществ в жидкостях. Особенности водных растворов электролитов, их коллигативные свойства. Теория растворов сильных электролитов. Теория растворов слабых электролитов. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури.	4	Конспект, устный опрос, оформление лаб. работы тестирование Выполнение упражнений	**0**	**3**	**[1]- [8], [11]**

	разбавления. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури.								
14	**Произведение растворимости, диссоциация воды и pH. Гидролиз солей** Труднорастворимые электролиты. Равновесие между осадком и насыщенным раствором. Произведение растворимости. Условия образования осадка и его растворения. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие о буферных растворах. Обменные реакции между ионами в растворе. Общие условия протекания реакции обмена в растворах электролитов. Ионные уравнения. Гидролиз солей. Механизм гидролиза. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей. Степень и константа гидролиза. **Лаб. работа №6.** Гидролиз солей. Определение величины pH в растворах солей.	2	2	Произведение растворимости малорастворимых электролитов. Ионизация воды и водородный показатель. Буферные растворы. Расчет величины pH в водных растворах сильных и слабых электролитов. Гидролиз солей. Составление уравнений реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной форме.	4	Конспект, устный опрос, тестирование Выполнение упражнений	**0**	**3**	**[1]- [8], [11]**
15	**Основы электрохимии. Электродные потенциалы**	2		Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-	4	Конспект, устный опрос, оформление	**0**	**3**	**[1]-[11]**

	Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительный (редокс-) потенциал. Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста.			восстановительных реакций. Зависимость между величинами редокс-потенциалов систем и изменением энергии Гиббса. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных редокс-потенциалов.		лаб. работы тестирование Выполнение упражнений			
16	**Окислительно-восстановительные реакции** Метод электронного баланса и метод полуреакций. **Лаб. работа №7.** Окислительно-восстановительные реакции.	2	2	Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от их положения в Периодической системе элементов и степени окисления элементов в соединениях. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений ОВР, протекающих в растворе, методом ионно-электронного баланса.	4	Конспект, устный опрос, тестирование Решение задач	**0**	**2**	**[1]-[11]**
17	**Общая характеристика s-, p- и d-элементов** Положение s-, p- и d-элементов в Периодической	2		Выполнение упражнений и решение задач по химии s-, p- и d-элементов	4	Конспект, устный опрос, оформление лаб. работы тестирование	**0**	**2**	**[1]- [8], [11]**

	системе элементов, строение атома и степени окисления элементов. Физические свойства. Химические свойства.								
18	**2 РУБЕЖНАЯ АТТЕСТАЦИЯ**			Подготовка к 2 рубежной аттестации	4	Компьютерное тестирование	**0**	**25**	**[1]-[11]**
	ИТОГО	**34**	**16**		**58**		**0**	**100**	

6. Образовательные технологии

Лекции, лекции-беседы, практические занятия, самостоятельная работа студентов (доклады, презентации).

Для достижения планируемых результатов обучения, в дисциплине «Безопасность жизнедеятельности» используются различные образовательные технологии:

1. *Информационно-развивающие технологии,* направленные на овладение большим запасом знаний, запоминание и свободное оперирование ими.

Используется лекционно-семинарский метод, самостоятельное изучение литературы, применение новых информационных технологий для самостоятельного пополнения знаний, включая использование технических и электронных средств информации.

2. *Деятельностные практико-ориентированные технологии*, направленные на формирование системы профессиональных практических умений при подготовке к практическим занятиям, обеспечивающим возможность качественно выполнять профессиональную деятельность.

Используется анализ, сравнение методов исследований, выбор метода, в зависимости от объекта исследования в конкретной производственной ситуации и его практическая реализация.

3. *Развивающие проблемно-ориентированные технологии*, направленные на формирование и развитие проблемного мышления, мыслительной активности, способности проблемно мыслить, видеть и формулировать проблемы, выбирать способы и средства для их решения.

Используются виды проблемного обучения: освещение основных проблем безопасности жизнедеятельности на лекциях, учебные дискуссии, коллективная мыслительная деятельность в группах при выполнении поисковых работ, решение задач повышенной сложности. При этом используются первые три уровня (из четырех) сложности и самостоятельности: проблемное изложение учебного материала преподавателем; создание преподавателем проблемных ситуаций, а обучаемые вместе с ним включаются в их разрешение; преподаватель лишь создает проблемную ситуацию, а разрешают её обучаемые в ходе самостоятельной деятельности.

4. *Личностно-ориентированные технологии обучения*, обеспечивающие в ходе учебного процесса учет различных способностей обучаемых, создание необходимых условий для развития их индивидуальных способностей, развитие активности личности в учебном процессе. Личностно-ориентированные технологии обучения реализуются в результате индивидуального общения преподавателя и студента при выполнении домашних индивидуальных заданий, решении олимпиадных задач, на еженедельных консультациях.

Инновационные способы и методы, используемые в образовательном процессе, основаны на использовании современных достижений науки и информационных технологий. Направлены на повышение качества подготовки путем развития у студентов творческих способностей и самостоятельности (методы проблемного обучения, исследовательские методы, тренинговые формы, рейтинговые системы обучения и контроля знаний и др.). Нацелены на активизацию творческого потенциала и самостоятельности студентов и могут реализовываться на базе инновационных структур (научных лабораторий, центов, предприятий и организаций и др.).

В процессе обучения используются интерактивные методы обучения: творческие задания, разработка проектов, работа в малых группах, исследовательский метод обучения, деловые и ролевые игры, круглые столы, диспуты, семинары.

Традиционные лекции и лабораторные занятия проводятся в форме с использованием современных интерактивных технологий.

Лекция-диалог – содержание подается через серию вопросов, на которые студент должен отвечать непосредственно в ходе лекции.

Онлайн-семинар – разновидность веб-конференции, проведение онлайн-встреч или презентаций через Интернет в режиме реального времени. Каждый из участников находится у своего компьютера (средства связи), а связь между ними поддерживается через Интернет посредством загружаемого приложения, установленного на компьютере каждого участника (Zoom, Meet, Skype и др.)

Видеоконференция – сеанс видеоконференцсвязи (ВКС) – это технология интерактивного взаимодействия двух и более участников образовательного процесса для обмена информацией в реальном режиме времени.

Технология электронного обучения (реализуется при помощи электронной образовательной среды СОГУ при использовании ресурсов ЭБС, при проведении автоматизированного тестирования и т. д.).

Используются балльно-рейтинговая система оценки знаний, технологии с применением дистанционного обучения на платформе «Moodle» http://lms.nosu.ru/.

Примечания:

1. Все виды учебной работы могут проводиться дистанционно на основании локальных нормативных актов.
2. 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, а также с использованием Cisco Webex, платформы дистанционного обучения Moodle, личный кабинет студента на сайте СОГУ, других элементов ЭИОС СОГУ.

7. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы

7.1. Цели самостоятельной работы

Самостоятельная работа обучающихся является одним из видов учебных занятий. 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 умений.

Самостоятельная работа обучающихся осуществляется на протяжении изучения всей дисциплины в соответствии с утвержденной в учебном плане трудоемкостью (для очной формы обучения 36 часов) и состоит из:

- работы студентов с лекционными материалами, поиска и анализа литературных данных и электронных источников информации по заданной теме;
- оформления лабораторных работ;
- выполнения заданий для самостоятельной работы в ЭИОС СОГУ;
- изучения теоретического материала для подготовки к практическим и лабораторным занятиям;
- решения расчетных задач;
- выполнения химических упражнений по теме занятия;
- работы с тестами и вопросами для самопроверки;

- подготовки к рубежным аттестациям и экзамену.

Темы и формы внеаудиторной самостоятельной работы, ее трудоёмкость содержатся в разделе 5, табл. 5.1.

Самостоятельная работа студентов должна соответствовать более глубокому усвоению изучаемого курса, формировать навыки исследовательской работы и ориентировать студентов на умение применять теоретические знания на практике.

Самостоятельная работа должна носить систематический характер, быть интересной и привлекательной для студента.

Результаты самостоятельной работы контролируются преподавателем и учитываются при аттестации студента (экзамен). При этом проводятся: тестирование, экспресс-опрос на практических занятиях, заслушивание докладов, проверка письменных работ и т.д. Для подготовки к занятиям студенты пользуются учебниками и учебными пособиями, указанными в списке рекомендованной литературы, а также интернет-источниками. Все методические материалы представлены в системе дистанционного обучения СОГУ на платформе Moodle (http://dist-edu.nosu; http://lms.nosu.ru).

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 27^0С 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 0^0С и давлении 5000 кПа.
6. Вычислить объем 1 кг углекислого газа при температуре -9°С 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 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.
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 $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ 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 $FeSO_4 \cdot 5H_2O$. 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:
   $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$
6. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
   $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CO_2$
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:
   $Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeS$
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:

$Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu$

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. $(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$, $[Cr(NH_3)_2(H_2O)_2Br_2]Br$, $K_2[HgCl_4]$, $[Co(NH_3)_3(H_2O)_2(CN)]Br_2$, $Ba[Cr(NH_3)_2(SCN)_4]_2$, $[Cu(NH_3)_2(H_2O)_2]Br_2$, $Ca[ZrF_6]$, $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$

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 бромогидроксотетраамминхрома (III), тетрагидроксоаурат (III) калия, нитрат дихлоротетраамминхрома (III), гексанитроредат (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. $Fe_3(PO_4)_2$, $KClO_3$, $Na_2B_4O_7$, $Pb(NO_2)_2$, $K_2Cr_2O_7$.
2. NH_4Cl , $NaMnO_7$, $Ca(NO_3)_2$, $FePO_4$, $Bi_2(SO_4)_3$.
3. $(NH_4)_2CO_3$, H_2O_2 , CaH_2 , $Na_2S_2O_3$, K_2CrO_4 .
4. $HClO_4$, $NaIO_3$, Na_2SiO_3 , $Al(NO_3)_3$, $Mg_2P_2O_7$.
5. KIO_3 , Mn_2O_7 , $Na_2S_2O_3$, $Cr(NO_3)_3$, $K_4P_2O_7$.

Подбор коэффициентов в ОВР методом полуреакций

1. $Cl_2 + Br_2 + KOH \rightarrow KCl + KBrO_3 + H_2O$

   $KMnO_4 + NO + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + NO_2 + K_2SO_4 + H_2O$

2. $Cr_2O_3 + NaNO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + NaNO_2 + H_2O$

   $KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O.$

3. $S + KOH \rightarrow K_2SO_3 + K_2S + H_2O$

   $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

4. $Ca + HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + N_2O + H_2O$

   $KMnO_4 + NaI + KOH \rightarrow I_2 + K_2MnO_4 + NaOH$

5. $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4OH + H_2O$

   $KMnO_4 + KNO_2 + KOH \rightarrow KNO_3 + K_2MnO_4 + H_2O$

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 б.
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 – 2 б.

   Максимальное количество баллов – 4.

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

Текущий контроль знаний проводится путем оценки выполнения заданий к практическим и лабораторным занятиям, а также устных ответов, решения задач, выполнения химических упражнений, проверки оформления лабораторных работ.

8.1. Методика формирования результирующей оценки

Минимальное количество баллов, которое студент может набрать в ходе изучения курса для получения экзамена, – 56; максимальное – 100. Баллы складываются из следующих показателей: за регулярные выступления и работу на лабораторных и практических занятиях, решение задач и выполнение самостоятельной работы – до 25 баллов за каждый рубеж; за тестирование – до 25 баллов на каждой рубежной контрольной, до 50 баллов на устном ответе.

БАЛЛЬНАЯ СТРУКТУРА ОЦЕНКИ

Форма контроля	Мин. кол-во баллов	Макс. кол-во баллов
Текущая оценка студента в течение 1-8 недели состоит из:	**0**	**25**
• ***Работы на лекциях***	**0**	**4**
• ***Выполнения заданий на лабораторных занятиях***	**0**	**7**

• ***Выполнения домашних заданий*** • ***Самостоятельных работ***	**0** **0**	**8** **6**
1-я рубежная аттестация	**0**	**25**
Текущая оценка студента в течение 9-17 недели состоит из: • ***Работы на лекциях*** • ***Выполнения заданий на лабораторных занятиях*** • ***Выполнения домашних заданий*** • ***Самостоятельных работ***	**0** **0** **0** **0** **0**	**25** **4** **7** **8** **6**
2-я рубежная аттестация	**0**	**25**
Итого	**0**	**100**

Паспорт

фонда оценочных средств по дисциплине

«Химия»

№	Контролируемые темы (разделы) дисциплины	Код контролируемой компетенции	Наименование оценочного средства
1.	Тема 1. **Основные законы и понятия химии**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
2.	Тема 2. **Эквивалент вещества**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
3.	Тема 3. **Строение атома**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
4.	Тема 4. **Квантовые числа и электронные структуры атомов**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
5.	Тема 5. **Периодический закон и электронная структура атомов**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
6.	Тема 6. **Химическая связь и строение молекул**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
7.	Тема 7. **Комплексные соединения**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
8.	Тема 8. **Основы химической термодинамики**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
9.	Тема 9. **Скорость химической реакции**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
10.	Тема 10. **Химическое равновесие и его смещение**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
11.	Тема 11. **Общая характеристика и свойства растворов**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э

12.	Тема 12. **Растворы электролитов**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
13.	Тема 13. **Произведение растворимости. Диссоциация воды. pH раствора.**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
14.	Тема 14. **Электродные потенциалы. Гальванический элемент.**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
15.	Тема 15. **Окислительно-восстановительные реакции.**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
16.	Тема 16. **Общая характеристика s-, p- и d-элементов**	ОПК-1, ПК-8	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э

Форма оценочного средства: проверка конспектов К, устный опрос УО, собеседование Сб; решение задач РЗ, выполнение упражнений ВУ, тестирование компьютерное ТК; экзамен Э.

8.2. Типовые задания оценочных средств

8.2.1. Лабораторные и практические занятия

Критерии формирования оценок

Лабораторные и практические занятия призваны научить студента самостоятельно работать с учебными текстами, интернет-ресурсами, анализировать материал, самостоятельно делать выводы.

Целью лабораторных и практических занятий для студентов, приступающих к изучению курса, является:

1) знакомство с базовыми понятиями курса;
2) приобретение навыков анализа полученной на лекциях и самостоятельно найденной информации;
3) выработка умения самостоятельно и критически подходить к изучаемому материалу;
4) формирование навыков устного выступления и участия в дискуссиях;
5) формирование навыков решения задач и выполнения упражнений;
6) формирование навыков работы с химической посудой и реактивами;
7) формирование навыков работы с физико-химическими приборами и установками;
8) формирование навыков обработки результатов эксперимента и формулирования практических выводов.

8.2.2. Типовые задания для лабораторных и практических занятий

ТЕМА №1: ТБ и правила работы в химической лаборатории. Посуда, оборудование, реактивы

(лабораторно-практическое занятие, 2 часа)

Цель занятия:

Ознакомиться с правилами техники безопасности и работы в химической лаборатории.

Ознакомиться с химической посудой, приборами и реактивами, используемыми в лабораторном практикуме.

Для изучения дисциплины необходимо определить исходный уровень теоретических знаний студентов и их практические навыки – умение решать задачи и составлять уравнения реакций. Пример задания:

1. Вычислите массу соли, полученной при сливании раствора, содержащего 1 г КОН, с раствором, содержащим 1 г азотной кислоты. Какая среда будет в растворе после реакции?
2. Осуществите превращения:
   $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow N_2O$
3. Напишите возможные уравнения реакций между следующими веществами: хлорид алюминия, нитрат серебра, гидроксид натрия, серная кислота, бромид калия.
4. Используя метод электронного баланса, подберите коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции:
   $KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O$

ТЕМА № 2: Основные классы химических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли

(лабораторное занятие, 2 часа)

Цель занятия:
Рассмотреть классификацию, способы получения и химические свойства основных классов неорганических соединений. Выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради для лабораторно-практических работ.
Лаб. работа №1. Основные классы химических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли.

Вопросы для обсуждения:

1. Современная номенклатура неорганических соединений.
2. Оксиды: классификация, получение, физические и химические свойства.
3. Кислоты: классификация, получение, физические и химические свойства.
4. Основания: классификация, получение, физические и химические свойства.
5. Соли: классификация, физические и химические свойства, 10 способов получения солей.

Выполнить упражнения:

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. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
   $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CO_2$
   $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$
   $Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeS$
   $Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu$

ТЕМА № 3: Растворы. Способы выражения концентрации растворов

(лабораторное занятие, 2 часа)

Цель занятия:

Рассмотреть способы выражения концентрации растворов, выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради.

Лаб. работа №2. Растворы. Приготовление растворов заданной концентрации.

Вопросы для обсуждения:

1. Массовая доля растворенного вещества в растворе.
2. Молярная концентрация.
3. Молярная концентрация эквивалента вещества или нормальная концентрация.
4. Моляльная концентрация.
5. Мольная доля растворенного вещества и растворителя.
6. Титр раствора.
7. Объемная доля растворенного вещества в растворе.

Решить задачи:

1. Вычислить массу кристаллогидрата $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ 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.

ТЕМА № 4: Растворы электролитов. Реакции ионного обмена

(лабораторное занятие, 2 часа)

Цель занятия:

Рассмотреть теорию электролитической диссоциации реакции ионного обмена, составить уравнения реакций в ионной и молекулярной форме, выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради.

Лаб. работа №3. Электролитическая диссоциация в растворах электролитов. Кондуктометрия. Реакции ионного обмена.

Вопросы для обсуждения:

1. Электролиты и неэлектролиты.
2. Основы теории электролитической диссоциации Аррениуса.
3. Механизм процессов диссоциации молекул электролитов.
4. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева.
5. Ион гидроксония.
6. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах.
7. Степень диссоциации.
8. Сильные и слабые электролиты.
9. Реакции ионного обмена.

Выполнить упражнения:

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.

Решить задачи:

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?

ТЕМА № 5: Комплексные соединения

(лабораторное занятие, 2 часа)

Цель занятия:

Рассмотреть современную теорию строения комплексных соединений, типы и номенклатуру КС, диссоциацию КС в водных растворах, выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради.

Лаб. работа №4. Комплексные соединения, получение и свойства.

Вопросы для обсуждения:

1. Современное содержание понятия «комплексные соединения» (КС).
2. Теория строения комплексных соединений Вернера.
3. Дентатность лигандов и координационное число комплексообразователя.
4. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию.
5. Основные типы комплексных соединений.
6. Номенклатура комплексных соединений. Примеры.
7. Диссоциация КС в растворах. Константы образования и нестойкости комплексов.
8. Природа химической связи в КС. Метод ВС при описании природы химической связи в КС.

Выполнить упражнения:

1. Назвать данные 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 комплексного иона.

$K[AuBr_4]$, $[Cr(NH_3)_4(H_2O)_2]Br_3$, $Ba[Cu(CN)_3(SCN)]$, $Cu_2[Fe(CN)_6]$

2. Составить формулы следующих соединений:

гексацианоферрат (II) калия,
сульфат дихлоротетраамминхрома (III),
нитрат динитрохлоротриамминплатины (IV),
гексахлорородат (III) аммония,

ТЕМА № 6: Химическое равновесие

(лабораторное занятие, 2 часа)

Цель занятия:
Изучить состояние химического равновесия и влияние параметров системы на смещение химического равновесия, выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради.
Лаб. работа №5. Химическое равновесие. Влияние концентрации веществ, участвующих в реакции, температуры и кислотности среды на смещение равновесия.

Вопросы для обсуждения:

1. $\Delta G^0_{реакции}$ как критерий самопроизвольных процессов в неизолированных системах.
2. Обратимые и необратимые химические реакции.
3. Состояние химического равновесия.
4. Константы равновесия и закон действующих масс.
5. Связь констант равновесия с термодинамическими функциями состояния системы.
6. Уравнение изотермы химической реакции.
7. Смещение химического равновесия: принцип Ле Шателье – Брауна. Влияние параметров системы на смещение равновесия.

Выполнить упражнения:
1. Напишите уравнения для констант равновесия K_p и K_c, для каждого из следующих обратимых процессов:
   $2\ NO_{2\ (г)} \leftrightarrow 2\ NO_{(г)} + O_{2\ (г)}$; $\Delta H^0 > 0$
   $H_{2\ (г)} + Br_{2\ (ж)} \leftrightarrow 2\ HBr_{(г)}$; $\Delta H^0 < 0$
   $H_{2\ (г)} + CuO_{(т)} \leftrightarrow H_2O_{(г)} + Cu_{(т)}$; $\Delta H^0 < 0$
   Как сместится равновесие при изменении параметров системы?
2. Предложите оптимальное изменение термодинамических параметров (температура, концентрация, давление) для увеличения выхода продуктов реакции:
   $2H_2S_{(г)} + 3\ O_{2\ (г)} \leftrightarrow 2\ SO_{2\ (г)} + 2H_2O_{(г)}$; $\Delta H^0 < 0$;
   $2\ NH_{3\ (г)} \leftrightarrow N_{2\ (г)} + 3\ Hl_{2\ (г)}$; $\Delta H^0 > 0$.

ТЕМА № 7: Реакции гидролиза солей. Определение величины pH в растворах солей

(лабораторное занятие, 2 часа)

Цель занятия:
Изучить реакции обратимого и необратимого гидролиза солей, составить уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной форме, выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради.
Лаб. работа №6. Гидролиз солей. Определение величины pH в растворах солей.

Вопросы для обсуждения:

1. Что называется гидролизом?
2. Приведите примеры солей, которые подвергаются гидролизу, и солей, которые не подвергаются гидролизу. Объясните эти процессы.
3. Почему раствор хлорида алюминия окрашивается в красный цвет при добавлении лакмуса?
4. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: Na_2SO_3, K_2CO_3, NaBr, $CoSO_4$, $LiNO_3$. Дать объяснение.
5. Какова реакция среды в растворах следующих солей: K_2S, Na_2SiO_3, KI, $ZnSO_4$, NaCN, $Al_2(SO_4)_3$. Дать объяснение.

6. Что происходит при сливании растворов сульфата железа (III) и карбоната калия, хлорида хрома (Ш) и сульфида калия, нитрата алюминия и сульфита натрия? Дать объяснение.
7. Почему цинк взаимодействует с раствором хлорида алюминия с выделением газа?
8. Почему алюминий взаимодействует с раствором фосфата натрия с выделением газа?

Выполнить упражнения:

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. Что произойдет при сливании растворов силиката натрия и сульфата алюминия? Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

ТЕМА № 8: Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы.

(лабораторное занятие, 2 часа)

Цель занятия:

Рассмотреть понятия «степень окисления», «ОВР», важнейшие окислители и восстановители, классификацию ОВР и метод ионно-электронного баланса при расстановке коэффициентов в ОВР. Ознакомиться с методикой потенциометрического измерения pH среды, выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради.

Лаб. работа №7. Окислительно-восстановительные реакции. Метод полуреакций.

Вопросы для обсуждения:

1. Степень окисления и окислительно-восстановительные реакции.
2. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от их положения в Периодической системе элементов и степени окисления элементов в соединениях.
3. Важнейшие окислители и восстановители.
4. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
5. Электродные потенциалы.
6. Гальванический элемент и его электродвижущая сила.
7. Стандартный водородный электрод и его применение.
8. Стандартный электродный потенциал металла.
9. Электрохимический ряд напряжений элементов.
10. Уравнение Нернста для электродного потенциала металла и для потенциала окислительно-восстановительного электрода.
11. Определение направления протекания ОВР по разности окислительно-восстановительных потенциалов.
12. Влияние среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов
13. на примере перманганата калия и дихромата калия.

Выполнить упражнения:

1. Определить степень окисления элементов в следующих соединениях:

$Fe_3(PO_4)_2$, $KClO_3$, $Na_2B_4O_7$, $Pb(NO_2)_2$, $K_2Cr_2O_7$, NH_4Cl , $NaMnO_7$, $Ca(NO_3)_2$, $FePO_4$,

$Bi_2(SO_4)_3$.

2. Методом полуреакций подобрать коэффициенты в следующих ОВР:

$Cl_2 + Br_2 + KOH \rightarrow KCl + KBrO_3 + H_2O$
$KMnO_4 + NO + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + NO_2 + K_2SO_4 + H_2O$
$Cr_2O_3 + NaNO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + NaNO_2 + H_2O$
$S + KOH \rightarrow K_2SO_3 + K_2S + H_2O$

8.3. Рубежный контроль знаний

ЗАДАНИЯ
к проведению 1-ой рубежной аттестации

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Основные законы химии: законы сохранения массы веществ, постоянства состава, эквивалентов, объемных отношений, Авогадро. Газовые законы. Уравнение Менделеева-Клапейрона.
2. Атомно-молекулярное учение. Элемент, простое вещество, сложное вещество. Аллотропия. Атомные и молекулярные массы. Количество вещества. Молярная масса.
3. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента вещества. Закон эквивалентов.
4. Охарактеризуйте методы определения эквивалента сложных и простых веществ.
5. Строение атома. Открытия, свидетельствующие о сложном строении атома. Ядерная модель атома Резерфорда. Элементарные частицы.
6. Квантовая теория света. Строение электронной оболочки атома по Бору. Основные представления квантовой механики. Волновая функция.
7. Квантовые числа.
8. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.
9. Электронная структура атомов и периодическая система элементов. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского.
10. Развитие представлений о строении молекул и химической связи между атомами в молекуле. Теория химического строения Бутлерова. Структурные формулы.
11. Что такое химическая связь, какими параметрами она характеризуется?
12. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Неполярная и полярная ковалентная связь.
13. Способы образования ковалентной связи. Направленность ковалентной связи. Сигма-, пи- и дельта-связь. Гибридизация атомных электронных орбиталей и строение молекул.
14. Ионная связь. Водородная связь. Металлическая связь.
15. Оксиды, их классификация, методы получения, химические свойства.
16. Основания, их классификация, методы получения, химические свойства.
17. Кислоты, их классификация, методы получения, химические свойства.
18. Соли, их классификация, методы получения, химические свойства.
19. Приведите примеры средних, кислых, основных солей. Назовите условия их получения.
20. Какие оксиды называют основными, кислотными? Какие оксиды называют амфотерными? Приведите примеры амфотерных оксидов. Укажите классификацию оксидов, подтвердите примерами каждый вид оксида.
21. Охарактеризуйте понятия «энергия ионизации», «сродство к электрону», «электроотрицательность». Как меняются эти свойства элементов в группах и периодах в периодической системе?
22. Опишите свойства ковалентной связи, ее виды. Приведите примеры веществ с различными видами ковалентной связи.
23. Чем отличаются по строению и свойствам атом меди от иона меди Cu^{2+}. Напишите их электронные формулы.

24. Какие характеристики имеют элементы с точки зрения их положения в периодической системе?
25. Чем отличаются абсолютная и относительная плотности газов? Напишите формулы, по которым они определяются. Как определить молярную массу вещества по его плотности по водороду, по воздуху?
26. Как изменяются свойства элементов в группах и периодах периодической системы?
27. Как изменяются свойства простых веществ в группах и периодах периодической системы?
28. Чем отличаются свойства типичных металлов?
29. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента вещества (нормальная концентрация).
30. Теория электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена.

ПРАКТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Вычислите в 10 г $Ca(OH)_2$:
   - отношение масс элементов;
   - количество вещества $Ca(OH)_2$;
   - число молекул;
   - массовую долю каждого элемента.
2. 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.
3. Вычислить массу сульфата цинка, содержащегося в 150 мл 0,05 М раствора.
4. Вычислить массу гидроксида бария, содержащегося в 80 мл 0,2 н. раствора.
5. При 17^0С некоторое количество газа занимает объем 580 мл. какой объем займет это количество газа при 100^0С, если давление его останется неизмененным?
6. Вычислите в 5 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$:
   - количество масс воды и безводной соли;
   - массовые доли $CuSO_4$ и H_2O;
   - количество моль $CuSO_4$;
   - количество молекул в данной массе $CuSO_4$ вещества.
7. 10 г сплава меди с алюминием обработали избытком гидроксида калия. При этом выделилось 5,6 л водорода. Каковы массовые доли компонентов в сплаве?
8. Количество вещества метана равно 10 моль. Определить массу метана; массовые соотношения углерода и водорода; массовые доли элементов; количество молекул; объем, занимаемый данным веществом.
9. Вывести истинную формулу газа, содержащего 92,3 % С и 7,7% Н, если относительная плотность по водороду равна 13.
10. Какая масса карбоната кальция потребуется для получения 5 л газа, измеренного при температуре 20^0С и давлении 92 кПа?
11. При растворении 50 г смеси сульфата и карбоната натрия в соляной кислоте выделилось 2,24 л газа, а при добавлении к оставшемуся раствору $BaCL_2$ выпало 4,1 г осадка. Определите массовые доли солей в смеси.
12. Какой объем при н.у. занимает углекислый газ массой 4,4 г? Сколько молекул содержится в данной массе газа? Каковы массовые доли углерода и кислорода? Какому количеству вещества соответствует данная масса газа?
13. При взаимодействии 1,04 г металла с раствором кислоты выделилось 0,672 л H_2. Определите металл, зная, что его валентность равна трем.
14. Написать все возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме (но не менее трех), с помощью которых можно получить иодид калия.

15. Написать возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между следующими веществами: хлорид кальция, нитрат серебра, сульфат меди, гидроксид калия, иодид калия.
16. Написать все возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме (но не менее трех), с помощью которых можно получить хлорид магния.
17. Написать возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между следующими веществами: хлорид железа (III), нитрат серебра, гидроксид лития, серная кислота, бромид калия.
18. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$$

19. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CO_2$$

20. Написать возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между следующими веществами: хлорид алюминия, нитрат серебра, карбонат натрия, серная кислота, бромид калия.
21. Написать все возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме (но не менее трех), с помощью которых можно получить сульфат алюминия.
22. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeS$$

23. Написать все возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме (но не менее трех), с помощью которых можно получить хлорид железа (III).
24. Написать возможные уравнения реакций в молекулярной и ионной форме между следующими веществами: хлорид бария, нитрат свинца (II), сульфат натрия, гидроксид калия, иодид калия.
25. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu$$

26. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме следующих превращений;

$$Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow ZnCI_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO$$

27. Приведите примеры оксидов, оснований, солей, образованные металлами Zn, Ba, Al.
28. Приведите примеры оксидов и кислот, образованных неметаллами C, P, Cl, B.
29. Как практическим путем доказать амфотерность Al и его соединений? Напишите уравнения
реакций взаимодействия их с кислотами и щелочами.
30. Назовите следующие соли: Na_2HPO_4, $(CuOH)Cl$, $KCr(SO_4)_2$.
31. Напишите уравнения реакций их получения в молекулярной и ионной форме.
32. Составить электронные формулы атомов кальция, кадмия и селена. Изобразить распределение электронов по орбиталям.
33. Составить электронные формулы атомов магния, фосфора и палладия. Изобразить распределение электронов по орбиталям.
34. Составить электронные формулы атомов натрия, технеция и криптона. Изобразить распределение электронов по орбиталям.
35. Составить электронные формулы частиц S^o, S^{2-}, S^{6+}.

ЗАДАНИЯ
к проведению 2-ой рубежной аттестации

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Основные понятия химической термодинамики: термодинамическая система, параметры, процессы.
2. Термодинамические функции состояния: внутренняя энергия вещества и энтальпия. Первое начало термодинамики. Тепловой эффект реакции при постоянном давлении и при постоянном объеме.
3. Тепловые эффекты химической реакции, теплота образования соединения. Закон Гесса и следствия из него.
4. Энтропия и термодинамическая вероятность системы. Второе и третье начала термодинамики. Расчет энтропии химической реакции. Критерий самопроизвольного протекания реакций в изолированных системах.
5. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Стандартное состояние вещества. Критерий самопроизвольного протекания реакций в неизолированных системах.
6. Необратимые и обратимые реакции. Константа равновесия.
7. Смещение химического равновесия: принцип Ле Шателье.
8. Скорость химической реакции (гомогенной и гетерогенной). Закон действующих масс для скорости химической реакции.
9. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ и температуры. Энергия активации реакции. Механизм протекания реакций.
10. Катализ и каталитические реакции.
11. Комплексные соединения. Координационная теория Вернера: комплексообразователь, лиганды и их дентатность, координационное число, внешняя и внутренняя сферы комплексов.
12. Типы и номенклатура комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости.
13. Дисперсные системы, их классификация. Степень дисперсности. Коллоидные растворы.
14. Истинные растворы. Процесс растворения. Растворимость. Коллигативные свойства идеальных растворов.
15. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса.
16. Реакции обратимого и необратимого гидролиза солей.
17. Константа диссоциации слабых электролитов. Диссоциация воды и pH растворов.
18. Равновесие в гетерогенных системах. Произведение растворимости. Условие выпадения осадка.
19. Степень окисления элемента. Окислительно-восстановительные реакции.Типы окислительно-восстановительных реакций. Примеры.
20. Влияние реакции среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций при составлении уравнений ОВР. Примеры.
21. Равновесие на границе металл-раствор. Электродный потенциал. Гальванический элемент. Электродвижущая сила.
22. Водородный электрод. Стандартный электродный потенциал. Электрохимический ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста.

ПРАКТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ

1. Решение задач по теме «Протекание химических реакций в растворах»
2. Химическое упражнение по теме «Комплексные соединения »
3. Химическое упражнение по теме «Гидролиз солей»
4. Методом полуреакций подберите коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях.

Примеры тестовых заданий для контроля знаний, подготовки к рубежным аттестациям

Выберите один правильный ответ

1. Молекула какого из веществ имеет наибольшую массу?
1) оксид углерода (IV);
2) оксид азота (I);
3) оксид серы (IV);
4) селеноводород.

2. Приведите по два примера: а) средних, б) кислых, в) основных солей:
1) а) Na_2SO_4, K_2CO_3; б) NaH_2PO_4, $Ba(HS)_2$; в) $[Cu(OH)]_2CO_3$, $Al(OH)_2Cl$;
2) а) $FeSO_4$, $Ca_3(PO_4)_2$; б) K_2SiO_3, $NaHSO_3$; в) $Co(OH)Cl$, $Fe(OH)Br_2$;
3) а) $LiClO_4$, $Ba(NO_3)_2$; б) $KHCO_3$, $CaSO_4$; в) $Na[Al(OH)_4]$, $Zn(OH)NO_3$;
4) а) KCl, $AgNO_3$; б) $KHCO_3$, NH_4Cl; в) $[Fe(OH)]_2SO_3$, $Cr(OH)SO_4$.

3. Какое явление свидетельствует о том, что атом имеет сложное строение?
1) электропроводность;
2) радиоактивность;
3) свойства идеальных газов;
4) диффузия.

4. В порядке возрастания атомного радиуса химические элементы расположены в ряду:
1) Be, B, C, N;
2) Rb, K, Na, Li;
3) O, S, Se, Te ;
4) Mg, Al, Si, P.

5. Молярная масса эквивалента сульфата железа (II) равна:
1) 50,7;
2) 76,0;
3) 152;
4) 304.

6. В каких единицах измеряется физическая величина – количество вещества?
1) грамм;
2) г/моль;
3) моль;
4) моль/г.

7. Гидроксокарбонат меди (II) представляет собой:
1) нерастворимое в воде основание;
2) кислую соль;
3) основную соль;
4) нерастворимую в воде среднюю соль.

8. Число неспаренных электронов в атоме мышьяка в невозбужденном состоянии:
1) 1;
2) 2;
3) 3;
4) 4.

9. В ряду элементов Cs → Rb → K → Na → Li увеличивается:
1) атомный номер;
2) атомный радиус;
3) число валентных электронов;
4) электроотрицательность.

10. Определите фактор эквивалентности хлора в его высшем оксиде:
1) 1;

2) 1/3;
3) 1/5;
4) 1/7.

11. Не прибегая к расчетам, определите, в каком соединении массовая доля железа больше:
1) Fe_2O_3;
2) FeO;
3) Fe_3O_4;
4) FeO_3.

12. Тетрагидроксоалюминат натрия представляет собой:
1) нерастворимое в воде основание;
2) кислую соль;
3) четырехосновную кислоту;
4) растворимую в воде комплексную соль.

13. Чем отличаются атомы двух изотопов одного и того же элемента?
1) числом нейтронов;
2) зарядом ядра;
3) числом электронов;
4) ничем.

14. В ряду элементов: азот → кислород → фтор увеличивается:
1) атомный радиус;
2) число неспаренных электронов в атоме;
3) число s-электронов в атоме;
4) электроотрицательность.

15. В одной подгруппе периодической системы Д.И. Менделеева расположены:
1) цинк, кадмий, ртуть;
2) цинк, галлий, германий;
3) кальций, цинк, кадмий;
4) медь, цинк, галлий.

16. Количество вещества сульфата алюминия массой 17,1 г равно:
1) 0,01 моль;
2) 0,05 моль;
3) 0,1 моль;
4) 0,5 моль.

17. Для качественного обнаружения кислот и щелочей используют индикаторы *лакмус* и *метиловый оранжевый*. Какую окраску имеют эти индикаторы: а) в кислой, б) в щелочной среде?
1) а) лакмус – красный, метилоранж – красный; б) лакмус – синий, метилоранж – желтый;
2) а) лакмус – красный, метилоранж – синий; б) лакмус – желтый, метилоранж – красный;
3) а) лакмус – синий, метилоранж – желтый; б) лакмус – красный, метилоранж – желтый;
4) а) лакмус – синий, метилоранж – красный; б) лакмус – красный, метилоранж – красный.

18. На третьем энергетическом уровне имеется по 8 электронов у каждой из частиц:
1) Na^+ и Ar;
2) S^{2-} и Ar;
3) F^- и Ne;
4) Mg^+ и S.

19. Какое квантовое число характеризует размер электронного облака?
1) n;
2) l;
3) m;
4) s.

20. Наиболее выражены металлические свойства у:
1) натрия;

2) магния;
3) рубидия;
4) кальция.

21. Какой тип химической связи в молекуле водорода?
1) водородная;
2) ковалентная полярная;
3) донорно-акцепторная;
4) ковалентная неполярная.

22. Сколько электронов участвуют в образовании химических связей в молекуле аммиака?
1) 8;
2) 6;
3) 10;
4) 2.

23. Выберите пару молекул, все связи в которых – ковалентные:
1) хлорид натрия и хлороводородная кислота;
2) бром и хлорид бария;
3) хлорид аммония и вода;
4) оксид серы (IV) и азот.

24. Химическая связь в бромиде калия:
1) ковалентная полярная;
2) ковалентная неполярная;
3) ионная;
4) металлическая.

25. Запись «0,5 М раствор K_2CO_3» означает, что:
1) в 100 г раствора содержится 0,5 г K_2CO_3;
2) в 1 л раствора содержится 0,5 моль K_2CO_3;
3) в 1 л раствора содержится 1 моль K_2CO_3;
4) в 100 мл раствора содержится 0,5 г K_2CO_3.

26. В 5 л 2 М раствора содержится растворенного вещества:
1) 10 моль;
2) 5 моль;
3) 2 моль;
4) 4 моль.

27. Молярная концентрация эквивалента вещества – это количество моль эквивалентов растворенного вещества в:
1) 100 г раствора;
2) 1 л растворителя;
3) 1 л раствора;
4) 1 кг растворителя.

28. Титр показывает, сколько:
1) граммов вещества содержится в 1 л раствора;
2) граммов вещества содержится в 1 мл раствора;
3) граммов вещества содержится в 1 кг растворителя;
4) моль вещества содержится в 1 л раствора.

29. Электролиты – это вещества, которые:
1) проводят электрический ток;
2) растворимы в воде;
3) не растворимы в органических растворителях;
4) диссоциируют в растворе или в расплаве на ионы.

30. Степень диссоциации – это:
1) отношение количества растворенного вещества к общему количеству веществ в растворе;

2) отрицательный логарифм концентрации катионов в растворе;
3) отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул растворенного вещества;
4) число гидратированных молекул электролита.

31. Определите, какие реакции невозможно осуществить:
1) $2KNO_3 + CuSO_4 = Cu(NO_3)_2 + K_2SO_4$;
2) HC1 + NaOH = NaCl + H_2O;
3) $Na_2S + ZnCl_2 = ZnS + 2NaCl$;
4) $Ca(NO_3)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3 + 2NaNO_3$.

32. Краткое ионное уравнение $Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS\downarrow$ соответствует реакции между:
1) $Cu(OH)_2$ и H_2S;
2) $CuCl_2$ и Na_2S;
3) $Cu_3(PO_4)_2$ и Na_2S;
4) $CuCl_2$ и H_2S.

33. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей центрального иона в комплексном соединении $[Ni(NH_3)_6]Br_2$:
1) sp^3;
2) sp;
3) dsp^2;
4) d^2sp^3.

34. Комплексообразователь – это:
1) ион, занимающий центральное место, являющийся акцептором электронных пар;
2) отрицательно-заряженный ион, являющийся донором электронных пар;
3) только d-элементы, доноры электронных пар;
4) только p-элементы, акцепторы электронных пар.

35. Дентатность – это:
1) число связей между комплексообразователем и лигандами;
2) число электронодонорных атомов в лиганде;
3) число электронодонорных атомов в комплексообразователе;
4) число электроноакцепторных атомов в комплексообразователе.

36. Чему равна степень окисления иона-комплексообразователя в молекуле $K_2[PtCl_6]$?
1) +3;
2) +4;
3) +2;
4) +6.

37. Выберите правильное название комплексному соединению $[Co(NH_3)_3(H_2O)_2(CN)]Br_2$:
1) дибромоцианодиакватриамминкобальта (III);
2) бромид цианодиакватриамминкобальта (III);
3) бромид цианодиакватриамминкобальта (II);
4) цианодиакватриамминкобальтат (III) брома.

38. Определите геометрию комплекса $Na_4[FeBr_6]$:
1) тетраэдр;
2) октаэдр;
3) квадрат;
4) линейная.

39. Как можно разрушить комплекс $[Ag(NH_3)_2]Cl$:
а) добавить HNO_3; б) добавить NaOH; в) добавить NaCl; г) добавить KI.
1) а,г;
2) а,б;
3) б,в;

4) в,г.

40. Гемоглобин – это:

1) сложный белок, содержащий хелатный макроцикл гем с Fe^{2+};
2) кислый белок, содержащий небелковую часть – гем с Fe^{3+};
3) транспортная форма кислорода, содержащая атом железа в нейтральном состоянии;
4) резервная форма кислорода, содержащая атом железа в степени окисления +2.

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

1) второй закон термодинамики;
2) закон Гесса;
3) первый закон термодинамики;
4) закон Вант-Гоффа.

42. Стандартные условия в термодинамике – это

1) давление 1 атм и температура 0^0С;
2) давление 101,3 кПа и температура 298 К;
3) давление 1 атм и температура 273 К;
4) давление 101,3 кПа и температура 0^0С.

43. Какие процессы называют экзотермическими?

1) для которых ΔH отрицательно;
2) для которых ΔG отрицательно;
3) для которых ΔH положительно;
4) для которых ΔS положительно.

44. Изолированной системой называют такую систему, которая

1) не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией;
2) обменивается с окружающей средой и веществом, и энергией;
3) обменивается с окружающей средой энергией, но не обменивается веществом;
4) обменивается с окружающей средой веществом, но не обменивается энергией.

45. Критерием самопроизвольных и равновесных процессов в неизолированных системах в условиях постоянства T и p является

1) энтальпия процесса;
2) внутренняя энергия;
3) энтропия процесса;
4) энергия Гиббса.

46. Термодинамическая вероятность системы W – это

1) число микросостояний системы, при помощи которых реализуется данное макросостояние;
2) число макросостояний системы, при помощи которых реализуется данное микросостояние;
3) число частиц системы, участвующих в передаче энергии;
4) общее число всех частиц системы.

47. В каком соотношении находятся энтропии трех агрегатных состояний одного вещества: газа, жидкости, твердого тела

1) S (г) > S (ж) > S (т);
2) S (т) > S (ж) > S (г);
3) S (ж) > S (г) > S (т);
4) агрегатное состояние не влияет на значение энтропии.

48. Константу равновесия реакции K_p можно вычислить из уравнения

1) $\Delta G^0 = -RT \ln K_p$;
2) $\Delta H^0 = -RT \ln K_p$;
3) $\Delta G^0 = RT \ln K_p$;
4) $\Delta U^0 = RT \ln K_p$.

49. Идеальные растворы – это

1) системы, образующие в результате самопроизвольного распределения растворенного вещества в растворителе;
2) системы, в процессе образования которых отсутствуют тепловые и объемные эффекты;
3) системы, в процессе образования которых выделяется или поглощается теплота;
4) системы, в процессе образования которых выделяется или поглощается теплота и изменяется объем.

50. Уравнение Вант-Гоффа для расчета осмотического давления растворов электролитов
1) $\pi = c \cdot RT$;
2) $\pi = i \cdot c \cdot RT$;
3) $\pi = i \cdot \omega \cdot RT$;
4) $\pi = E \cdot c_m$.

51. Не подвергается гидролизу
1) ацетат алюминия;
2) фосфат натрия;
3) хлорид железа (III);
4) иодид калия.

52. При сливании водных растворов хлорида алюминия и карбоната натрия
1) образуется осадок и выделяется газ;
2) образуется осадок, но газ не выделяется;
3) выделяется газ, но осадок не образуется;
4) не происходит никаких видимых изменений.

53. Величиной, характеризующей диссоциацию и не зависящей от концентрации раствора, является
1) константа гидролиза;
2) ионное произведение воды;
3) отношение количества растворенного электролита к общей массе раствора;
4) константа диссоциации.

54. Кислотность (основность) растворов принято выражать через водородный показатель (pH), рассчитываемый по формуле
1) $pH = \lg [H^+]$;
2) $pH = -\lg [H^+]$;
3) $pH = -\lg [OH^-]$;
4) $pH = -\ln [OH^-]$.

55. Согласно протолитической теории кислота – это:
1) донор гидроксид-ионов;
2) акцептор протонов;
3) донор протонов;
4) акцептор гидроксид-ионов.

56. Степень диссоциации CH_3COOH меньше в растворе:
1) 0,1 М;
2) 0,01 М;
3) 0,001 М;
4) 0,0001 М.

57. Окислитель – это атом, молекула или ион, который
1) увеличивает свою степень окисления;
2) принимает электроны;
3) окисляется;
4) отдает свои электроны.

58. Перманганат калия в щелочной среде восстанавливается до
1) манганат-иона;
2) оксида марганца (II);
3) оксида марганца (IV);

4) катиона Mn^{2+}.

59. Степень окисления хлора в $KClO_3$ равна:
1) +1;
2) +3;
3) +5;
4) +7.

60. Указать вещество, которое является сильным восстановителем:
1) Na_2S;
2) Na_2SO_4;
3) NaOH;
4) NaCl.

8.4. Вопросы к экзамену по дисциплине «Химия»

1. Основные понятия и законы общей и неорганической химии. Атомно-молекулярное учение. Законы сохранения массы веществ, постоянства состава, кратных отношений. Элемент, простые и сложные вещества, явление аллотропии. Относительная атомная масса элемента. Моль и молярная масса. Число Авогадро.
2. Газовые законы. Молярный объем газа. Нормальные условия. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Относительная плотность газов. Объемная доля.
3. Эквивалент, фактор эквивалентности, количество вещества эквивалента, молярная масса эквивалента и ее расчет, закон эквивалентов.
4. Строение атома. Открытия, свидетельствующие о сложном строении атома. Ядерная модель атома Резерфорда.
5. Квантовая теория света. Строение электронной оболочки атома по Бору. Основные представления квантовой механики. Волновая функция.
6. Квантовые числа.
7. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.
8. Размеры атомов и ионов. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Периодический характер изменения свойств атомов элементов и их соединений.
9. Электронная структура атомов и периодическая система элементов. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского.
10. Развитие представлений о строении молекул и химической связи между атомами в молекуле. Теория химического строения Бутлерова. Структурные формулы. Представления о химической связи Льюиса и Косселя.
11. Химическая связь и ее характеристики: энергия связи, длина, направленность и полярность.
12. Ковалентная связь. Экспериментальная кривая потенциальной энергии молекулы водорода. Метод валентных связей. Неполярная и полярная ковалентная связь.
13. Способы образования ковалентной связи. Направленность ковалентной связи. Сигма-, пи- и дельта-связь. Гибридизация атомных электронных орбиталей и строение молекул.
14. Метод молекулярных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали, их энергия и форма. Энергетические диаграммы молекул водорода и кислорода.
15. Ионная связь и ее свойства. Поляризуемость ионов и их поляризующая способность. Водородная связь. Металлическая связь.
16. Комплексные соединения. Координационная теория Вернера.
17. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Комплексные кислоты, основания, соли. Примеры. Биологическая роль комплексных соединений.
18. Диссоциация комплексных соединений в растворе. Первичная и вторичная диссоциации. Константа нестойкости. Примеры.

19. Основные понятия химической термодинамики: термодинамическая система, параметры, процессы. Теплота и работа. Поглощение и выделение энергии при химических превращениях.
20. Функция состояния системы. Внутренняя энергия и энтальпия. Стандартное состояние вещества. Теплота химической реакции при постоянном давлении и при постоянном объеме.
21. Термохимические уравнения. Тепловые эффекты химической реакции, теплота образования и теплота сгорания соединений. Закон Гесса и следствия из него.
22. Понятие об энтропии как мере неупорядоченности системы. Уравнение Больцмана. Абсолютная величина энтропии веществ и расчет ΔS реакции. Критерии протекания процессов в изолированной системе.
23. Процессы в неизолированных системах. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца как критерий самопроизвольного протекания процесса. Расчет ΔG реакции.
24. Обратимые и необратимые химические реакции и состояние химического равновесия. Закон действующих масс. Константы равновесия.
25. Связь констант равновесия с энергией Гиббса и энергией Гельмгольца. Произведение концентраций веществ, участвующих в реакции, при заданных условиях. Уравнение изотермы химической реакции и определение ее направления.
26. Смещение химического равновесия: принцип Ле Шателье – Брауна.
27. Скорость гомо- и гетерогенных реакций. Закон действия масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости. Многостадийные процессы.
28. Порядок и молекулярность реакций. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Представление о теории активных столкновений. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
29. Катализ. Понятие о механизме каталитических реакций.
30. Учение о растворах: основные определения (раствор, растворитель, растворенное вещество, растворимость), классификация растворов. Термодинамика процесса растворения.
31. Процесс растворения как физико-химическое явление. Теория сольватации Д.И. Менделеева. Тепловой эффект при растворении твердых веществ в жидком растворителе. Зависимость растворимости веществ от температуры.
32. Способы выражения концентрации растворов.
33. Растворы газов в жидкостях. Тепловой эффект растворения и зависимость растворимости газов от температуры. Законы Генри, Дальтона и Сеченова.
34. Растворы твердых веществ в жидкостях. Коллигативные свойства растворов: закон Рауля, повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов, осмос и осмотическое давление. Роль осмоса в биосистемах: лизис, плазмолиз, гемолиз, тургор.
35. Растворы электролитов. Теория электролитичской диссоциации Аррениуса. Степень диссоциации. Изотонический коэффициент. Коллигативные свойства растворов электролитов.
36. Сильные электролиты: ионная сила раствора, активность и коэффициент активности.
37. Слабые электролиты: степень и константа диссоциации, закон разбавления Оствальда.
38. Произведение растворимости и условие образования и растворения осадков.
39. Диссоциация воды. Водородный показатель. Расчет pH растворов сильных и слабых кислот и оснований.
40. Теории кислот и оснований Аррениуса, Бренстеда – Лоури, Льюиса. Константы кислотности и основности.
41. Гидролиз солей. Расчет константы, степени гидролиза и pH в растворах гидролизующихся солей.
42. Степень окисления и окислительно-восстановительные реакции. Электронная теория ОВР. Метод электронного баланса и метод полуреакций.

43. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в периодической системе и степени окисления элементов в соединениях.
44. Типы ОВР. Важнейшие окислители и восстановители. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций на примере перманганата калия.
45. Гальванический элемент и его электродвижущая сила.
46. Электродный потенциал. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений элементов. Уравнение Нернста.
47. Стандартное изменение энергии Гиббса и ее связь с электродными потенциалами. Определение направления протекания ОВР.
48. Оксиды: номенклатура, классификация, химические свойства и получение.
49. Основания: номенклатура, классификация, химические свойства и получение.
50. Кислоты: номенклатура, классификация, химические свойства и получение.
51. Соли: номенклатура, классификация, химические свойства и получение.
52. Общая характеристика s-элементов.
53. Общая характеристика p-элементов.
54. Общая характеристика d-элементов.

Образец билета к экзамену по дисциплине «Физическая и коллоидная химия»

Форма проведения экзамена - смешанная

Министерство науки и высшего образования РФ
Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова
Кафедра общей и неорганической химии.
Дисциплина «Химия»
Направление бакалавриата 03.03.02 Физика
1 курс, 1 семестр
ЭКЗАМЕН

БИЛЕТ № 1

1. Строение атома. Открытия, свидетельствующие о сложном строении атома. Ядерная модель атома Резерфорда.
2. Оксиды: номенклатура, классификация, получение, химические свойства.
3. 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.
4. $K\,[Al(H_2O)_2(OH)_4]$
   Назвать комплексное соединение, указать комплексообразователь и лиганды, координационное число и заряд комплексообразователя, внешнюю и внутреннюю сферы. Как протекает процесс диссоциации комплексного соединения в растворе? Написать выражение для константы нестойкости комплексного иона.

Зав. кафедрой общей и неорганической химии — Л.М. КУБАЛОВА

Доцент кафедры, к.х.н. — О.В. НЕЕЛОВА

8.5. Оценивание ответа студента на экзамене

Характеристика ответа	*Баллы*

Дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показана совокупность осознанных знаний об объекте, проявляющаяся в свободном оперировании понятиями, умении выделить существенные и несущественные его признаки, причинно-следственные связи. Знание об объекте демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ формулируется в терминах науки, изложен литературным языком, логичен, доказателен, демонстрирует авторскую позицию студента.	46-50
Дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показана совокупность осознанных знаний об объекте, доказательно раскрыты основные положения темы; в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Знание об объекте демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ изложен литературным языком в терминах науки. Могут быть допущены недочеты в определении понятий, исправленные студентом самостоятельно в процессе ответа.	41-45
Дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показано умение выделить существенные и несущественные признаки, причинно-следственные связи. Ответ четко структурирован, логичен, изложен в терминах науки. Однако допущены незначительные ошибки или недочеты, исправленные студентом с помощью «наводящих» вопросов преподавателя.	36-40
Дан полный, но недостаточно последовательный ответ на поставленный вопрос, но при этом показано умение выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. Ответ логичен и изложен в терминах науки. Могут быть допущены 1–2 ошибки в определении основных понятий, которые студент затрудняется исправить самостоятельно.	31-35
Дан недостаточно полный и недостаточно развернутый ответ. Логика и последовательность изложения имеют нарушения. Допущены ошибки в раскрытии понятий, употреблении терминов. Студент не способен самостоятельно выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. Студент может конкретизировать обобщенные знания, доказав на примерах их основные положения только с помощью преподавателя. Речевое оформление требует поправок, коррекции.	26-30
Дан неполный ответ, логика и последовательность изложения имеют существенные нарушения. Допущены грубые ошибки при определении сущности раскрываемых понятий, теорий, явлений, вследствие непонимания студентом их существенных и несущественных признаков и связей. В ответе отсутствуют выводы. Умение раскрыть конкретные проявления обобщенных знаний не показано. Речевое оформление требует поправок, коррекции.	21-25
Дан неполный ответ, представляющий собой разрозненные знания по теме вопроса с существенными ошибками в определениях. Присутствуют фрагментарность, нелогичность изложения. Студент не осознает связь данного понятия, теории, явления с другими объектами дисциплины. Отсутствуют выводы, конкретизация и	1-20

доказательность изложения. Речь неграмотная. Дополнительные и уточняющие вопросы преподавателя не приводят к коррекции ответа студента не только на поставленный вопрос, но и на другие вопросы дисциплины.	
Не получены ответы по базовым вопросам дисциплины.	0

Результирующая оценка определяется в соответствии с Положением о балльно-рейтинговой системе оценки знаний студентов.

Методика формирования результирующей оценки:

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

1 –я рубежная аттестация - максимально 50 баллов, из них:

От 0 до 25 баллов (рубежная аттестация) – компьютерное тестирование или письменная контрольная работа;

От 0 до 25 баллов (текущая оценка) – активная работа за данный период на лабораторных и практических занятиях.

2-я рубежная аттестация – максимально 50 баллов, из них:

От 0 до 25 баллов (рубежная аттестация) – компьютерное тестирование или письменная контрольная работа;

От 0 до 25 баллов (текущая оценка)– активная работа за данный период на лабораторных и практических занятиях.

Промежуточный контроль:

Зачет или экзамен:

За ответ на зачете или экзамене студент получает 0-50 баллов.

Студенты, получившие в ходе текущего и рубежного контроля 56-100 баллов, автоматически получают соответствующую экзаменационную оценку или зачет. Если студент не набирает 56 баллов для зачета (экзамена), или он хочет повысить свою оценку на экзамене, то он может сдавать зачет или экзамен в период экзаменационной сессии.

Результирующая оценка рассчитывается по соответствующей формуле с учетом текущей успеваемости, результатов рубежных аттестаций и устного ответа на экзамене или зачете.

Шкала итоговой академической успеваемости студентов по дисциплине

Система оценок СОГУ		
Форма контроля	**Сумма баллов**	**Оценка**
Экзамен	86 - 100	отлично
	71-85	хорошо
	56-70	удовлетворительно
Зачёт	**56-100**	**зачтено**
	0-55	**не зачтено**

Показатели и критерии оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

Уровень сформированности компетенций			
«Минимальный уровень не достигнут» (менее 55 баллов)	**«Минимальный уровень» (56-70 баллов)**	**«Средний уровень» (71-85 баллов)**	**«Высокий уровень» (86-100 баллов)**
Компетенции не сформированы. Знания отсутствуют, умения и навыки не сформированы.	*Компетенции сформированы.* Сформированы базовые структуры знаний. Умения фрагментарны и носят репродуктивный характер. Демонстрируется низкий уровень самостоятельности практического навыка.	*Компетенции сформированы.* Знания обширные, системные. Умения носят репродуктивный характер, применяются к решению типовых заданий. Демонстрируется достаточный уровень самостоятельности устойчивого практического навыка.	*Компетенции сформированы.* Знания твердые, аргументированные, всесторонние. Умения успешно применяются к решению как типовых, так и нестандартных творческих заданий. Демонстрируется высокий уровень самостоятельности, высокая адаптивность практического навыка
Описание критериев оценивания			
Обучающийся демонстрирует: - существенные пробелы в знаниях учебного материала; - допускаются принципиальные ошибки при ответе на основные вопросы, отсутствует знание и понимание основных понятий и категорий; -непонимание сущности дополнительных вопросов в рамках заданий; - отсутствие умения выполнять	Обучающийся демонстрирует: - знания теоретического материала; - неполные ответы на основные вопросы, ошибки в ответе, недостаточное понимание сущности излагаемых вопросов; - неуверенные и неточные ответы на дополнительные вопросы; - недостаточное владение литературой,	Обучающийся демонстрирует: - знание и понимание основных вопросов контролируемого объема программного материала; - твердые знания теоретического материала. -способность устанавливать и объяснять связь практики и теории, выявлять противоречия, проблемы и тенденции развития; - правильные и	Обучающийся демонстрирует: - глубокие, всесторонние и аргументированные знания программного материала; - полное понимание сущности и взаимосвязи рассматриваемых процессов и явлений, точное знание основных понятий в рамках обсуждаемых заданий; - способность устанавливать и объяснять связь

практические задания, предусмотренные программой дисциплины; - отсутствие готовности (способности) к дискуссии и низкую степень контактности.	рекомендованной программой дисциплины; - умение без грубых ошибок решать практические задания, которые следует выполнить.	конкретные, без грубых ошибок, ответы на поставленные вопросы; - умение решать практические задания, которые следует выполнить; - владение основной литературой, рекомендованной программой дисциплины; - наличие собственной обоснованной позиции по обсуждаемым вопросам. Возможны незначительные оговорки и неточности в раскрытии отдельных положений вопросов, присутствует неуверенность в ответах.	практики и теории; - логически последовательные, содержательные, конкретные и исчерпывающие ответы на все задания, а также дополнительные вопросы экзаменатора; - умение решать практические задания; - свободное использование в ответах на вопросы материалов рекомендованной основной и дополнительной литературы.
Оценка «неудовлетворительно» /не зачтено	**Оценка «удовлетворительно» / «зачтено»**	**Оценка «хорошо» / «зачтено»**	**Оценка «отлично» / «зачтено»**

9. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

Литература
а) основная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл-Пресс, 2010. – 728 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: КНОРУС, 2014. – 240 с.
3. Неёлова О.В. Руководство к лабораторным занятиям и самостоятельной работе по дисциплине «Химия». – Владикавказ: ООО НПКП «МАВР», 2016. – 82 с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2001. – 743 с.
5. Коровин Н.В. Общая химия: учебник. – М.: Академия, 2014. -496 с.
6. Сборник задач и упражнений по общей и неорганической химии: Пособие для вузов / Н.Н. Павлов, В.И. Фролов, С.В. Фролов и др.; под ред. Н.Н. Павлова. – М.: Дрофа, 2005. – 239 с.

7. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для вузов / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова и др.; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова – М.: Дрофа, 2002. – 304 с.
8. Практикум по неорганической химии: Пособие для вузов / Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Гликина и др. – М.: Просвещение, 1983. – 303 с.

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. Гузей Л.С., Кузнецов В.Н., Гузей А.С. Общая химия: Учебник. – М.: Изд-во МГУ, 1999. – 333 с.

в) современные профессиональные базы данных, информационные справочные системы, электронные образовательные ресурсы

Обеспечен доступ к современным профессиональным базам данных, информационным справочным и поисковым системам (требуется регистрация в библиотеке СОГУ):

1. Электронная библиотека диссертации и авторефератов РГБ (ЭБД РГБ) (https://dvs.rsl.ru).
2. ЭБС «Университетская библиотека online» (https://biblioclub.ru).
3. ЭБС «Научная электронная библиотека eLibrary.ru» (http://elibrary.ru.)
4. Универсальная баз данных East View (https://dlib.eastview.com). Логин: Khetagurov; Пароль: Khetagurov
5. ЭБС «Консультант студента». http://www.studentlibrary.ru
6. ЭБС «Юрайт» - образовательная среда, включающая виртуальный читальный зал учебников и учебных пособий от авторов из ведущих вузов России по всем направлениям и специальностям (www.biblio-online.ru)
7. Информационно-правовой портал «Гарант» (http://www.garant.ru/).
8. Справочная правовая система Консультант Плюс (http://www.consultant.ru/).

Состав лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения, в том числе отечественного производства

№ п/п	Наименование	№ договора (лицензия)
1.	Windows 7 Professional	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016 г.
2.	Office Standard 2016	№ 4100072800 Microsoft Products (MPSA) от 04.2016 г.
3.	Антивирусное программное обеспечение KasperksyTotalSecurity	№ 17E0-180222-130819-587-185 от 26.02.2018 до 14.03.2019 г., продлена до 2021 г.
4.	Программа для ЭВМ «Банк вопросов для контроля знаний»	Разработка СОГУ Свидетельство о государственной регистрации программы для ЭВМ № 2015611829 от 06.02.2015 г. (бессрочно)
5.	CiscoWebex- Система проведения вебинаров.	ООО Айстекдоговор № Д83-2020 от 10.08.2020-10.08.2021 г.
6.	Система поиска текстовых	№ 795 от 26.12.2020 г. (действителен до

	заимствований «Антиплагиат.ВУЗ»	30.12.2021 г.) с ЗАО «Анти-Плагиат»
7.	Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis Draw	Свободное программное обеспечение (бессрочно)
8.	Система тестирования Sunrav WEB Class	№ 468 от 03.12.2013 г. ИП Сунгатулин Р.Т. (бессрочно)

г) методические указания, разработанные составителями Рабочей программы

1. Неёлова О.В. Руководство к лабораторным занятиям и самостоятельной работе по дисциплине «Химия». – Владикавказ: ООО НПКП «МАВР», 2016. – 82 с. http://dist-edu.nosu; http://lms.nosu.ru

10. Материально-техническое оснащение дисциплины

Проведение дисциплины обеспечено всем необходимым: лабораторным оборудованием, приборами, материалами, оперативным доступом к современным профессиональным базам данных, информационным справочным и поисковым системам.

Университет обеспечивает возможность свободного использования компьютерных технологий. Все компьютерные классы университета объединены в локальную сеть, со всех учебных компьютеров имеется выход в Интернет.

Обеспечивается доступ к информационным ресурсам, к базам данных, в читальных залах к справочной и научной литературе, к периодическим изданиям в соответствии с направлением подготовки. Компьютеры оснащены необходимым комплектом лицензионного программного обеспечения.

Учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа, семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, а также самостоятельной работы обучающихся: преподавательский стол, стул, столы и стулья для обучающихся, кафедра, классная доска.
Оборудование: мультимедийный комплекс (проектор, экран), ноутбук, колонки с программным обеспечением, выходом в сеть Интернет и доступом в электронную информационно-образовательную среду СОГУ.
Программное обеспечение: Microsoft Windows 7 Professional; Microsoft Office Standard 2016; 7-zip; WinRAR; Adobe Acrobat Reader; STDU Viewer; Mozilla Firefox; Google Chrome; Kaspersky Free; демонстрационные и учебно-наглядные пособия (видеопрезентация).

Лаборатория Общей, физической и коллоидной химии для проведения занятий семинарского типа, лабораторных занятий, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), групповых и индивидуальных консультаций, а также самостоятельной работы обучающихся:
преподавательский стол, стул, столы и стулья для обучающихся, лабораторные столы, классная доска.
Оборудование: Мультимедийный проектор с экраном (Мультимедийный проектор OPTOMA projector DX32, с потолочным креплением и наб. кабелей – 1 шт. Компьютер д/комп. класса Pentium 4-506 Foxconn 915 GL7MH-S 512 Mb ОЗУ+/клавиат – 1шт. с программным обеспечением,

выходом в сеть Интернет и доступом в электронную информационно-образовательную среду СОГУ.
Программное обеспечение: Microsoft Windows 7 Professional; Microsoft Office Standard 2016; 7-zip; WinRAR; Adobe Acrobat Reader; STDU Viewer; Mozilla Firefox; Google Chrome; Kaspersky Free; Система тестирования Sunrav WEB Class (Бессрочное ПО); Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis Draw (Бессрочное ПО); Консультант плюс; Система поиска текстовых заимствований «Антиплагиат ВУЗ»; Программа для ЭВМ «Банк вопросов для контроля знаний»; Гарант; Cisco Webex; демонстрационные и учебно-наглядные пособия (видеопрезентация).
Лабораторное оборудование: Вытяжной шкаф - 1 шт. Иономер И-510 стандартный – 2 шт. Колориметр КФК-2МП – 1 шт. Калориметр КЛ-5 – 1шт. Рефрактометр ИРФ 454Б-2М с подсветкой – 1 шт. Поляриметр круговой СМ3 – 1 шт. Кондуктометр МАРК-603/1 – 1 шт. Весы лабораторные CAS MW120 – 1 шт. Весы лабораторные прецизионные ЕТ-300П – 1 шт. Анализатор «Эксперт-001» – 1 шт. Термостат HUBER – 1 шт. pH-метр «Анион-4100» - 1 шт. pH-метр-милливольтметр pH-150 МИ- 1 шт. Весы AND HL- 1 шт. Весы WT-250- 1 шт. Магнитная мешалка ПЭ-6110- 1шт. Баня водяная - 1 шт. Микроскоп «Мир 2» - 1 шт. pH-метр pH-340 – 1 шт. Центрифуга ОПН-3 - 1 шт. Необходимый набор химической посуды и реактивов.

Компьютерный класс для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации, а также самостоятельной работы обучающихся:
преподавательский стол, стул, столы и стулья для обучающихся, кафедра, классная доска.
Оборудование: Компьютеры для компьютерного класса в комплекте - с программным обеспечением, выходом в сеть Интернет и доступом в электронную информационно-образовательную среду СОГУ; источники бесперебойного питания, Ippon, коммутатор для класса D-Link DGS-10240, интерактивная доска 78*(1702070/15112/11344/2+ проектор Beno MX503.
Программное обеспечение: Microsoft Windows 7 Professional; Microsoft Office Standard 2016; 7-zip; WinRAR; Adobe Acrobat Reader; STDU Viewer; Mozilla Firefox; Google Chrome; Kaspersky Free; Система тестирования Sunrav WEB Class (Бессрочное ПО); Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis Draw (Бессрочное ПО); Консультант плюс; Система поиска текстовых заимствований «Антиплагиат ВУЗ»; Программа для ЭВМ «Банк вопросов для контроля знаний»; Гарант; Cisco Webex; демонстрационные и учебно-наглядные пособия (видеопрезентация).

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: Microsoft Windows 7 Professional; Microsoft Office Standard 2016; 7-zip; WinRAR; Adobe Acrobat Reader; STDU Viewer; Mozilla Firefox; Google Chrome; Kaspersky Free; Консультант плюс; Гарант; Cisco Webex.
ЭБС «Университетская библиотека ONLINE» https://biblioclub.ru
ЭБС «Консультант студента» http://www.studentlibrary.ru
ЭБС «Юрайт» www.biblio-online.ru

11. Лист обновления/актуализации

1. Программа актуализирована (2018-2019 учебный год).

1. Актуализирован список основной и дополнительной литературы.
2. Актуализирован перечень лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения.

3. Внесены дополнения в раздел «Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)».
4. Учтены изменения, внесенные в «Положение о балльно-рейтинговой системе оценки успеваемости студентов».
5. Учтены изменения, внесенные в связи со сменой учредителя (принят новый Устав Федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего образования «Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова» (утвержден приказом Министерства науки и высшего образования Российской Федерации от 28.11.2018 г. № 1069).
6. Изменен макет РПД, обновлены образовательные технологии дисциплин профиля, учебно-методическое и программное обеспечение образовательного процесса (Положение о разработке и реализации основных профессиональных образовательных программ СОГУ (приказ № 382 от 28.12.2018 г.).

Внесенные изменения и дополнения утверждены на заседании кафедры общей и неорганической химии (протокол № 14/17-18 от «28» июня 2018 г.)

Зав. кафедрой_____ Кубалова Л.М.

Одобрены советом физико-технического факультета (протокол № от «__ » _____ 2017 г.)

Председатель_____ Тваури И.В.

2. Программа актуализирована (2019-2020 учебный год).

1. Актуализирован список основной и дополнительной литературы.
2. Актуализирован перечень лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения.
3. Внесены изменения в раздел «Структура и общая трудоемкость дисциплины» в связи с изменениями в учебном плане.
4. Внесены дополнения в раздел «Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)».
5. Внесены изменения, с учетом установленного в СОГУ внутреннего регламента электронного обучения и использования дистанционных образовательных технологий (Положение об электронном обучении и дистанционных образовательных технологиях в ФГБОУ ВО «СОГУ» (пр.№ 49 от 25.02.19 г.). Начало работы портала дистанционного обучения СОГУ на новой образовательной платформе (lms.nosu.ru).

Внесенные изменения и дополнения утверждены на заседании кафедры общей и неорганической химии (протокол № 15/18-19 от «28» июня 2019 г.)

Зав. кафедрой_____ Кубалова Л.М.

Одобрены советом физико-технического факультета (протокол № от «__ » _____ 2017 г.)

Председатель_____ Тваури И.В.

3. Программа актуализирована (2020-2021 учебный год).

1. Актуализирован список основной и дополнительной литературы.

2. Актуализирован перечень лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения.
3. Внесены дополнения в раздел «Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)».

Внесенные изменения и дополнения утверждены на заседании кафедры общей и неорганической химии (протокол № 13/19-20 от «17» июня 2020 г.)

Зав. кафедрой_____ Кубалова Л.М.

Одобрены советом физико-технического факультета (протокол № от «__ » _____ 2017 г.)

Председатель_____ Тваури И.В.