

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

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Химия»

Направление подготовки

29.03.05 Конструирование изделий легкой промышленности

Профиль «Конструирование швейных изделий»

Квалификация (степень) выпускника - бакалавр

Форма обучения – очная

Программа составлена в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению 29.03.05 Конструирование изделий легкой промышленности, утвержденным приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 22.09.2017 г. № 962, учебным планом подготовки бакалавров по 29.03.05 Конструирование изделий легкой промышленности, утвержденным Ученым советом ФГБОУ ВО «СОГУ» от 29.04.2021 г. протокол № 11.

Составитель: доцент, к.х.н., Неелова О.В.

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена на заседании кафедры дизайна, конструирования изделий лёгкой промышленности (протокол № 7 от 12.04.2021 г.)

Зав. кафедрой  3.3. Хохаева

Одобрена советом физико-технического факультета (протокол № 6 от 19.04.2021 г.)

Председатель совета факультета  И.В. Тваури

Рабочая программа утверждена в составе ООП решением Ученого совета от 29.04.2021, протокол № 11.

1. Структура и общая трудоемкость дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 5 зачетных единиц (180 часов).

	Очная форма обучения	Заочная форма обучения
Курс	1	-
Семестр	1	-
Лекции	36	-
Практические (семинарские) занятия	18	-
Лабораторные занятия	36	-
Консультации	-	-
Итого аудиторных занятий	90	-
Самостоятельная работа	54	-
Курсовая работа	-	-
Форма контроля		
Экзамен	Экзамен 36	-
Зачет	-	-
Общее количество часов	180	-

2. Цели освоения дисциплины:

Преподавание дисциплины «Химия» предусматривает формирование и развитие знаний, умений и навыков по фундаментальным теоретическим и экспериментальным основам общей, неорганической и органической химии и их применение для решения конкретных практических задач в области технологии и конструирования швейных изделий.

Данная дисциплина способствует выработке у студента интереса к исследовательской деятельности и применению полученных знаний при выполнении курсовых и выпускных квалификационных работ.

Изучение данной дисциплины служит подготовкой студента к будущей профессиональной деятельности в областях – научно-исследовательской и проектной (дизайнерской) согласно профессиональным стандартам:

21 Легкая и текстильная промышленность

Профессиональный стандарт 21.002 «Дизайнер детской одежды и обуви», утвержденный приказом Министерства труда и социальной защиты Российской Федерации от 4 декабря 2014 г. № 974 н (зарегистрирован Министерством юстиции Российской Федерации 17 декабря 2014 г., регистрационный № 35251) с изменениями, внесенными приказами Министерства труда и социальной защиты Российской Федерации от 12 декабря 2016 г. № 727н (зарегистрирован Министерством юстиции Российской Федерации 13 января 2017 г., регистрационный № 45230).

33 Сервис, оказание услуг населению (торговля, техническое обслуживание, ремонт, предоставление персональных услуг, услуги гостеприимства, общественное питание и пр.)

Профессиональный стандарт 33.016 «Моделирование и конструирование швейных, трикотажных, меховых, кожаных изделий по индивидуальным заказам», утвержденный приказом Министерства труда и социальной защиты Российской Федерации от 24 декабря

Основными задачами дисциплины являются:

- 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;
- 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;
- 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

Б.1. О.07. Обязательная часть блока 1.

Для изучения 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: «Физика», «Безопасность жизнедеятельности», «Экология», «Материалы для изделий легкой промышленности и конфекционирование», «Технология изделий легкой промышленности», «Материаловедение в производстве швейных изделий».

Изучение данной учебной дисциплины является подготовкой студента к будущей профессиональной деятельности – научно-исследовательской и проектной (дизайнерской).

При освоении данной дисциплины обучающийся сможет продемонстрировать (**частично**) следующие обобщенные трудовые функции (ОТФ) и трудовые функции (ТФ):

Код и наименование профессионального стандарта	Обобщенные трудовые функции		Трудовые функции	
	Код	Наименование	Наименование	Код
21.002 Профессиональный стандарт «Дизайнер детской одежды и обуви»	В	Проведение предпроектных дизайнерских исследований по значимым для заказчика и потребителей параметрам	Исследование нужд, пожеланий и предпочтений потребителей (детей и родителей), предъявляемых к дизайну детской одежды и обуви. Оформление результатов исследований и формирование предложений о направлениях работ по созданию моделей/коллекций детской одежды и обуви.	В/02.6 В/04.6
	С	Создание моделей/коллекций детской одежды и обуви	Проектирование модного визуального образа и стиля, конструктивных решений новых сезонных, тематических, ролевых моделей/коллекций детской одежды и обуви. Конструирование безопасных, удобных, функциональных,	С/01.6 С/02.6

			<p>практичных и эстетичных моделей/коллекций детской одежды и обуви.</p> <p>Изготовление и апробация экспериментальных моделей (опытных образцов).</p> <p>Модификация и доработка существующих моделей/коллекций детской одежды и обуви.</p>	<p>C/03.6</p> <p>C/04.6</p>
<p>33.016</p> <p>Профессиональный стандарт «Моделирование и конструирование швейных, трикотажных, меховых, кожаных изделий по индивидуальным заказам»</p>	C	<p>Выполнение комплекса работ в процессе ремонта или изготовления дизайнерских и эксклюзивных швейных, трикотажных, меховых, кожаных изделий различного ассортимента по индивидуальным заказам</p>	<p>Разработка конструкций дизайнерских и эксклюзивных швейных, трикотажных, меховых, кожаных изделий различного ассортимента.</p> <p>Раскрой дизайнерских и эксклюзивных швейных, трикотажных, меховых, кожаных изделий различного ассортимента.</p> <p>Организация деятельности портных по ремонту или пошиву дизайнерских и эксклюзивных швейных, трикотажных, меховых, кожаных изделий различного ассортимента.</p>	<p>C/03.6</p> <p>C/04.6</p> <p>C/06.6</p>

4. Требования к результатам освоения дисциплины

В результате изучения данной дисциплины студент формирует и демонстрирует следующие **общепрофессиональные компетенции**:

ОПК-1 Способен применять естественнонаучные и общетехнические знания, методы математического анализа и моделирования в профессиональной деятельности

Общепрофессиональные компетенции выпускников и индикаторы их достижения

Категория общепрофессиональных компетенций	Код и наименование общепрофессиональной компетенции	Код и наименование индикатора достижения общепрофессиональной компетенции
Аналитическое мышление	ОПК-1. Способен применять естественнонаучные и общетехнические знания, методы математического анализа и моделирования в профессиональной деятельности	ИОПК-1.1. Знать: области естественнонаучных и общетехнических знаний, методы математического анализа и моделирования, используемые в профессиональной деятельности конструктора изделий легкой промышленности ИОПК-1.2. Уметь: выделять из естественнонаучных и общетехнических знаний, известных методов математического анализа и моделирования, требуемые в проектировании и производстве одежды, обуви, кожгалантереи, аксессуаров, изделий из кожи и меха ИОПК-1.3. Владеть: навыками совершенствования процессов проектирования и производства одежды, обуви, кожгалантереи, аксессуаров, изделий из кожи и меха на основе естественнонаучных и общетехнических знаний, известных методов математического анализа и моделирования

Формирование указанных компетенций по дисциплине связано с областями профессиональной деятельности выпускника бакалавриата:

1. **21 Легкая и текстильная промышленность**
 Профессиональный стандарт 21.002 «Дизайнер детской одежды и обуви», утвержденный приказом Министерства труда и социальной защиты Российской Федерации от 4 декабря 2014 г. № 974 н.
2. **33 Сервис, оказание услуг населению (торговля, техническое обслуживание, ремонт, предоставление персональных услуг, услуги гостеприимства, общественное питание и пр.)**
 Профессиональный стандарт 33.016 «Моделирование и конструирование швейных, трикотажных, меховых, кожаных изделий по индивидуальным заказам», утвержденный приказом Министерства труда и социальной защиты Российской Федерации от 24 декабря 2015 г. № 1124 н.

В результате освоения дисциплины «Химия» студент должен:

Знать (ОПК-1):

1. Цели и задачи дисциплины «Химия», пути и способы их решения.
2. Роль и значение химических методов в практической деятельности.
3. Основные разделы химии. Основные понятия и методы этой дисциплины.
4. Основные этапы развития химии, ее современное состояние.
5. Связь свойств соединений с положением составляющих их элементов в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.
6. Основы теории строения неорганических и органических веществ и химической связи.
7. Основы химической термодинамики и термохимии.
8. Химическое и фазовое равновесие.
9. Термодинамические свойства растворов неэлектролитов и особенности растворов электролитов.
10. Электродные процессы и окислительно-восстановительные свойства веществ.
11. Основы химической кинетики и катализа.
12. Основы современного учения о дисперсном состоянии вещества.
13. Основы качественного и количественного анализа.
14. Основные свойства химических элементов и их соединений.
15. Основные типы неорганических и органических соединений, их современную номенклатуру.
16. Основные классы органических соединений и их свойства.
17. Основные правила охраны труда и техники безопасности при работе в химической лаборатории.

Уметь (ОПК-1):

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

Владеть (ОПК-1):

1. Основными приемами и техникой выполнения экспериментов, иметь навыки работы с физико-химическими приборами и установками.
2. Навыками обработки результатов эксперимента и формулирования практических выводов.

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

Таблица 5.1

Номер недели	Наименование тем (вопросов), изучаемых по данной дисциплине	Занятия			Самостоятельная работа студентов		Формы контроля	Количество баллов		Литература
		Лек.	Прак.	Лаб.	Содержание	Часы		min	max	
1-2	Общая химия									
	Основные законы и понятия химии Современное содержание понятий: атом, молекула, элемент, простое и сложное вещество. Методы определения и расчета атомных, молекулярных, формульных масс, моля. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Закон Авогадро. Газовые законы. ТБ и правила работы в химической лаборатории. Посуда, оборудование, реактивы.	4		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. Решение задач по темам: «Основные законы химии», «Массовая доля», «Вывод формул соединений».	2	Конспект, устный опрос, тестирование	0	2	[1]- [8], [12]- [15]
1-2	Основы неорганической и органической химии									
	Водород и его соединения. Лабораторная работа № 1*. Получение водорода и изучение его химических свойств. Пероксид водорода и его свойства.		2	2	Место водорода в периодической системе. Соединения водорода с металлами и неметаллами. Вода и ее свойства. Аномалии воды. Пероксид водорода.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, тестирование	0	2	[1]- [8], [12]- [15]
3	Эквивалент вещества Закон эквивалентов. Расчет				Понятия: эквивалент элемента и вещества, фактор					

	молярной массы эквивалента простых и сложных веществ. Решение задач и упражнений. Лабораторная работа № 1. Основные классы химических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли.	2		2	эквивалентности, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов. Расчет молярной массы эквивалента оксидов, оснований, кислот, солей, окислителей, восстановителей. Решение задач по темам: «Газовые законы».	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, тестирование	0	2	[1]- [8], [12]- [15]
4	Строение атома Состав атомов. Атомные спектры. Уравнение Планка. Постулаты Бора. Уравнение де Бройля. Квантово-механические представления о строении атома.	2			Составление электронных формул и распределение электронов по орбиталям элементов 1-3 периодов Периодической системы. Решение задач по уравнениям химических реакций.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, тестирование	0	1	[1]- [8], [12]- [15]
3-4	Общая характеристика и свойства s-элементов-металлов Лабораторная работа № 2*. Щелочные металлы и их соединения. Магний, кальций, барий и их соединения.		2	2	Положение в периодической системе, строение и размер атомов, распространенность в природе. Щелочные металлы и их соединения, получение свойства. Важнейшие соединения бериллия и магния. Щелочноземельные металлы, их оксиды, гидроксиды, соли. Жесткость воды. Биологическая роль натрия, калия, магния и кальция.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з. Оформление лаб. раб №1*. Тестирование.	0	3	[1]- [8], [12]- [15]
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. Лабораторная работа № 2. Растворы. Приготовление	2		2	Составление электронных формул и распределение электронов по орбиталям элементов 4-6 периодов Периодической системы. Решение задач по уравнениям химических реакций.	2	Конспект, устный опрос, оформление лаб. работы, проверка д/з, тестирование	0	3	[1]- [8], [12]- [15]

	растворов заданной концентрации.									
6	Периодический закон и электронная структура атомов Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Место элемента в периодической системе как его главная характеристика. Размеры атомов и ионов. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность.	2			Способы выражения концентрации растворов. Решение задач. Периодический закон Д.И. Менделеева и его трактовка на основе квантово-механической теории строения атомов. Структура периодической системы химических элементов. Периодический характер изменения свойств атомов элементов, и их соединений.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, тестирование	0	1	[1]- [8], [12]- [15]
5-6	Общая характеристика и свойства d-элементов d-Элементы I, II, III и IV групп. Лабораторная работа № 3*. Медь, серебро и их соединения. Цинк, кадмий, ртуть и их соединения.		2	2	Положение в периодической системе, строение и размер атомов. Физические свойства. Степени окисления. Закономерности в изменении свойств простых веществ и соединений d-элементов в периодах и группах. d-Элементы как комплексообразователи. Комплексные соединения меди, серебра и цинка. Токсические свойства соединений кадмия и ртути.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з. Оформление лаб. раб №2*. Тестирование.	0	3	[1]- [8], [12]- [15]
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.	2		2	Характеристики ковалентной связи: энергия, прочность, полярность, геометрия, насыщенность. Локализация, делокализация, гибридизация, σ - и π - связывание. Донорно-акцепторная, металлическая и водородная связи. Ионная связь, её характеристики. Поляризуемость и	2	Конспект, устный опрос, оформление лаб. работы, проверка д/з, тестирование	0	3	[1]- [8], [12]- [15]

	Ковалентная связь с точки зрения теорий ВС и МО. Лабораторная работа № 3. Электролитическая диссоциация в растворах электролитов. Кондуктометрия. Реакции ионного обмена.				поляризирующее действие ионов. Структурные формулы.					
8	Комплексные соединения Основные положения координационной теории Вернера: Номенклатура координационных соединений. Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве комплексообразователя. Типичные лиганды. Хелаты. Поведение комплексных соединений в растворах: диссоциация, лабильность, инертность.	2			Теория электролитической диссоциации электролитов. Механизм процессов диссоциации молекул электролитов. Ионные равновесия в 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.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, тестирование	0	2	[1]- [8], [12]- [15]
7-8	d-Элементы V, VI, VII и VIII групп Лабораторная работа № 4*. Хром и его соединения. Марганец и его соединения. Железо, кобальт, никель и их соединения.		2	2	Элементы подгрупп ванадия, хрома и марганца: общая характеристика, свойства оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления элементов. Соединения хрома (III), хроматы и дихроматы. Окислительная активность соединений хрома (VI). Важнейшие соединения марганца. Окислительная активность перманганата	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з. Оформление лаб. раб №3*. Тестирование.	0	3	[1]- [8], [12]- [15]

					калия в зависимости от кислотности среды. Элементы семейства железа, свойства простых веществ и их соединений.					
9	1 РУБЕЖНАЯ АТТЕСТАЦИЯ				Подготовка к 1 рубежной аттестации	2	Компьютерное тестирование	0	25	[1]- [8], [12]- [15]
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. Лабораторная работа № 4. Комплексные соединения.	2		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, проверка д/з, оформление лаб. работы, тестирование	0	2	[1]- [8], [12]- [15]
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 Вант-Гоффа. Представление о теории активных столкновений. Энергия активации. Уравнение	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 реакции от температуры. Механизм	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, тестирование	0	1	[1]- [8], [12]- [15]

	Аррениуса. Катализ. Понятие о механизме каталитических реакций.				химических реакций. Энергия активации реакции. Уравнение Аррениуса. Выполнение упражнений по теме: «Комплексные соединения».					
9-10	Общая характеристика р-элементов VII и VI групп. Галогены, кислород, сера Лабораторная работа № 5*. Химические свойства галогенов, кислорода и серы. Соединения серы.		2	2	Положение в периодической системе, строение и размер атомов, распространенность в природе. Галогены как окислители. Кислородсодержащие соединения галогенов. Кислород в природе, озон, оксиды и гидроксиды. Сера и ее соединения: сероводород, сульфиды, оксиды, кислоты.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з. Оформление лаб. раб №4*. Тестирование.	0	2	[1]- [8], [12]- [15]
11	Химическое равновесие и его смещение Обратимые и необратимые химические процессы. Химическое равновесие: Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье–Брауна. Лабораторная работа № 5. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия.	2		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 «Основы химической кинетики».	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лаб. работы, тестирование	0	2	[1]- [6], [10]- [15]
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,	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	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, тестирование	0	1	[1]- [6], [10]- [15]

	молярная доля. Коллигативные свойства идеальных растворов: закон Рауля, криоскопия и эбулиоскопия, осмотическое давление.				веществ. Сольватация. Особые свойства воды как растворителя. Выполнение упражнений по теме: «Смещение химического равновесия».					
11-12	Общая характеристика p-элементов V группы. Азот и фосфор. Лабораторная работа № 6*. Химические свойства соединений азота и фосфора.		2	2	Положение в периодической системе, строение и размер атомов, распространенность в природе. Азот и его соединения: нитриды, аммиак, кислородные соединения азота. Специфика взаимодействия азотной кислоты с металлами и неметаллам. Нитраты, их термическая устойчивость. Биологическая роль азота. Аллотропные модификации фосфора. Химические свойства фосфора. Фосфин. Фосфорные кислоты. Фосфаты, их растворимость и гидролиз.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з. Оформление лаб. раб №5*. Тестирование	0	3	[1]- [6], [10]- [15]
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	2		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.	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, оформление лаб. работы, тестирование	0	2	[1]- [6], [10]- [15]

	<p>электролитов. Концентрация ионов в растворе и активность. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури.</p> <p>Лаб. работа №6. Гидролиз солей. Определение величины pH в растворах солей.</p>									
14	<p>Произведение растворимости, диссоциация воды и pH</p> <p>Гидролиз солей</p> <p>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.</p>	2			<p>Произведение растворимости малорастворимых электролитов. Ионизация воды и водородный показатель. Буферные растворы. Расчет величины pH в водных растворах сильных и слабых электролитов. Гидролиз солей.</p> <p>Составление уравнений реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной форме.</p>	2	Конспект, устный опрос, проверка д/з, тестирование	0	1	[1]- [6], [10]- [15]
13-14	<p>Общая характеристика р-элементов III - IV групп. Бор, алюминий, углерод, кремний.</p> <p>Лабораторная работа № 7*.</p> <p>Химические свойства соединений бора, алюминия, углерода и кремния.</p>		2	2	<p>Положение в периодической системе, строение и размер атомов, распространенность в природе. Структура и свойства аллотропических модификаций углерода. Кислородные соединения углерода и кремния. Угольная и кремниевые</p>	2	<p>Конспект, устный опрос, проверка д/з. Оформление лаб. раб №6*.</p> <p>Тестирование.</p>	0	3	[1]- [6], [10]- [15]

					кислоты, карбонаты, силикаты. Бор и его соединения. Алюминий и его соединения. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия. Гидролиз солей алюминия.					
15	Основы электрохимии. Электродные потенциалы 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. Лабораторная работа № 7. Окислительно-восстановительные реакции.	2		2	Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных реакций. Зависимость между величинами редокс-потенциалов систем и изменением энергии Гиббса. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных редокс-потенциалов.	2	Конспект, устный опрос, оформление лаб. работы, проверка д/з, тестирование	0	2	[1]- [6], [10]- [15]
16	Окислительно-восстановительные реакции Метод электронного баланса и метод полуреакций.	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.	2	Конспект, устный опрос, оформление лаб. работы, проверка д/з, тестирование	0	1	[1]- [6], [10]- [15]
					Основные классы			0	2	

15-16	Основные классы органических соединений		2	2	органических соединений: углеводороды (насыщенные и ненасыщенные, ароматические, кислородсодержащие органические соединения (спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты, эфиры), амины, аминокислоты, углеводы.	2	Выступление с докладом. Оформление лаб. раб №7*. Тестирование.			[9]- [11]
17-18	Свойства и получение органических соединений	4	2	4	Выполнение упражнений по органической химии. Представление и защита доклада по органическим соединениям углерода.	4	Выступление с докладом. Оформление лаб. работы, тестирование	0	3	[9]- [11]
18	2 РУБЕЖНАЯ АТТЕСТАЦИЯ				Подготовка к 2 рубежной аттестации	2	Компьютерное тестирование	0	25	[1]- [15]
	ИТОГО	36	18	36		54		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, центров, 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://dist-edu.nosu>.

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 63 часа) 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 докладов, реферата и презентаций;
- 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.ru>; <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 27⁰С 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 0⁰С и давлении 5000 кПа.
6. Вычислить объем 1 кг углекислого газа при температуре -9⁰С и давлении 170 кПа.

7. При действии избытка соляной кислоты на карбонат кальция массой 25 г получили оксид углерода (IV) массой 10 г. Определить выход продукта.
8. Определить массовую долю воды в кристаллогидрате $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
9. Газовая смесь содержит 5 л азота и 7 л аргона. Вычислить массу смеси газов и ее среднюю молярную массу.
10. Масса 11,2 л газа составляет 15,5 г. Вычислить плотность этого газа по водороду и воздуху.
11. Сколько молекул содержится в 10 г кислорода и в 1 л этого газа?
12. Вычислить число атомов водорода и кислорода, содержащихся в 100 г воды.
13. Вычислить массовые доли всех элементов в гидрокарбонате кальция.

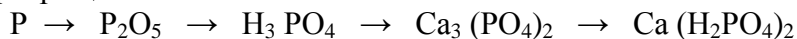
Решение задач по теме «Способы выражения концентрации растворов»

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

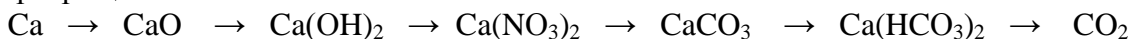
Химическое упражнение

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

превращения:



6. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



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.

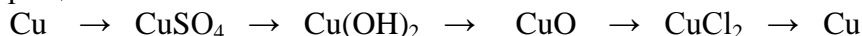
9. Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



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:

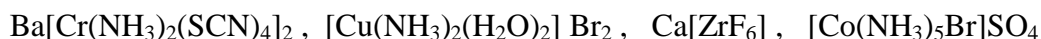


Электронные формулы атомов

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

Химическое упражнение по теме «Комплексные соединения»

1. $(\text{NH}_4)_2[\text{Pt}(\text{OH})_2\text{Cl}_4]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_2]\text{Br}$, $\text{K}_2[\text{HgCl}_4]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_2(\text{CN})]\text{Br}_2$,



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

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

натрия, бромид нитрохлоробромотриамминплатины (IV), гидроксид гексаамминникеля (II).

Решение задач по теме «Протекание химических реакций в растворах»

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

Химическое упражнение по теме «Реакции ионного обмена»

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

Химическое упражнение по теме «Гидролиз солей»

1. Составить уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной форме следующих

солей: хлорид кобальта (II), силикат калия, нитрат лития. Указать pH среды в водных растворах этих солей.

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

Определение степени окисления элементов

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

Подбор коэффициентов в ОВР методом полуреакций

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

Решение задач по теме «Химия элементов»

1. Какой объем водорода (при н.у.) выделится при действии на алюминий массой 32,4 г раствора гидроксида калия объемом 200 мл с массовой долей гидроксида калия 30% и плотностью 1,29 г/мл?
2. При действии избытка соляной кислоты на карбонат кальция массой 25 г получили 10 г углекислого газа. Определить выход продукта реакции.
3. Вычислить объем хлороводорода (при н.у.), необходимого для получения 250 мл 15% раствора соляной кислоты (плотность раствора 1,07 г/мл).
4. Вычислить массы 3% раствора пероксида водорода и кристаллического перманганата калия, которые необходимо взять для получения 5 л кислорода (при н.у.). Реакция протекает в сернокислой среде.
5. Подкисленный серной кислотой раствор, содержащий 0,5 г перманганата калия,

- обесцветился при пропускании в него сероводорода, полученного из сульфида железа (II) и соляной кислоты. Вычислить массу затраченного сульфида железа (II)
- Какой объем, приведенный к н.у., будет занимать аммиак, полученный из смеси 20 г хлорида аммония и 30 г гидроксида кальция?
 - 15 г серы смешали с 20 г алюминия. Полученная смесь нагрета. Какие вещества находятся в смеси после реакции? Какова масса полученного вещества?
 - Вычислить объем 0,1 н. раствора гидроксида натрия, необходимого для нейтрализации ортофосфорной кислоты, полученной из 0,93 г фосфата кальция, если продуктом реакции является гидрофосфат натрия.
 - Аммиак объемом 7.84 л (при н.у.) подвергли каталитическому окислению и дальнейшему окислению в азотную кислоту. В результате получили раствор массой 200 г. Вычислить массовую долю азотной кислоты в полученном растворе, считая выход HNO_3 равным 40 %.
 - При растворении серебра в избытке концентрированной серной кислоты выделился оксид серы (IV) объемом 10 мл (н.у.). Определить массу растворенного серебра.
 - Вычислить объем 0,1 М раствора дихромата калия, который потребуется для окисления 10 г иодида калия в сернокислой среде.
 - Вычислить массу цинкового купороса $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, который можно получить при взаимодействии цинка с 250 мл 25% раствора серной кислоты плотностью 1,16 г/мл.
 - Образец железной проволоки массой 0,52 г растворен в H_2SO_4 без доступа воздуха. На окисление полученного раствора сульфата железа (II) израсходовано 42,5 мл 0,12 н. раствора перманганата калия. Вычислить массовую долю железа в проволоке.
 - Какой объем (при н.у.) оксида азота (IV) выделится, если 50 г сплава, содержащего 70 % меди и 30 % олова, обработать избытком концентрированного раствора азотной кислоты?
 - Какой объем 2 М раствора гидроксида натрия надо затратить для нейтрализации 200 г 3 % раствора борной кислоты, если продуктом реакции является $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$?
 - К водному раствору, содержащему хлорид хрома (III) массой 3,17 г, прилили раствор, содержащий сульфид калия массой 3,85 г. Какое вещество выпадет в осадок? Определить массу осадка.

Тематика рефератов

- Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова.
- Типы химических связей в органических соединениях.
- Основные представления о механизме протекания химических реакций.
- Алканы, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
- Алкены, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
- Алкины, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
- Алкадиены, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
- Ароматические углеводороды, номенклатура, изомерия, способы получения и химические свойства.
- Спирты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
- Фенолы, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
- Альдегиды и кетоны, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
- Карбоновые кислоты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
- Сложные эфиры и жиры, номенклатура, способы получения и химические свойства.

Мыла.

14. Углеводы, классификация, номенклатура, способы получения и химические свойства.
15. Амины, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
16. Аминокислоты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства. Природные аминокислоты. Белки.
17. Высокомолекулярные соединения, классификация, способы получения, строение молекул, свойства.

Критерии формирования оценок при представлении реферата

1. Реферат соответствует предложенной теме, имеет вступление, основную часть и заключение – 3 б.
 2. Тема раскрыта полностью, студент продемонстрировал способность анализировать разные точки зрения – 3 б.
 3. Сообщение сделано с соблюдением норм современного русского литературного языка и с представлением презентации – 3 б.
- Максимальное количество баллов – 9.

Оценочный лист реферата

Схема оценивания реферата	
Оценка, балл	Описание
8-9	Во введении четко сформулирован тезис, соответствующий теме реферата, выполнена задача заинтересовать читателя; деление текста на введение, основную часть и заключение. В основной части: логично, связно и полно доказывается выдвинутый тезис; заключение содержит выводы, логично вытекающие из содержания основной части; для выражения своих мыслей не пользуется упрощённо-примитивным языком; демонстрирует полное понимание проблемы; представлена презентация к докладу; все требования, предъявляемые к заданию, выполнены.
6-7	Во введении четко сформулирован тезис, соответствующий теме реферата, в известной мере выполнена задача заинтересовать читателя; в основной части логично, связно, но недостаточно полно доказывается выдвинутый тезис; заключение содержит выводы, логично вытекающие из содержания основной части; представлена презентация к докладу; для выражения своих мыслей студент не пользуется упрощённо-примитивным языком.
4-5	Во введении тезис сформулирован нечетко или не вполне соответствует теме выступления; в основной части выдвинутый тезис доказывается недостаточно логично (убедительно) и последовательно; заключение выводы не полностью соответствуют содержанию основной части; представлена презентация к докладу, но имеются грамматические ошибки;

	язык работы в целом не соответствует уровню IV курса.
2-3	Во введении тезис сформулирован нечетко или не вполне соответствует теме реферата; в основной части выдвинутый тезис доказывается недостаточно логично (убедительно) и последовательно; в заключении выводы не полностью соответствуют содержанию основной части; язык работы в целом не соответствует уровню IV курса.
1	Во введении тезис отсутствует или не соответствует теме реферата; в основной части нет логичного последовательного раскрытия темы; выводы не вытекают из основной части; отсутствует деление текста на введение, основную часть и заключение; язык работы можно оценить как «примитивный».
0	работа написана не по теме; в работе один абзац и больше позаимствован из какого-либо источника.

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 зачета и экзамена, – 56; максимальное – 100. Баллы складываются из следующих показателей: за регулярные выступления и работу на лабораторных занятиях 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
<i>Текущая оценка</i> студента в течение 1-8 недели состоит из:	0	25
• <i>Работы на лекциях</i>	0	4

<ul style="list-style-type: none"> • <i>Выполнения заданий на лабораторных и практических занятиях</i> • <i>Выполнения домашних заданий</i> • <i>Самостоятельных работ</i> 	0	9
<i>1-я рубежная аттестация</i>	0	25
<i>Текущая оценка</i> студента в течение 9-17 недели состоит из: <ul style="list-style-type: none"> • <i>Работы на лекциях</i> • <i>Выполнения заданий на лабораторных и практических занятиях</i> • <i>Выполнения домашних заданий</i> • <i>Выполнения и защиты реферата</i> 	0	25
	0	4
	0	8
	0	4
	0	9
<i>2-я рубежная аттестация</i>	0	25
<i>Итого</i>	0	100

ПАСПОРТ
фонда оценочных средств по дисциплине
«Химия»

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

	Химическое равновесие и его смещение		ТК, Э
11.	Тема 11. Общая характеристика и свойства растворов	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
12.	Тема 12. Растворы электролитов	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
13.	Тема 13. Произведение растворимости. Диссоциация воды. рН раствора.	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
14.	Тема 14. Электродные потенциалы. Гальванический элемент.	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
15.	Тема 15. Окислительно-восстановительные реакции.	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
16.	Тема 16. Общая характеристика s-, p- и d-элементов	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
Неорганическая и органическая химия			
17.	Тема 1. Водород и его соединения.	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
18.	Тема 2. Общая характеристика и свойства s-элементов-металлов	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
19.	Тема 3. Общая характеристика и свойства d-элементов. d-Элементы I, II, III и IV групп.	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
20.	Тема 4. d-Элементы V, VI, VII и VIII групп.	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
21.	Тема 5. Общая характеристика p-элементов VII и VI групп. Галогены, кислород, сера.	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
22.	Тема 6. Общая характеристика p-элементов V группы. Азот и фосфор.	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
23.	Тема 7. Общая характеристика p-элементов III - IV групп. Бор, алюминий, углерод, кремний.	ОПК-2	Сб, К, УО, РЗ, ВУ, ТК, Э
24.	Тема 8. Основные классы органических соединений.	ОПК-2	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 по общей химии

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 KOH, с раствором, содержащим 1 г азотной кислоты. Какая среда будет в растворе после реакции?
2. Осуществите превращения:
$$\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$$
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:
$$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

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.

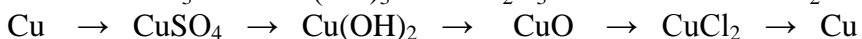
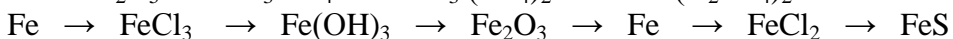
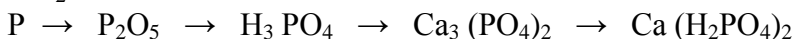
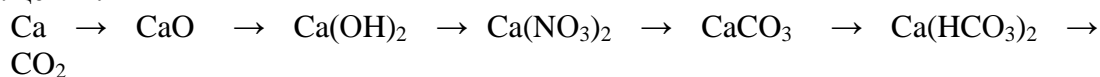
Лаб. работа № 1. Основные классы химических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли.

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:



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. Молярная доля растворенного вещества и растворителя.
6. Титр раствора.
7. Объемная доля растворенного вещества в растворе.

Решить задачи:

1. Вычислить массу кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды, необходимые для приготовления 40 г раствора соли с массовой долей Na_2SO_4 12 %.
2. В 1 л раствора содержится 10,6 г карбоната натрия. Рассчитать молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента раствора.
3. Для приготовления раствора взяли 5,6 г гидроксида калия и 500 г воды. Вычислить массовую долю гидроксида калия в растворе и молярную концентрацию раствора, если плотность раствора 1,12 г/мл.
4. Вычислить массу сульфата цинка, содержащегося в 150 мл 0,05 М раствора.
5. Вычислить массу гидроксида бария, содержащегося в 80 мл 0,2 н. раствора.

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:

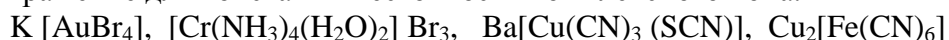
1. Современное содержание понятия «комплексные соединения» (КС).
2. Теория строения комплексных соединений Вернера.
3. Дентатность лигандов и координационное число комплексообразователя.
4. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию.
5. Основные типы комплексных соединений.
6. Номенклатура 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.



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.

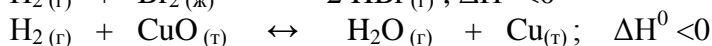
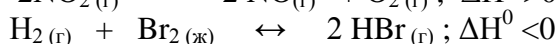
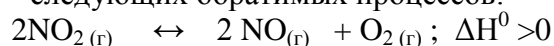
Лаб. работа № 5. Химическое равновесие. Влияние концентрации веществ, участвующих в реакции, температуры и кислотности среды на смещение равновесия.

Вопросы для обсуждения:

1. $\Delta G^0_{\text{реакции}}$ 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:

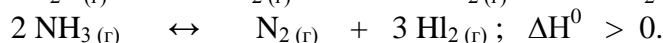
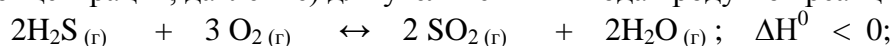
1. Напишите уравнения для констант равновесия K_p и K_c , для каждого из следующих обратимых процессов:



Как сместится равновесие при изменении параметров системы?

2. Предложите оптимальное изменение термодинамических параметров (температура,

концентрация, давление) для увеличения выхода продуктов реакции:

**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 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Дать объяснение.
6. Что происходит при сливании растворов сульфата железа (III) и карбоната калия, хлорида хрома (III) 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 рН 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 на примере перманганата калия и дихромата калия.

Выполнить упражнения:

1. Определить степень окисления элементов в следующих соединениях:
 $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$, KClO_3 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, $\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NH_4Cl , NaMnO_7 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, FePO_4 , $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$.
2. Методом полуреакций подобрать коэффициенты в следующих ОВР:
 $\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{KMnO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

8.2.3. Типовые задания для лабораторных и практических занятий по неорганической и органической химии**ТЕМА № 1: Водород и его соединения**
(лабораторное занятие, 2 часа)**Цель занятия:**

Рассмотреть свойства водорода и его соединений.

Выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради для лабораторно-практических работ.

Лаб. работа № 1*. Получение водорода и изучение его химических свойств.

Пероксид водорода и его свойства.

Вопросы для обсуждения:

1. Место водорода в периодической системе.
2. Соединения водорода с металлами и неметаллами.
3. Вода и ее свойства. Аномалии воды.
4. Пероксид водорода и его свойства.

Выполнить упражнения:

1. Написать возможные уравнения реакций разных типов (но не менее трех), с помощью которых можно получить водород.
2. Составить уравнения реакций обнаружения пероксида водорода в растворе

Решить задачи:

1. Сколько литров водорода выделится при разложении водой 5,5 г гидрида кальция при температуре 17 °С и давлении 101,3 кПа? Ответ: 6,23 л.
2. Какая масса гидрида кальция должна прореагировать с водой, чтобы выделившимся водородом восстановить 20 г оксида меди (II)? Ответ: 5,25 г.
3. Какой объем кислорода (при н. у.) выделится при разложении H_2O_2 , содержащегося в 1000 г его 4%-ного раствора? Ответ: 13,2 л.
4. Определить массовую долю пероксида водорода в растворе, если 5 кг 3%-ного раствора пероксида водорода было смешано с 1,5 кг пергидроля. Ответ: 9,23 %.
5. Какая масса 3%-ного раствора H_2O_2 и кристаллического KMnO_4 прореагировала в кислой среде, если в результате реакции выделилось 1,12 л кислорода (при н.у.)? Ответ: 56,6 г; 3,16 г.

ТЕМА № 2: Общая характеристика и свойства s-элементов-металлов (лабораторно-практическое занятие, 2 часа)

Цель занятия:

Рассмотреть свойства s-элементов-металлов и их соединений.

Выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради для лабораторно-практических работ.

Лаб. работа № 2*. Щелочные металлы и их соединения. Магний, кальций, барий и их соединения.

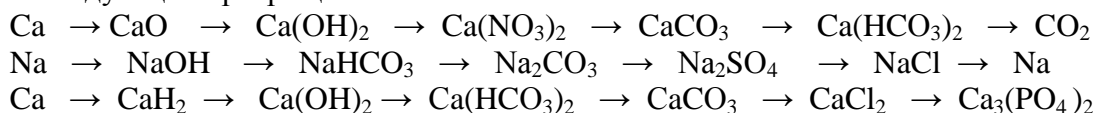
Вопросы для обсуждения:

1. Положение s-элементов-металлов в периодической системе, строение и размер атомов, распространенность в природе.
2. Щелочные металлы и их соединения, получение свойства.
3. Важнейшие соединения бериллия и магния.
4. Щелочноземельные металлы, их оксиды, гидроксиды, соли.
5. Жесткость воды. Биологическая роль натрия, калия, магния и кальция.

Выполнить упражнения:

1. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: хлорид бария, сульфат бериллия, нитрат калия, иодид лития, карбонат калия, гидрофосфат натрия, гидросульфат рубидия, цианид калия, гидроксонитрат магния? Составьте уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной форме и укажите реакцию среды в растворах этих солей.
2. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить

следующие превращения:



Решить задачи:

1. Какой объем водорода, измеренного при 20°C и 92 кПа, выделится при действии на воду 1 г сплава, состоящего из 30% калия и 70% натрия? Ответ: 0,5 л.
2. Какой объем 1 М раствора гидроксида натрия потребуется для перевода в тетрагидроксобериллат натрия хлорида бериллия, содержащегося в 600 г 6%-ного раствора? Ответ: 1,8 л.

ТЕМА № 3: Общая характеристика и свойства d-элементов.

d-Элементы I, II, III и IV групп

(лабораторно-практическое занятие, 2 часа)

Цель занятия:

Рассмотреть общую характеристику d-элементов. Изучить свойства d-элементов I, II, III и IV групп и их соединений.

Выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради для лабораторно-практических работ.

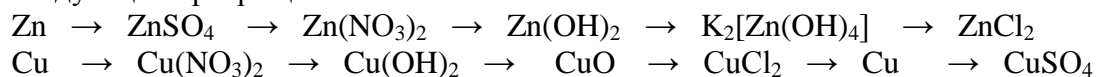
Лаб. работа № 3*. Медь, серебро и их соединения. Цинк, кадмий, ртуть и их соединения.

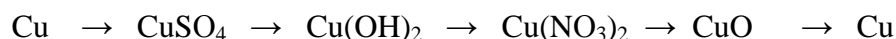
Вопросы для обсуждения:

1. Положение d-элементов в периодической системе, строение и размер атомов, распространенность в природе.
2. Физические свойства.
3. Степени окисления.
4. Закономерности в изменении свойств простых веществ и соединений d-элементов в периодах и группах.
5. d-Элементы как комплексообразователи.
6. Свойства меди и ее соединений. Комплексные соединения меди, серебра и цинка.
7. Свойства цинка, кадмия и ртути и их соединений. Токсические свойства соединений кадмия и ртути.

Выполнить упражнения:

1. Составьте уравнения реакций взаимодействия меди и цинка с концентрированной и разбавленной азотной кислотой и концентрированной серной кислотой.
2. Составьте уравнения реакций гидролиза сульфата меди (II) и нитрата цинка в ионной и молекулярной форме и укажите реакцию среды в растворах этих солей.
3. Для комплексных соединений $\text{Na} [\text{Au}(\text{CN})_2]_2$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2] \text{Cl}_2$
4. указать комплексообразователь и лиганды, координационное число и заряд комплексообразователя, внешнюю и внутреннюю сферы и назвать данные комплексные соединения. Как протекает процесс диссоциации этих комплексных соединений в растворе? Написать выражение для константы нестойкости комплексных ионов данных комплексных соединений.
5. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:





Решить задачи:

1. При растворении серебра в избытке концентрированной серной кислоты выделился оксид серы (IV) объемом 10 мл (н.у.). Определить массу растворенного серебра.
2. Для определения серебра в серебряной монете кусочек ее массой 0,3 г растворили в концентрированной азотной кислоте. Из полученного раствора серебро осадили при помощи раствора хлороводородной кислоты. Масса осадка после промывания и высушивания равна 0,199 г. Вычислить массовую долю серебра в монете.
3. Вычислить массу цинкового купороса $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, который можно получить при взаимодействии цинка с 250 мл 25% раствора серной кислоты плотностью 1,16 г/мл.

ТЕМА № 4: d-Элементы V, VI, VII и VIII групп
(лабораторно-практическое занятие, 2 часа)

Цель занятия:

Рассмотреть общую характеристику и свойства d-элементов V, VI, VII и VIII групп и их соединений.

Выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради для лабораторно-практических работ.

Лаб. работа № 4*. Хром и его соединения. Марганец и его соединения. Железо, кобальт, никель и их соединения.

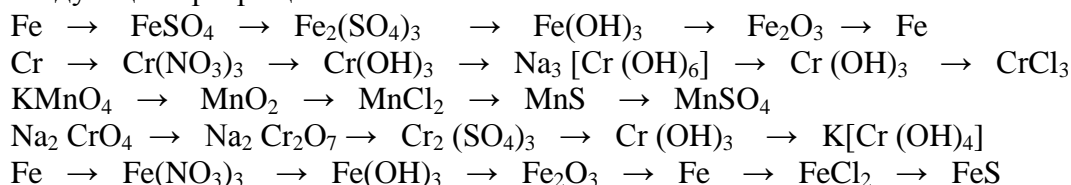
Вопросы для обсуждения:

1. Элементы подгруппы ванадия, общая характеристика, свойства оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления элементов.
2. Элементы подгруппы хрома, общая характеристика, свойства оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления элементов.
3. Соединения хрома (III), хроматы и дихроматы. Окислительная активность соединений хрома (VI).
4. Элементы подгруппы марганца, общая характеристика, свойства оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления элементов.
5. Важнейшие соединения марганца.
6. Окислительная активность перманганата калия в зависимости от кислотности среды.
7. Элементы семейства железа, свойства простых веществ и их соединений.
8. d-Элементы V, VI, VII и VIII групп как комплексообразователи.

Выполнить упражнения:

1. Методом полуреакций подберите коэффициенты в следующих ОВР:
 $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
2. Для комплексных соединений $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Br}]\text{Cl}_2$ указать комплексообразователь и лиганды, координационное число и заряд комплексообразователя, внешнюю и внутреннюю сферы и назвать данные комплексные соединения. Как протекает процесс диссоциации этих комплексных соединений в растворе? Написать выражение для константы нестойкости комплексных ионов данных комплексных соединений.
3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить

следующие превращения:



Решить задачи:

1. К водному раствору, содержащему хлорид хрома (III) массой 3,17 г, прилили раствор, содержащий сульфид калия массой 3,85 г. Какое вещество выпадет в осадок? Определить массу осадка.
2. Какой объем 0,1 М раствора дихромата калия потребуется для окисления бромида калия, содержащегося в 50 г 5 % раствора, в сернокислой среде?
3. В результате реакции между железом массой 22,4 г и хлором объемом 15,68 л (нормальные условия) получили хлорид железа (III), который растворили в воде массой 500 г. Вычислить массовую долю хлорида железа (III) в полученном растворе.
4. При сплавлении 6,02 г оксида хрома (III) с нитратом натрия в присутствии гидроксида натрия получено 12,74 г хромата натрия. Вычислить выход продукта реакции в процентах.
5. Образец железной проволоки массой 0,52 г растворен в H_2SO_4 без доступа воздуха. На окисление полученного раствора сульфата железа (II) израсходовано 42,5 мл 0,12 н. раствора перманганата калия. Вычислить массовую долю железа в проволоке.

ТЕМА № 5: Общая характеристика р-элементов VII и VI групп.

Галогены, кислород, сера

(лабораторно-практическое занятие, 2 часа)

Цель занятия:

Рассмотреть общую характеристику и свойства р-элементов VII и VI групп и их соединений. Выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради для лабораторно-практических работ.

Лаб. работа № 5*. Химические свойства галогенов, кислорода и серы. Соединения серы.

Вопросы для обсуждения:

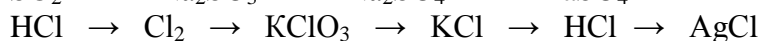
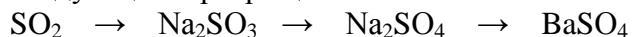
1. Положение р-элементов VII и VI групп в периодической системе, строение и размер атомов, распространенность в природе.
2. Галогены как окислители.
3. Галогеноводороды.
4. Кислородсодержащие соединения галогенов.
5. Кислород в природе, озон, оксиды и гидроксиды.
6. Сера и ее соединения: сероводород, сульфиды, оксиды, кислоты.

Выполнить упражнения:

1. Методом полуреакций подберите коэффициенты в следующих ОВР:
$$\begin{aligned} \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 &\rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \\ \text{KMnO}_4 + \text{NaI} + \text{KOH} &\rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{NaOH} \\ \text{S} + \text{KOH} &\rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \\ \text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{KOH} &\rightarrow \text{KCl} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$$
2. Составьте уравнения реакций гидролиза сульфида кальция и гидросульфита

калия в молекулярной и ионной форме. Укажите реакцию среды.

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



Решить задачи:

1. Вычислить объем 0,1 М раствора дихромата калия, который потребуется для окисления 10 г иодида калия в сернокислой среде.
2. 15 г серы смешали с 20 г алюминия. Полученная смесь нагрета. Какие вещества находятся в смеси после реакции? Какова масса полученного вещества?
3. Подкисленный серной кислотой раствор, содержащий 0,5 г перманганата калия, обесцветился при пропускании в него сероводорода, полученного из сульфида железа (II) и соляной кислоты. Вычислить массу затраченного сульфида железа (II).
4. Вычислить массы 3% раствора пероксида водорода и кристаллического перманганата калия, которые необходимо взять для получения 5 л кислорода (при н.у.). Реакция протекает в сернокислой среде.
5. При прокаливании смеси хлората калия KClO_3 и хлорида калия KCl массой 50 г выделился газ объемом 6,72 л (н.у.). Определить массовую долю хлорида калия в исходной смеси солей.

ТЕМА № 6: Общая характеристика р-элементов V группы. Азот и фосфор
(лабораторно-практическое занятие, 2 часа)

Цель занятия:

Рассмотреть общую характеристику и свойства р-элементов V группы и их соединений.

Выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради для лабораторно-практических работ.

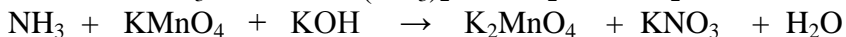
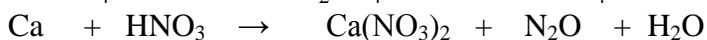
Лаб. работа № 6*. Химические свойства соединений азота и фосфора.

Вопросы для обсуждения:

1. Положение р-элементов V группы в периодической системе, строение и размер атомов, распространенность в природе.
2. Азот и его соединения: нитриды, аммиак, кислородные соединения азота.
3. Специфика взаимодействия азотной кислоты с металлами и неметаллам.
4. Нитраты, их термическая устойчивость. Биологическая роль азота.
5. Аллотропные модификации фосфора.
6. Химические свойства фосфора. Фосфин.
7. Фосфорные кислоты. Фосфаты, их растворимость и гидролиз.

Выполнить упражнения:

1. Методом полуреакций подберите коэффициенты в следующих ОВР:



2. Напишите уравнения реакций гидролиза нитрита натрия, хлорида аммония и гидрофосфата калия в молекулярной и ионной форме. Укажите реакцию среды.

Решить задачи:

1. Какой объем, приведенный к н.у., будет занимать аммиак, полученный из смеси 20 г хлорида аммония и 30 г гидроксида кальция?
2. Вычислить объем 0,1 н. раствора гидроксида натрия, необходимого для нейтрализации ортофосфорной кислоты, полученной из 0,93 г фосфата кальция, если продуктом реакции является гидрофосфат натрия.
3. Аммиак объемом 7.84 л (при н.у.) подвергли каталитическому окислению и дальнейшему окислению в азотную кислоту. В результате получили раствор массой 200 г. Вычислить массовую долю азотной кислоты в полученном растворе, считая выход HNO_3 равным 40 %.
4. Какая масса оксида фосфора (V) образуется при полном сгорании фосфина PH_3 , полученного из фосфида кальция массой 18,2 г?

ТЕМА № 7: Общая характеристика p-элементов III - IV групп.**Бор, алюминий, углерод, кремний**
(лабораторно-практическое занятие, 2 часа)**Цель занятия:**

Рассмотреть общую характеристику и свойства p-элементов III и IV групп и их соединений.

Выполнить лабораторную работу и оформить ее в тетради для лабораторно-практических работ.

Лаб. работа № 7*. Химические свойства соединений бора, алюминия, углерода и кремния.

Вопросы для обсуждения:

1. Положение p-элементов III и IV групп в периодической системе, строение и размер атомов, распространенность в природе.
2. Структура и свойства аллотропических модификаций углерода.
3. Кислородные соединения углерода и кремния.
4. Угольная и кремниевые кислоты, карбонаты, силикаты.
5. Бор и его соединения.
6. Алюминий и его соединения.
7. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия.
8. Гидролиз солей алюминия.

Выполнить упражнения:

1. Напишите уравнения реакций гидролиза карбоната натрия, хлорида алюминия и силиката калия в молекулярной и ионной форме. Укажите реакцию среды.
2. Какая реакция будет протекать при сливании водных растворов сульфата алюминия и карбоната натрия? Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.
3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
$$\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$$
$$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{AlCl}_3$$
$$\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4$$

Решить задачи:

1. При действии избытка соляной кислоты на карбонат кальция массой 25 г получили 10 г углекислого газа. Определить выход продукта реакции.

2. Вычислить массу оксида углерода (IV), который можно получить при взаимодействии карбоната кальция массой 7 г с раствором соляной кислоты массой 30 г с массовой долей HCl 20 %.
3. Вычислить объем 0,5 М раствора гидроксида натрия, необходимого для нейтрализации 150 мл 3% раствора борной кислоты (плотность 1,003 г/мл), если продуктом реакции является тетраборат натрия.
4. Смесь кремния и угля массой 20 г обработали избытком концентрированного раствора щелочи. В результате реакции выделился водород объемом 13,44 л (н.у.). Вычислить массовую долю кремния в исходной смеси.
5. Какой объем 2 М раствора гидроксида натрия надо затратить для нейтрализации 200 г 3 % раствора борной кислоты, если продуктом реакции является $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$?

ТЕМА № 8: Основные классы органических соединений (практическое занятие, 2 часа)

Цель занятия:

Рассмотреть классификацию и основные классы органических соединений, их свойства. Заслушать рефераты по органическим соединениям углерода.

Вопросы для обсуждения:

1. Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова.
2. Классификация органических соединений.
3. Алканы, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
4. Алкены, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
5. Алкины, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
6. Алкадиены, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
7. Ароматические углеводороды, номенклатура, изомерия, способы получения и химические свойства.
8. Спирты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
9. Фенолы, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
10. Альдегиды и кетоны, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
11. Карбоновые кислоты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
12. Сложные эфиры и жиры, номенклатура, способы получения и химические свойства. Мыла.
13. Углеводы, классификация, номенклатура, способы получения и химические свойства.
14. Амины, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
15. Аминокислоты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства. Природные аминокислоты. Белки.
16. Высокомолекулярные соединения, классификация, способы получения, строение молекул, свойства.

8.3. Рубежный контроль знаний

ВОПРОСЫ **к проведению 1-ой рубежной аттестации**

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.
31. Водород. Водород в природе. Свойства и применение водорода и его соединений.

- Пероксид водорода. Вода. Вода в природе. Физические и химические свойства воды.
32. Общая характеристика элементов главной подгруппы I группы. Щелочные металлы в природе. Получение и свойства щелочных металлов. Оксиды, пероксиды и гипероксиды. Применение и биологическая роль соединений натрия и калия.
 33. Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы. Бериллий и магний, получение, свойства и применение. Соединения бериллия и магния.
 34. Щелочноземельные металлы, их оксиды, гидроксиды, соли. Жесткость воды и способы ее устранения.
 35. Основные закономерности химии d-элементов: электронная структура, валентные состояния, энергия ионизации, физические свойства.
 36. Общая характеристика химических свойств d-элементов: восстановительная способность, устойчивость соединений, оксиды и гидроксиды d-элементов, способность к комплексообразованию, каталитическая способность.
 37. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения хрома, молибдена и вольфрама.
 38. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения марганца. Перманганат калия, его окислительно-восстановительные свойства в зависимости от pH среды.
 39. d-Элементы VIII группы. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения d-элементов семейства железа.
 40. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения d-элементов семейства платины.
 41. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения элементов подгруппы меди.
 42. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения элементов подгруппы цинка.

ВОПРОСЫ к проведению 2-ой рубежной аттестации

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.
23. Галогены, общая характеристика, получение и свойства. Галогеноводороды, получение, свойства.
24. Окислительно-восстановительные свойства галогенов и их соединений. Примеры.
25. Кислородсодержащие соединения галогенов. Кислородные кислоты хлора и их соли. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в зависимости от степени окисления галогена.
26. Общая характеристика p-элементов VI группы.
27. Кислород: положение в периодической системе, распространенность в природе, получение в промышленности и в лаборатории, физические и химические свойства
28. Сера, общая характеристика, физические и химические свойства. Соединения серы: сероводород, оксиды серы.
29. Сернистая и серная кислоты и их соли, их свойства.
30. Общая характеристика p-элементов V группы.
31. Азот, общая характеристика, физические и химические свойства. Соединения азота: нитриды, аммиак и соли аммония.
32. Оксиды азота, азотистая и азотная кислоты и их соли, их свойства.
33. Азотная кислота как энергичный окислитель. Взаимодействие азотной кислоты с металлами и неметаллами. Примеры.
34. Фосфор. Общая характеристика, физические и химические свойства. Соединения фосфора, их свойства.
35. Общая характеристика p-элементов IV группы.
36. Углерод, общая характеристика, физические и химические свойства.
37. Соединения углерода: карбиды, метан, оксиды углерода, угольная кислота и ее соли, их свойства.
38. Кремний: положение в периодической системе, распространенность в природе, получение, физические и химические свойства.
39. Соединения кремния, получение, свойства, применение.
40. Общая характеристика p-элементов III группы.
41. Бор и алюминий и их соединения: получение, физические и химические свойства.
42. Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова.
43. Типы химических связей в органических соединениях.
44. Основные представления о механизме протекания химических реакций.
45. Алканы, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
46. Алкены, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
47. Алкины, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и

- химические свойства.
48. Алкадиены, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
 49. Ароматические углеводороды, номенклатура, изомерия, способы получения и химические свойства.
 50. Спирты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
 51. Фенолы, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
 52. Альдегиды и кетоны, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
 53. Карбоновые кислоты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
 54. Сложные эфиры и жиры, номенклатура, способы получения и химические свойства. Мыла.
 55. Углеводы, классификация, номенклатура, способы получения и химические свойства.
 56. Амины, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
 57. Аминокислоты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства. Природные аминокислоты. Белки.
 58. Высокомолекулярные соединения, классификация, способы получения, строение молекул, свойства.

**Примеры тестовых заданий для контроля знаний, подготовки
к рубежным аттестациям**

Выберите один правильный ответ

Общая химия

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 , $\text{Ba}(\text{HS})_2$; в) $[\text{Cu}(\text{OH})]_2\text{CO}_3$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$;
 - 2) а) FeSO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; б) K_2SiO_3 , NaHSO_3 ; в) $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Fe}(\text{OH})\text{Br}_2$;
 - 3) а) LiClO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; б) KHCO_3 , CaSO_4 ; в) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $\text{Zn}(\text{OH})\text{NO}_3$;
 - 4) а) KCl , AgNO_3 ; б) KHCO_3 , NH_4Cl ; в) $[\text{Fe}(\text{OH})]_2\text{SO}_3$, $\text{Cr}(\text{OH})\text{SO}_4$.
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 $\text{Cs} \rightarrow \text{Rb} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{Li}$ 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 \rightarrow кислород \rightarrow 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) $2\text{KNO}_3 + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$;
 - 2) $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{Na}_2\text{S} + \text{ZnCl}_2 = \text{ZnS} + 2\text{NaCl}$;
 - 4) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NaNO}_3$.
- 32.** Краткое ионное уравнение $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$ соответствует реакции между:
- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и H_2S ;
 - 2) CuCl_2 и Na_2S ;
 - 3) $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ и Na_2S ;
 - 4) CuCl_2 и H_2S .
- 33.** Укажите тип гибридизации атомных орбиталей центрального иона в комплексном соединении $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6] \text{Br}_2$:
- 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) дибромоцианоцианодиаквакватриамминкобальта (III);
 2) бромид цианоцианодиаквакватриамминкобальта (III);
 3) бромид цианоцианодиаквакватриамминкобальта (II);
 4) цианоцианодиаквакватриамминкобальтат (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 0^0C ;
 2) давление 101,3 кПа и температура 298 К;
 3) давление 1 атм и температура 273 К;
 4) давление 101,3 кПа и температура 0^0C .
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) $S(\text{г}) > S(\text{ж}) > S(\text{т})$;
 - 2) $S(\text{т}) > S(\text{ж}) > S(\text{г})$;
 - 3) $S(\text{ж}) > S(\text{г}) > S(\text{т})$;
 - 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

(рН), рассчитываемый по формуле

- 1) $pH = \lg [H^+]$;
- 2) $pH = -\lg [H^+]$;
- 3) $pH = -\lg [OH^-]$;
- 4) $pH = -\lg [OH^-]$.

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:

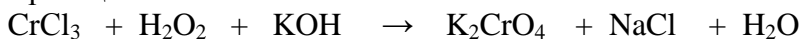
- 1) Na_2S ;
- 2) Na_2SO_4 ;
- 3) $NaOH$;
- 4) $NaCl$.

Неорганическая и органическая химия

1. Как водород, так и хлор, взаимодействуют с

- 1) водой;
- 2) аммиаком;
- 3) гидроксидом кальция;
- 4) металлическим кальцием.

2. В реакции



число электронов, принятых окислителем, равно

- 1) 2;
- 2) 3;
- 3) 4;
- 4) 6.

3. Какой из металлов не вытесняет водород из разбавленной серной кислоты?

- 1) железо;
- 2) хром;

- 3) медь;
- 4) цинк.
- 4. Нерастворимая соль образуется при взаимодействии
 - 1) растворов гидроксида калия и серной кислоты;
 - 2) оксида меди (II) и азотной кислоты;
 - 3) растворов нитрата магния и соляной кислоты;
 - 4) раствора гидроксида кальция и углекислого газа.
- 5. При разложении нитрата калия выделяется
 - 1) кислород;
 - 2) оксид азота(II);
 - 3) оксид азота (IV);
 - 4) оксид калия.
- 6. Сульфит натрия в водном растворе гидролизуется
 - 1) по катиону;
 - 2) по аниону;
 - 3) по катиону и аниону;
 - 4) гидролизу не подвергается.
- 7. С водой без нагревания реагирует
 - 1) цинк;
 - 2) медь;
 - 3) железо;
 - 4) литий.
- 8. Нейтральная среда в растворе
 - 1) карбоната натрия;
 - 2) нитрата алюминия;
 - 3) бромида калия;
 - 4) ацетата калия.
- 9. В качестве анионов только ионы OH^- образуются при диссоциации
 - 1) CH_3OH ;
 - 2) $\text{Zn}(\text{OH})\text{Br}$;
 - 3) NaOH ;
 - 4) CH_3COOH .
- 10. Оксид кальция взаимодействует с каждым из трех веществ
 - 1) кислород, вода, серная кислота;
 - 2) соляная кислота, углекислый газ, вода;
 - 3) оксид магния, оксид серы (IV), аммиак;
 - 4) железо, азотная кислота, оксид фосфора (V).
- 11. Гидроксид натрия не реагирует с
 - 1) гидроксидом алюминия;
 - 2) оксидом цинка;
 - 3) серной кислотой;
 - 4) оксидом бария.
- 12. При взаимодействии H_2O_2 с перманганатом калия в присутствии серной кислоты образуются следующие вещества:
 - 1) $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$;
 - 2) $\text{MnO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$;
 - 3) $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$;
 - 4) H_2O_2 не реагирует с перманганатом калия в присутствии серной кислоты.
- 13. Водород не взаимодействует с
 - 1) кислородом;
 - 2) аммиаком;
 - 3) кальцием;

- 4) серой.
- 14.** Пероксид водорода
- 1) является кислотой средней силы;
 - 2) проявляет окислительно-восстановительную двойственность;
 - 3) проявляет амфотерные свойства;
 - 4) проявляет только окислительные свойства.
- 15.** Кислотным является оксид:
- 1) Cr_2O_3 ;
 - 2) CuO ;
 - 3) CrO_3 ;
 - 4) MnO_2 .
- 16.** Хромат калия:
- 1) является окислителем;
 - 2) является восстановителем;
 - 3) проявляет окислительно-восстановительную двойственность;
 - 4) не растворим в воде.
- 17.** В реакции: $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
число электронов, отданных восстановителем, равно:
- 1) 2;
 - 2) 3;
 - 3) 4;
 - 4) 6.
- 18.** Для обнаружения катионов Fe^{3+} используют реакцию с:
- 1) хлоридом калия;
 - 2) тиоцианатом аммония;
 - 3) гидроксидом калия;
 - 4) перманганатом калия.
- 19.** При обычных условиях железо вступает в реакцию с:
- 1) серой;
 - 2) концентрированной серной кислотой;
 - 3) раствором нитрата цинка;
 - 4) раствором нитрата меди (II).
- 20.** Серебро не растворяется:
- 1) в разбавленном водном растворе серной кислоты;
 - 2) в разбавленном водном растворе азотной кислоты;
 - 3) в концентрированной азотной кислоте;
 - 4) в концентрированной серной кислоте.
- 21.** Укажите степень окисления и координационное число комплексообразователя в комплексном соединении $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Br}] \text{Cl}_2$:
- 1) +2; 5;
 - 2) +3; 2;
 - 3) +2; 4;
 - 4) +3; 6.
- 22.** Какой комплекс не имеет первичной диссоциации?
- 1) $\text{K}_2 [\text{PtCl}_6]$;
 - 2) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4] \text{Cl}_2$;
 - 3) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3 \text{Cl}_3]$;
 - 4) $\text{NH}_4 [\text{Ag}(\text{CN})_2]$.
- 23.** При взаимодействии раствора перманганата калия в сернокислой среде с нитритом натрия:
- 1) выпадает бурый осадок;
 - 2) раствор обесцвечивается;

- 3) появляется зеленая окраска;
4) реакция не протекает.
24. Какой элемент IV периода имеет максимальное число неспаренных электронов?
1) медь;
2) марганец;
3) хром;
4) железо.
25. В какой среде дихромат-ион переходит в хромат-ион?
1) нейтральной;
2) кислой;
3) щелочной;
4) такая реакция невозможна.
26. Бутен-1 является структурным изомером
1) бутана
2) циклобутана
3) бутина
4) бутадиена
27. В соответствии с правилом Марковникова присоединение бромоводорода к 2-метилпропену приводит к образованию
1) 2-метил-1-бромпропена
2) 2-метил-1-бромпропана
3) 2-метил-2-бромпропан
4) 2-метил-2-бромпропена
28. В схеме превращений $C_2H_5Br \rightarrow X \rightarrow C_2H_5OC_2H_5$ веществом «X» является
1) C_2H_4
2) $C_2H_5-C_2H_5$
3) CH_3CHO
4) C_2H_5OH
29. С этином может взаимодействовать
1) метан
2) вода
3) этилацетат
4) азот
30. Изомерами являются
1) бензол и толуол
2) пропанол и пропановая кислота
3) этанол и диметиловый эфир
4) этанол и фенол
31. Гомологами являются
1) бензол и толуол
2) пропанол и пропановая кислота
3) этанол и диметиловый эфир
4) этанол и фенол
32. При окислении этанола оксидом меди (II) при нагревании образуется
1) уксусная кислота
2) оксид углерода (IV) и вода
3) этиленгликоль
4) уксусный альдегид
33. Сложный эфир образуется при взаимодействии глицина с
1) KOH
2) C_2H_5OH
3) HBr

- 4) H_2SO_4
34. Метилэтиламин взаимодействует с
- 1) этаном
 - 2) гидроксидом калия
 - 3) бензолом
 - 4) бромоводородной кислотой
35. Раствор перманганата калия обесцвечивается каждым из двух веществ
- 1) циклопентан и метан
 - 2) бензол и бутан
 - 3) пропен и бутадиен-1,3
 - 4) бутин-2 и изобутан
36. Бутановую кислоту можно получить взаимодействием
- 1) бутанала и водорода
 - 2) бутанола и серной кислоты
 - 3) бутанала и кислорода
 - 4) бутилена и воды
37. В схеме превращений $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{-COONa}$ соединением «X» является
- 1) C_6H_6
 - 2) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-OH}$
 - 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$
 - 4) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CHO}$
38. Метан можно получить в результате взаимодействия
- 1) CH_3COONa с NaOH
 - 2) CH_3OH с HCl
 - 3) CH_3Cl с Na
 - 4) CH_3OH с Na
39. Анилин взаимодействует с
- 1) гидроксидом натрия
 - 2) бромной водой
 - 3) толуолом
 - 4) метаном
40. Фенол реагирует с
- 1) бензолом
 - 2) гидроксидом натрия
 - 3) хлороводородом
 - 4) оксидом углерода (IV)

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 электролитической 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. Водород. Водород в природе. Свойства и применение водорода и его соединений. Пероксид водорода. Вода. Вода в природе. Физические и химические свойства воды.
 53. Общая характеристика элементов главной подгруппы I группы. Щелочные металлы в природе. Получение и свойства щелочных металлов. Оксиды, пероксиды и гипероксиды. Применение и биологическая роль соединений натрия и калия.
 54. Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы. Бериллий и магний, получение, свойства и применение. Соединения бериллия и магния.
 55. Щелочноземельные металлы, их оксиды, гидроксиды, соли. Жесткость воды и способы ее устранения.
 56. Основные закономерности химии d-элементов: электронная структура, валентные состояния, энергия ионизации, физические свойства.
 57. Общая характеристика химических свойств d-элементов: восстановительная

- способность, устойчивость соединений, оксиды и гидроксиды d-элементов, способность к комплексообразованию, каталитическая способность.
58. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения хрома, молибдена и вольфрама.
 59. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения марганца. Перманганат калия, его окислительно-восстановительные свойства в зависимости от pH среды.
 60. d-Элементы VIII группы. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения d-элементов семейства железа.
 61. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения d-элементов семейства платины.
 62. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения элементов подгруппы меди.
 63. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения элементов подгруппы цинка.
 64. Общая характеристика p-элементов III группы. Бор и его соединения. Биологическая роль бора.
 65. Алюминий и его соединения. Алюминий в природе. Получение алюминия, свойства и применение. Амфотерность алюминия, его оксида и гидроксида. Соединения алюминия, их свойства.
 66. Общая характеристика p-элементов IV группы. Углерод. Углерод в природе. Структура и свойства аллотропных модификаций углерода. Химические свойства углерода. Карбиды.
 67. Оксиды углерода. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты. Соединения углерода с галогенами, серой, азотом. Цианаты и тиоцианаты. Биологическая роль углерода.
 68. Кремний. Кремний в природе. Получение, свойства и применение кремния. Силан и его производные. Кислородные соединения кремния. Силикаты. Силиконы и силоксаны.
 69. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения германия, олова и свинца.
 70. Общая характеристика p-элементов V группы. Азот, фосфор и мышьяк в организме человека, их биологическая роль. Азот в природе. Получение, свойства и применение азота. Нитриды. Аммиак. Соли аммония.
 71. Оксиды азота, их свойства. Азотистая и азотная кислоты. Специфика взаимодействия азотной кислоты с металлами и неметаллами. Нитраты, их получение, свойства, термическая устойчивость.
 72. Фосфор. Фосфор в природе. Аллотропные модификации фосфора. Получение, свойства и применение фосфора. Фосфин. Фосфорные кислоты. Фосфаты. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.
 73. Общая характеристика, свойства и важнейшие соединения мышьяка, сурьмы и висмута. Применение этих элементов и их соединений.
 74. Общая характеристика p-элементов VI группы и их биологическая роль. Кислород. Кислород в природе. Получение и свойства кислорода. Озон и его свойства.
 75. Сера. Сера в природе. Получение, свойства и применение серы. Сероводород и сульфиды.
 76. Оксиды серы. Кислородные кислоты серы, их окислительно-восстановительная активность. Тиосульфаты. Получение серной кислоты. Олеум. Пиросерная кислота. Пероксодисерная кислота и ее соли как окислители.
 77. Общая характеристика p-элементов VII группы и их биологическая роль. Галогены в природе. Физические и химические свойства галогенов. Галогеноводороды.
 78. Галогены в положительных степенях окисления. Кислородные кислоты хлора и их соли.
 79. Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова.
 80. Типы химических связей в органических соединениях.
 81. Основные представления о механизме протекания химических реакций.
 82. Алканы, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.

83. Алкены, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
84. Алкины, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
85. Алкадиены, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
86. Ароматические углеводороды, номенклатура, изомерия, способы получения и химические свойства.
87. Спирты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
88. Фенолы, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
89. Альдегиды и кетоны, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
90. Карбоновые кислоты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
91. Сложные эфиры и жиры, номенклатура, способы получения и химические свойства. Мыла.
92. Углеводы, классификация, номенклатура, способы получения и химические свойства.
93. Амины, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства.
94. Аминокислоты, изомерия, номенклатура, способы получения и химические свойства. Природные аминокислоты. Белки.
95. Высокомолекулярные соединения, классификация, способы получения, строение молекул, свойства.

Образец билета к экзамену по дисциплине «Химия»

Форма проведения экзамена - смешанная

<p>Министерство образования и науки РФ Северо-Осетинский государственный университет имени Коста Левановича Хетагурова Кафедра общей и неорганической химии. Дисциплина «Химия» Направление бакалавриата 29.03.05 «Конструирование изделий легкой промышленности» 1 курс, 1 семестр ЭКЗАМЕН</p>	
<p>ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1</p>	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Строение атома. Открытия, свидетельствующие о сложном строении атома. Ядерная модель атома Резерфорда. 2. Алканы, гомологический ряд, изомерия, номенклатура, способы получения и 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

<i>Характеристика ответа</i>	<i>Баллы</i>
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.	56-60
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.	51-55
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.	46-50
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.	41-45
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.	36-40
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.	31-35

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 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.	1-30
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 56 баллов)	«Минимальный уровень» (56-70 баллов)	«Средний уровень» (71-85 баллов)	«Высокий уровень» (86-100 баллов)
<u>Компетенции не сформированы.</u> Знания отсутствуют, умения и навыки не сформированы.	<u>Компетенции сформированы.</u> Сформированы базовые структуры знаний. Умения фрагментарны и носят репродуктивный характер. Демонстрируется низкий уровень самостоятельности практического навыка.	<u>Компетенции сформированы.</u> Знания обширные, системные. Умения носят репродуктивный характер, применяются к решению типовых заданий. Демонстрируется достаточный уровень самостоятельности устойчивого практического навыка.	<u>Компетенции сформированы.</u> 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 практические задания, предусмотренные программой дисциплины; - отсутствие готовности (способности) к дискуссии и низкую степень контактности.	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, рекомендованной программой дисциплины; - умение без грубых ошибок решать практические задания, которые следует выполнить.	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 конкретные, без грубых ошибок, ответы на поставленные вопросы; - умение решать практические задания, которые следует выполнить;	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 практики и теории; - логически последовательные, содержательные, конкретные и исчерпывающие ответы на все

		- 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.	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 НП КП «МАВР», 2016. – 82 с.
4. Коровин Н.В. Общая химия: учебник. – М.: Академия, 2014. – 496 с.
5. 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.
6. 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.
7. Практикум по неорганической химии: Пособие для вузов / Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Гликина и др. – М.: Просвещение, 1983. – 303 с.
8. Неёлова О.В. Лабораторные работы по элективному курсу "Химия элементов и их медико-биологическая роль". Руководство к лабораторно-практическим занятиям. – Владикавказ: ООО НП КП "Мавр", 2016. – 58 с.
9. Травень В.Ф. Органическая химия: Учебник для вузов: В 2 т. – М.: «Академкнига», 2006. Т. 1. – 727 с. Т. 2. – 582 с.
10. Грандберг И.И. Органическая химия: учебник для бакалавров. – М.: Юрайт, 2013. – 608 с.
11. Березин Б.Д. Органическая химия: учебное пособие для бакалавров. – М.: Юрайт, 2012. – 768 с.

б) дополнительная литература

12. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – М.: Новая волна,

2007. – 489 с.

13. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач по химии для поступающих в вузы. – М.: Новая волна, 2012. – 278 с.
14. Гузей Л.С., Кузнецов В.Н., Гузей А.С. Общая химия: Учебник. – М.: Изд-во МГУ, 1999. – 333 с.
15. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2001. – 743 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 KasperskyTotalSecurity	№ 17E0-180222-130819-587-185 от 26.02.2018 г. 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.	Cisco Webex - Система проведения вебинаров.	ООО Айстекдоговор № Д83-2020 от 10.08.2020-10.08.2021 г.
6.	Система поиска текстовых заимствований «Антиплагиат.ВУЗ»	№ 795 от 26.12.2020 г. (действителен до 30.12.2021 г.) с ЗАО «Анти-Плагиат»
7.	Программное обеспечение для редактирования химических формул Isis	Свободное программное обеспечение (бессрочно)

	Draw	
8.	Система тестирования Sunrav WEB Class	№ 468 от 03.12.2013 г. ИП Сунгатулин Р.Т. (бессрочно)

з) 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>
2. Неёлова О.В. Лабораторные работы по элективному курсу "Химия элементов и их медико-биологическая роль". Руководство к лабораторно-практическим занятиям. – Владикавказ: ООО НПКП "Мавр", 2016. – 58 с. <http://dist-edu.nosu>

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. Ионномер И-510 стандартный – 2 шт. Колориметр КФК-2МП – 1 шт. Калориметр КЛ-5 – 1 шт. Рефрактометр ИРФ 454Б-2М с подсветкой – 1 шт. Поляриметр круговой СМЗ – 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 (2021-2022 учебный год).

Внесены изменения в соответствии с Приказом Минобрнауки России «О внесении изменений в федеральные государственные стандарты высшего образования от 26 ноября 2020г. № 1436, (зарегистрирован 27 мая 2021г.) вступающим в силу с 1 сентября 2021г.