

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Луганский государственный университет
имени Владимира Даля»
(ФГБОУ ВО «ЛГУ им. В. Даля»)

Институт технологий и инженерной механики
Кафедра химии и инновационных химических технологий

УТВЕРЖДАЮ
Директор Института технологий и
инженерной механики
Могильная Могильная Е.П.
«19» 04 2023 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

По дисциплине: «Неорганическая химия»
По специальности 19.03.04 Технология продукции и организация
общественного питания
Профиль подготовки: «Технология продуктов общественного питания»

Луганск – 2023

Лист согласования РПУД

Рабочая программа учебной дисциплины «Неорганическая химия» по направлению подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания. – 42 с.

Рабочая программа учебной дисциплины «Неорганическая химия» разработана в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки специальности 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания, профиль подготовки «Технология продуктов общественного питания», утвержденного приказом Министерства науки и высшего образования РФ от 17 августа 2020 года № 1047.

СОСТАВИТЕЛЬ:

канд. хим. наук, доцент К.А. Фролов

Рабочая программа дисциплины утверждена на заседании кафедры химии и инновационных химических технологий
«14» апреля 2023 года, протокол № 9

Заведующий кафедрой химии и инновационных химических технологий  С.Г. Кривоколыко

Переутверждена: « ____ » 20 __ г., протокол № ____

Согласована:

Директор Института технологий и инженерной механики

 Е.П. Могильная

Переутверждена: « ____ » 20 __ г., протокол № ____

Рекомендована на заседании учебно-методической комиссии Института технологий и инженерной механики
«18» _04_ 2023 г., протокол № 3

Председатель учебно-методической комиссии Института технологий и инженерной механики  С.Н. Ясуник

Структура и содержание дисциплины

1. Цели и задачи дисциплины, ее место в учебном процессе

Цель изучения дисциплины – углубление и усвоение фундаментальных знаний в области неорганической химии, которые являются основой для дальнейшего изучения специальных дисциплин, а также для формирования у выпускника общепрофессиональных компетенций.

Задачи дисциплины:

- дать теоретические знания в области неорганической химии;
- дать знания по основам неорганической химии;
- сформировать навыки экспериментальной работы и проведения неорганического синтеза и анализа, углубить на практике полученные теоретические знания;
- развить способности к выполнению самостоятельной научно-исследовательской работы;
- способствовать получению навыков наблюдения, обобщения и обработки экспериментальных данных.

2. Место дисциплины в структуре ООП ВО

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к обязательной части модуля естественнонаучных дисциплин. Дисциплина реализуется в 1 семестре.

Для изучения дисциплины в университете необходимы знания биологии, химии и физики в объеме средней школы.

Основывается на базе дисциплин: «Математика», «Физика», «Введение в специальность» и служит основой для освоения дисциплин: «Органическая химия», «Физическая и коллоидная химия», «Биохимия», «Санитария и гигиена питания», «Организация производства и обслуживания на предприятиях общественного питания» и других дисциплин естественнонаучного и профессионального цикла.

Дисциплина «Неорганическая химия» является необходимой для освоения общепрофессиональной компетенции по направлению подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания, а также для самостоятельного занятия научно-исследовательской работой студентом и написания выпускной квалификационной работы.

3. Требования к результатам освоения содержания дисциплины

Код и наименование компетенции	Индикаторы достижений компетенции (по реализуемой дисциплине)	Перечень планируемых результатов
ОПК-2. Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности.	ОПК-2.2. Умеет использовать базовые знания в области естественнонаучных дисциплин для управления процессом производства продуктов питания на основе основных структурных компонентов.	<p>Знать: современное состояние и пути развития, значение химических неорганической химии теорий, законов и свойств неорганической химии, роль неорганической химии в создании новых веществ и материалов.</p> <p>Уметь пользоваться приемами логического мышления (анализа, синтеза, сравнения, обобщения и т.д.); наблюдать и объяснять химические явления, происходящие в природе, лаборатории, на производстве и в повседневной жизни; самостоятельно пополнять, систематизировать и применять знания; пользоваться учебной и справочной литературой, решать химические задачи, обращаться с важнейшими химическими соединениями и оборудованием, выполнять химические опыты, знать правила техники безопасности при работе с распространенными химическими веществами.</p> <p>Владеть ключевыми теоретическими и прикладными вопросами неорганической химии.</p>

4. Структура и содержание дисциплины

4.1. Объем учебной дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Объем часов (зач. ед.)	
	Очная форма	Заочная форма
Общая учебная нагрузка (всего)	108 <i>(3 зач. ед)</i>	108 <i>(3 зач. ед)</i>
Обязательная аудиторная учебная нагрузка (всего) в том числе:	68	6
Лекции	34	6
Семинарские занятия	-	-
Практические занятия	17	3
Лабораторные работы	17	3
Курсовая работа (курсовой проект)	-	-
Другие формы и методы организации образовательного процесса (<i>расчетно-графические работы, индивидуальные задания и т.п.</i>)	-	-
Самостоятельная работа студента (всего)	40	96
Форма аттестации	Экзамен	Экзамен

4.2. Содержание разделов дисциплины

Тема 1. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.

Квантово-механическая модель строения атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов. Квантовые числа. Принцип Паули. Периодический закон (ПЗ) Д.И. Менделеева и его трактовка на основе квантово-механической теории строения атомов. Структура Периодической системы элементов (ПСЭ): периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f-классификация элементов (блоки). Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭО). Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов.

Тема 2. Химическая связь и строение химических соединений.

Типы химических связей и физико-химические свойства соединений с ковалентной, ионной и металлической связью. Описание молекулы методом валентных связей (МВС). Механизм образования ковалентной связи. Насыщенность ковалентной связи. Направленность ковалентной связи как следствие условия максимального перекрывания орбиталей. Сигма и пи-связи и их образование при перекрывании s-, p- и d-орбиталей. Кратность связей в методе валентных связей. Поляризумость и полярность ковалентной связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул. Гибридизация атомных орбиталей. Устойчивость гибридизированных состояний различных атомов. Пространственное

расположение атомов в молекулах. Описание молекул методом молекулярных орбиталей (МО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО их энергия и форма.

Ионная связь. Водородная связь. Межмолекулярные взаимодействия.

Тема 3. Энергетика химических реакций. Закон Гесса.

Основные понятия химической термодинамики. Поглощение и выделение различных видов энергии при химических превращениях. Теплота и работа. Внутренняя энергия и энталпия индивидуальных веществ и многокомпонентных систем. Стандартные состояния веществ и стандартные значения внутренней энергии и энталпии. Термохимические уравнения. Стандартные энталпии образования и сгорания веществ.

Закон Гесса. Расчеты изменения стандартных энталпий химических реакций и физико-химических превращений. Понятие об энтропии как мере неупорядоченности системы (уравнение Больцмана).

Направление химических реакций. Химическое равновесие. Основы химической кинетики. Обратимые и необратимые химические реакции и состояние химического равновесия. Закон действующих масс (ЗДМ). Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Тема 4. Общая характеристика растворов. Коллигативные свойства растворов.

Основе определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Растворимость. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ. Вода как один из наиболее распространенных растворителей. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Неводные растворители и растворы.

Тема 5. Равновесные процессы в растворах электролитов. Теории кислот и оснований.

Термодинамика процесса растворения. Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов коэффициент активности и активность ионов. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого сильного электролита. Произведение растворимости. Условия растворения и образования осадков.

Теория кислот и оснований (Аррениус, Льюис, Бренстеда-Лоури). Роль ионных, в том числе кислотно-основных, взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе.

Тема 6. Гидролитические процессы. Гидролиз солей.

Растворы слабых электролитов. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. pH растворов сильных кислот и оснований. Гидролиз солей.

Тема 7. Окислительно-восстановительные реакции.

Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций (Л.В. Писаржевский). Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в Периодической системе элементов и степени окисления элементов в соединениях. Сопряженные пары окислитель-восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность. Стандартное изменение энергии Гиббса и Гельмгольца окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (электродные потенциалы). Определение направления протекания ОВ реакций по разности ОВ потенциалов. Влияние среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.

Тема 8. Комплексные соединения.

Современное содержание понятия комплексные соединения (КС). Структура КС: центральный атом, лиганда, комплексный ион, внутренняя и внешняя сфера, координационное число центрального атома, дентатность лигандов. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Природа химической связи в КС. Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и нестойкости комплексов. Классификация и номенклатура КС. Хелатные и макроциклические КС. Биологическая роль КС. Металлоферменты, понятие о строении их активных центров. Химические основы применения КС.

Тема 9. Химия элементов. Общая характеристика. s-элементы. Водород.

Общая характеристика. Особенности положения в ПСЭ, реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами. Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства.

s -элементы – металлы. Общая характеристика. Изменение свойств элементов IIА группы в сравнении с IA. Характеристики катионов. Ионы s-металлов в водных растворах; энергия гидратации ионов. Взаимодействие металлов с кислородом, образование оксидов, пероксидов, гипероксидов (супероксидов, надпероксидов). Взаимодействие с водой этих соединений. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов и их восстановительные свойства. Биологическая роль s-элементов-металлов. Макро- и микро-s- элементы. Жесткость воды, единицы ее измерения.

Тема 10. Химия элементов. Общая характеристика. р-элементы III группы.

Общая характеристика группы. Бор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Тетраборат натрия. Алюминий Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Разновидности оксида алюминия. Применение. Амфотерность гидроксида. Алюминаты. Ион алюминия как комплексообразователь. Физико-химические основы применения алюминия.

Тема 11. Химия элементов. Общая характеристика. р-элементы IV группы.

Общая характеристика углерода. Аллотропические модификации углерода. Типы гибридизации атома углерода и строение углеродосодержащих молекул. Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристика, свойства как лиганда, химические основы его токсичности. Цианистоводородная кислота, простые и комплексные цианиды. Химические основы токсичности цианидов. Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV), стереохимия и природа связи, равновесия в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термохимическое разложение.

Тема 12. Химия элементов. Общая характеристика. р-элементы V группы.

Общая характеристика группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль. Азот Общая характеристика. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Причина малой химической активности азота. Молекула азота как лиганд. Соединения с отрицательными степенями окисления. Аммиак, КО и ОВ характеристики, реакции замещения. Соединения азота в положительных степенях окисления. Оксиды. Азотная и азотистая кислоты, КО и ОВ свойства. «Царская водка».

Фосфор. Общая характеристика. Аллотропические модификации фосфора, их химическая активность. Фосфиды. Фосфин. Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении, с амиаком и фосфином. Понятие о химических основах применения оксида азота (I) (закиси азота), нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута. Химические основы использования соединений р-элементов V группы. Лекарственные средства.

Тема 13. Химия элементов. Общая характеристика. р-элементы VI группы.

Общая характеристика группы. Кислород, общая характеристика, его КО и ОВ характеристика, биологическая роль. Сера. Общая характеристика. КО и ОВ характеристика, биологическая роль. Применение.

Тема 14. Химия элементов. Общая характеристика. р-элементы VII группы (галогены).

Общая характеристика группы. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде; КО и ОВ свойства. Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом. Кислородные кислоты хлора и их соли, стереохимия и природа связей, устойчивость в свободном состоянии и в растворах, изменение КО и ОВ свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь, хлораты, броматы и йодаты и их свойства. Биологическая роль фтора, хлора, брома и йода. Понятие о химизме бактерицидного действия хлора и йода. Применение хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и йодидов. ЛС.

Тема 15. Химия элементов. Общая характеристика. d-Элементы VII группы.

Общая характеристика Марганец. Общая характеристика. Химическая активность простого вещества. Способность к комплексообразованию (карбонилы марганца). Марганец (II) и марганец (IV): КО и ОВ характеристика соединений, способность к комплексообразованию. Соединения марганца (VII) – оксид, марганцевая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, продукты восстановления перманганатов при различных значениях pH, окисление органических соединений, термическое разложение. Химические основы применения калия перманганата и его раствора как антисептического средства.

d-элементы VIII группы. Общая характеристика группы. Деление d-элементов VIII группы на элементы семейства железа и платиновые металлы. Общая характеристика элементов семейства железа. Железо. Химическая активность простого вещества, способность к комплексообразованию. Кобальт, никель, их соединения. Соединения железа (II) и железа (III) – КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа (II) и железа (III) с цианид- и тиоцианат- ионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия. Железо (VI). Ферраты, получение и окислительные свойства.

Тема 16. Химия элементов. Общая характеристика. d-Элементы I-II групп.

Общая характеристика I группы. Физические и химические свойства простых веществ. Соединения меди (I) и меди (II), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Химические основы применения соединений меди. Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики (бактерицидные свойства иона серебра). Способность к комплексообразованию. Химические основы применения соединений серебра. Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Химические основы применения.

Тема 17. Химия элементов. Общая характеристика. d-элементы II группы.

Общая характеристика группы. Цинк. Общая характеристика, химическая активность простого вещества; КО и ОВ характеристика соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Комплексная природа цинкосодержащих ферментов, химические основы применения. Ртуть. Общая характеристика, отличительные от цинка свойства. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути. Химические основы применения соединений ртути.

4.3. Лекции

№ п/п	Название темы	Объем часов	
		Очная форма	Заочная форма
1	Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.	2	1
2	Химическая связь и строение химических соединений	2	1

3	Энергетика химических реакций. Закон Гесса. Направление химических реакций. Химическое равновесие.	2	-
4	Общая характеристика растворов. Коллигативные свойства растворов.	2	1
5	Равновесные процессы в растворах электролитов. Теории кислот и оснований.	2	-
6	Гидролитические процессы. Гидролиз солей.	2	-
7	Окислительно-восстановительные реакции.	2	1
8	Комплексные соединения.	2	-
9	Химия элементов. Общая характеристика. s-элементы I группы. Водород. s -элементы II группы – металлы.	2	1
10	Химия элементов. Общая характеристика. p-элементы III группы.	2	1
11	Химия элементов. Общая характеристика. p-элементы IV группы.	2	-
12	Химия элементов. Общая характеристика. p-элементы V группы.	2	-
13	Химия элементов. Общая характеристика. p-элементы VI группы.	2	-
14	Химия элементов. Общая характеристика. p-элементы VII группы (галогены).	2	-
15	Химия элементов. Общая характеристика. d-Элементы VII, VIII группы.	2	-
16	Химия элементов. Общая характеристика. d-Элементы I-II групп.	2	-
17	Химия элементов. Общая характеристика. d-элементы II группы.	2	-
Итого:		34	6

4.4. Практические занятия.

№ п/п	Название темы	Объем часов	
		Очная форма	Заочная форма
1	Введение в неорганическую химию. Техника безопасности при работе в химической лаборатории. Основные положения атомно-молекулярной теории (молекула, атом, химический элемент). Моль, молярная масса. Основные стехиометрические законы химии. Валентность и степень окисления. Закон сохранения массы вещества. Закон постоянства состава вещества. Закон Авогадро. Следствия закона Авогадро. Закон эквивалентов. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.	2	1
2	Химическая связь и строение химических соединений. Типы химических связей. Контрольная работа №1.	2	-
3	Энергетика химических реакций. Основные понятия термодинамики. Направление химических реакций. Закон действующих масс.	2	-
4	Учение о растворах. Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации вещества в растворах. Равновесные процессы в растворах электролитов. Теории кислот и оснований.	2	1
5	Гидролитические процессы. Гидролиз солей. Окислительно-восстановительные реакции. Контрольная работа №2.	2	1
6	Химия элементов. s-элементы I группы. Водород. s-элементы II группы – металлы.	2	-
7	Химия элементов. p-элементы III группы. p-элементы IV группы.	2	-
8	Химия элементов. p-элементы V группы. p-элементы VI группы.	2	-
9	Химия элементов. p-элементы VII группы. Контрольная работа №3.	1	-

	Итого:	17	3
--	---------------	----	---

4.5. Лабораторные работы

№ п/п	Название темы	Объем часов	
		Очная форма	Заочная форма
1	ТБ в химической лаборатории. Классы неорганических соединений.	2	-
2	Электронные структуры атомов металлов.	2	1
3	Тепловой эффект реакции нейтрализации.	2	-
4	Жесткость воды, pH.	2	-
5	Анализ легированных сталей.	2	1
6	Свойства металлов семейства железа.	2	-
7	Свойства хрома, марганца и углерода.	2	1
8	Коррозия и защита металлов.	2	-
9	Задачи лабораторных работ.	1	
Итого:		17	3

4.6. Самостоятельная работа студентов

№ п/п	Название темы	Вид СРС	Объем часов	
			Очная форма	Заочная форма
1	Введение. Строение вещества	Конспект.	4	12
2	Основы теории химических процессов	Поиск литературы Конспект.	4	12
3	Учение о растворах. Равновесные процессы в растворах электролитов	Конспект.	4	12
4	Химия элементов.	Электронная презентация. Конспект.	24	60
Итого:			36	96

4.7. Курсовые работы/проекты по дисциплине «Неорганическая химия» не предусмотрены учебным планом.

5. Образовательные технологии

Преподавание дисциплины «Неорганическая химия» ведется с применением следующих видов образовательных технологий: объяснительно-иллюстративного обучения (технология поддерживающего обучения, технология проведения учебной дискуссии), информационных технологий (презентационные материалы), развивающих и инновационных образовательных технологий, а именно:

- традиционные объяснительно-иллюстративные технологии, которые обеспечивают доступность учебного материала для большинства студентов, системность, отработанность организационных форм и привычных методов;
- информационно-коммуникационная технология, в том числе визуализация, создание электронных учебных материалов;
- использование электронных образовательных ресурсов при подготовке к лекциям и лабораторным занятиям;
- технология проблемного обучения, в том числе в рамках разбора проблемных ситуаций;
- технология развивающего обучения, в том числе постановка и решение задач от менее сложных к более сложным, развивающих компетенции студентов.

В рамках перечисленных технологий основными методами обучения являются: работа в команде; самостоятельная работа; проблемное обучение.

Работа в команде: совместная работа студентов в группе при решении проблемных задач на лабораторных занятиях, выполнении групповых домашних заданий по всем разделам.

Максимальная эффективность педагогического процесса достигается путем конструирования оптимального комплекса педагогических технологий и (или) их элементов на личностно-ориентированной, деятельностной, диалогической основе и использования необходимых современных средств обучения.

6. Учебно-методическое и программно-информационное

обеспечение дисциплины:

а) основная литература:

1. Общая и неорганическая химия: учеб. для фармац. вузов и фармац. фак. мед. вузов III-IV уровней аккредитации / Е. Я. Левитин, А. Н. Бризицкая, Р. И. Клюева; под ред. Е.Я. Левитина; Нац. фармац. акад. Украины. - Х.: Золотые страницы, 2002. - 535 с.

2. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.С. Ахметов. - М.: Высш. шк., 1981. - 680 с.

б) дополнительная литература:

1. Общая и неорганическая химия: учеб. пособие / М.Х. Карапетянц, С.И. Дракин. - М.: Химия, 1981. - 632 с.

2. Общая и неорганическая химия: учеб. для химико-технол. вузов / Н.С. Ахметов. - изд. 2-е, перераб. и доп. - М.: Высш. шк., 1988. - 640 с.

3. Общая химия: Учеб. пособие для нехим. спец. вузов. - 23-е изд. - Л.: Химия, 1984. - 719 с.

в) интернет-ресурсы:

1. <http://www.chem.msu.su>
2. <http://chemistry.aznet.org/>
3. <http://www.km.ru/>
4. <http://www.alhimik.ru/>
5. <http://www.rsc.org/>
6. http://en.wikibooks.org/wiki/Chemical_Informatio
7. Научная библиотека имени А. Н. Коняева – <http://biblio.dahluniver.ru/>
8. Федеральный портал «Российское образование» – <http://www.edu.ru/>
9. Информационная система «Единое окно доступа к образовательным ресурсам» – <http://window.edu.ru/>
10. Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов – <http://fcior.edu.ru/>
11. Электронно-библиотечная система «Консультант-студента» – <http://www.studentlibrary.ru/cgi-bin/mb4x>
12. Электронно-библиотечная система «StudMed.ru» – <https://www.studmed.ru>

г) Программное обеспечение:

Функциональное назначение	Бесплатное программное обеспечение	Ссылки
Офисный пакет	Libre Office 6.3.1	https://www.libreoffice.org/ https://ru.wikipedia.org/wiki/LibreOffice
Операционная система	UBUNTU 19.04	https://ubuntu.com/ https://ru.wikipedia.org/wiki/Ubuntu
Браузер	Firefox Mozilla	http://www.mozilla.org/ru/firefox/fx
Браузер	Opera	http://www.opera.com
Почтовый клиент	Mozilla Thunderbird	http://www.mozilla.org/ru/thunderbird
Файл-менеджер	Far Manager	http://www.farmanager.com/download.php
Архиватор	7Zip	http://www.7-zip.org/
Графический редактор	GIMP (GNU Image Manipulation Program)	http://www.gimp.org/ http://gimp.ru/viewpage.php?page_id=8 https://ru.wikipedia.org/wiki/GIMP
Редактор PDF	PDFCreator	http://www.pdfforge.org/pdfcreator
Аудиоплеер	VLC	http://www.videolan.org/vlc/

д) методические указания:

1. Методические указания к самостоятельному изучению курса химии студентами технических специальностей [Электронный ресурс] / А.А. Григорьева. – Кафедра химии. – Луганск: ВНУ им. В.Даля, 2004. – 24с.
2. Методические указания к самостоятельной работе и проведению текущего контроля знаний по дисциплине «Химия» (раздел «Электрохимия»)

/ В.Л. Абраменко, А.А. Григорьева – Луганск: изд-во ЛНУ, им. В. Даля, 2017. – 48с. <http://91.201.108.138/MegaPro/Web/SearchResult/ToPage/3>

3. Методические указания к самостоятельному изучению темы "Дисперсные и коллоидные системы" [Электронный ресурс]: для студентов дневной и заочной форм обучения по направлениям: экология, инженерная механика, литейное производство, здоровье человека / сост.: А. А. Григорьева, Г. Ф. Литовченко. - Луганск: ЛГУ им. В. Даля, 2016. - 20 с. <http://91.201.108.138/MegaPro/Web/SearchResult/ToPage/6>

4. Абраменко В.Л. Химическая термодинамика. Термохимия. Метод. указания к самостоятельному изучению теории и выполнению лаб. работ. – Луганск: Изд-во ЛГУ им. В.Даля, 2016. - 16 с. (Св-во, регистр. № 0036 от 08.02.2016).

5. Методические указания к самостоятельному изучению теории и выполнению контрольных заданий по теме «Химическая термодинамика. Термохимия» [Электронный ресурс] : для студентов направлений подготовки: 15.03.05 - Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств; 13.03.03 - Энергетическое машиностроение; 15.03.01 - Машиностроение; 29.03.05 - Конструирование изделий легкой промышленности 22.03.01.01 - Материаловедение и технологии материалов (Материаловедение в машиностроении); 22.03.02.02 - Металлургия (Функциональные материалы покрытия). / сост. В. Л. Абраменко. - Луганск : ЛНУ им. В. Даля, 2018. - 24 с. <http://91.201.108.138/MegaPro/Web/SearchResult/ToPage/6>

7. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Освоение дисциплины «Неорганическая химия» предполагает использование академических аудиторий, соответствующих действующим санитарным и противопожарным правилам и нормам.

Оборудование лекционной аудитории:

1. Интерактивная панель NEWLINE 7495RS.
2. Электрофицированный стенд «Периодическая система Д.И. Менделеева» (короткопериодный вариант).
3. Электрифицированный стенд «Периодическая система Д.И. Менделеева» (длиннопериодный вариант).
4. Стенд «Ряд напряжений металлов».
5. Таблицы: термодинамических констант, стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, растворимости веществ.
6. Комплект учебно-наглядных пособий для изучения следующих тем:
 - строение атомов и молекул;
 - химическая кинетика и химическое равновесие;

- растворы;
- основы электрохимии;
- коллоидная химия.

Оборудование лабораторий: приборы и оборудование, необходимые для выполнения лабораторных и демонстрационных работ: Releon (цифровая лаборатория), ареометры, барометры, термостат, термометры, калориметры, установка для простой перегонки, кондуктометр (мост реохордный Р-38 с ячейкой), ИК- и УФ-спектрофотометры, фотоэлектроколориметр КФК-3, установка для титрования, весы технические и аналитические. Установка для измерения ЭДС ГЭ, электронные pH-метры, магнитные мешалки. Коллекция металлов и неметаллов, минералов и катализаторов, образцы объёмных кристаллических решеток. Химическая посуда, химические реактивы. Прочее: рабочее место преподавателя, оснащенное компьютером с доступом в Интернет.

8. Фонд оценочных средств для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине

Паспорт оценочных средств по учебной дисциплине «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Описание уровней сформированности и критериев оценивания компетенций на этапах их формирования в ходе изучения дисциплины «Неорганическая химия»

Этап	Код компетенции	Уровни сформированности компетенции	Критерии оценивания компетенции
Начальный	ОПК-2. Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач	Пороговый	Знать: современное состояние и пути развития, значение химических неорганической химии теорий, законов и свойств неорганической химии, роль неорганической химии в создании новых веществ и материалов.

Заключите -льный	Основной	профессиональной деятельности.	Базовый	Уметь пользоваться приемами логического мышления (анализа, синтеза, сравнения, обобщения и т.д.); наблюдать и объяснять химические явления, происходящие в природе, лаборатории, на производстве и в повседневной жизни; самостоятельно пополнять, систематизировать и применять знания; пользоваться учебной и справочной литературой, решать химические задачи, обращаться с важнейшими химическими соединениями и оборудованием, выполнять химические опыты, знать правила техники безопасности при работе с распространенными химическими веществами.
			Высокий	Владеть ключевыми теоретическими и прикладными вопросами неорганической химии.

Перечень компетенций (элементов компетенций), формируемых в результате освоения учебной дисциплины

№ п/ п	Код контролируе мой компетенции	Формулировка контролируемой компетенции	Индикаторы достижений компетенции (по реализуемой дисциплине)	Контролируемые разделы (темы) учебной дисциплины	Этапы формиро- вания (семестр изучения)
1	ОПК-2	ОПК-2. Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности.	ОПК-2.2. Умеет использовать базовые знания в области естественно-научных дисциплин для управления процессом производства продуктов питания на основе основных структурных компонентов.	Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.	1
				Химическая связь и строение химических соединений	1
				Энергетика химических реакций. Закон Гесса. Направление химических реакций. Химическое равновесие.	1
				Общая характеристика растворов. Коллигативные	1

			свойства растворов.	
			Равновесные процессы в растворах электролитов. Теории кислот и оснований.	1
			Гидролитические процессы. Гидролиз солей.	1
			Окислительно-восстановительные реакции.	1
			Комплексные соединения.	1
			Химия элементов. Общая характеристика. s-элементы I группы. Водород. s -элементы II группы – металлы.	1
			Химия элементов. Общая характеристика. p-элементы III группы.	1
			Химия элементов. Общая характеристика. p-элементы IV группы.	1
			Химия элементов. Общая характеристика. p-элементы V группы.	1
			Химия элементов. Общая характеристика. p-элементы VI группы.	1
			Химия элементов. Общая характеристика. p-элементы VII группы (галогены).	1

			Химия элементов. Общая характеристика. d-Элементы VII, VIII группы.	1
			Химия элементов. Общая характеристика. d-Элементы I-II групп.	1
			Химия элементов. Общая характеристика. d-элементы II группы.	1

Показатели и критерии оценивания компетенций, описание шкал оценивания

№ п/п	Код контролируемой компетенции	Индикаторы достижений компетенции (по реализуемой дисциплине)	Перечень планируемых результатов	Контролируемые темы учебной дисциплины	Наименование оценочного средства
1	ОПК-2	ОПК-2.2. Умеет использовать базовые знания в области естественно-научных дисциплин для управления процессом производства продуктов питания на основе основных структурных компонентов.	Знать: современное состояние и пути развития, значение химических неорганической химии теорий, законов и свойств неорганической химии, роль неорганической химии в создании новых веществ и материалов. Уметь пользоваться приемами логического мышления (анализа, синтеза, сравнения, обобщения и т.д.); наблюдать и объяснять химические явления, происходящие в	Тема 1, Тема 2, Тема 3, Тема 4, Тема 5, Тема 6, Тема 7, Тема 8, Тема 9, Тема 10, Тема 11, Тема 12, Тема 13, Тема 14, Тема 15, Тема 16, Тема 17.	Вопросы для комбинированного контроля усвоения теоретического материала, конспект лекций, реферат, электронная презентация, экзамен.

		<p>природе, лаборатории, на производстве и в повседневной жизни; самостоятельно пополнять, систематизировать и применять знания; пользоваться учебной и справочной литературой, решать химические задачи, обращаться с важнейшими химическими соединениями и оборудованием, выполнять химические опыты, знать правила техники безопасности при работе с распространенным и химическими веществами.</p> <p>Владеть ключевыми теоретическими и прикладными вопросами неорганической химии.</p>		
--	--	---	--	--

**Вопросы для комбинированного контроля усвоения
теоретического материала по дисциплине «Неорганическая химия»
(пороговый уровень):**

1. Квантово-механическая модель строения атомов. Квантовые числа. Принцип Паули, Правило Хунда, принцип минимума энергии.
2. Структура Периодической системы элементов (ПСЭ): периоды, группы, подгруппы, семейства, s-, p-, d-, f- блоки элементов.
3. Периодический характер изменения свойств атомов элементов (в главных подгруппах сверху вниз; в малых периодах (II-III) – слева направо).

Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов.

4. Основные характеристики химической связи - энергия, длина, валентный угол.
5. Два механизма образования ковалентной связи - обменный и донорно-акцепторный. Поляризация ковалентной связи.
6. Гибридизация атомных орбиталей, σ - и π -связь.
7. Ионная связь – предельный случай ковалентной полярной связи, её ненасыщаемость, ненаправленность.
8. Водородная связь.
9. Современное содержание понятия «комплексные соединения». Теория А. Вернера в развитии Л.А. Чугаева. Номенклатура комплексных соединений.
10. Структура комплексных соединений: центральный атом, лиганды, комплексный ион, внутренняя и внешняя среды, координационное число центрального атома, дентатность лигандов.
11. Классификация комплексных соединений: по заряду комплексного иона и природе лигандов. Изомерия комплексных соединений.
12. Ионные равновесия в растворах комплексных соединений. Константы устойчивости и нестойкости комплексных соединений.
13. Внутрикомплексные соединения: хелатные и макроциклические комплексные соединения. Биологическая роль комплексных соединений. Металлоферменты, понятие о строении их активного центра.
14. Понятие о термохимии. Основные понятия и величины химической термодинамики (система, фаза, термодинамические параметры).
15. Первое начало (первый закон) термодинамики.
16. Второй закон термодинамики. Применимость законов термодинамики к биологическим системам. Процесс жизнедеятельности как пример необратимых процессов.
17. Внутренняя энергия, энталпия, тепловые эффекты реакции. Стационарное состояние открытой системы. Изменение энтропии в процессе жизнедеятельности
18. Закон Гесса и следствия из него.
19. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений.
20. Скорость химической реакции. Средняя и мгновенная скорость реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах.
21. Закон действующих масс. Зависимость скорости простой реакции от концентрации. Порядок реакции.
22. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.

23. Энергия активации. Зависимость энергии активации от типа реагирующих частиц. Энергия активации каталитических реакций и сущность действия катализатора. Ферментативный катализ.

24. Обратимые и необратимые реакции.

25. Состояние химического равновесия. Условия химического равновесия в гомогенных и гетерогенных системах.

26. Закон действующих масс для химического равновесия. Концентрационная константа равновесия, ее физический смысл.

27. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье-Брауна.

28. Электронная теория окислительно-восстановительных реакций (Л.В. Писаржевский).

29. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в Периодической системе элементов. Сопряженные пары: окислитель-восстановитель.

30. Типы окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования, дисмутации. Эквиваленты окислителя и восстановителя.

31. Окислительно-восстановительный потенциал, как мера окислительной и восстановительной способности системы. Определение направления окислительно-восстановительных реакций по разности окислительно-восстановительных потенциалов.

32. Влияние pH среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов. Значение окислительно-восстановительных реакций в организме человека.

33. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды.

34. Характеристика истинных растворов, их роль в фармации и медицине. Изотонические и гипертонические растворы.

35. Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость.

36. Процесс растворения, как физико-химический процесс. Термодинамический анализ процесса растворения.

37. Коллигативные свойства растворов.

38. Оsmос, осмотическое давление. Роль осмотического давления в биологии, медицине, фармации.

39. Основные положения теории электролитической диссоциации.

40. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации и константа диссоциации.

41. Диссоциация молекул воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

42. Понятие об индикаторах.

43. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда - Лоури. Типы протолитических реакций.

44. Электронная теория кислот и оснований Льюиса. Представление о жестких и мягких кислотах и основаниях (концепция Пирсона).

45. Гидролиз солей. Типы гидролиза солей.

46. р-Элементы III группы. Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе.

47. Бор. Общая характеристика. Важнейшие соединения бора, их физические и химические свойства. Роль бора как биоэлемента в организме. Применение соединений бора в медицине, фармации. Химические основы токсического действия соединений бора.

48. Алюминий. Общая характеристика. Химические свойства. Соединения алюминия: оксид, гидроксид, получение, свойства, амфотерность с позиций теории Аррениуса и протолитической теории кислот и оснований.

49. Соли алюминия: квасцы, их гидролиз; мета- и орто-алюминаты, комплексный характер алюминатов в водных растворах. Химические основы применения алюминия и его соединений в медицине и фармации.

50. р-Элементы IV группы. Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе.

51. Углерод. Особенность положения углерода в ПС. Углерод, как основа органических соединений, его биологическая роль. Аллотропия. Активированный уголь как адсорбент. Химические свойства углерода. Применение углерода и его соединений в медицине и фармации.

52. Оксид углерода (II) (угарный газ). Строение и природа связей. Окислительно-восстановительные (ОВ) свойства. Реакции присоединения. Фосген. Химические основы токсичности оксид углерода (II).

53. Оксид углерода (IV) (углекислый газ). Строение молекулы. Физические и химические свойства. "Сухой лед". Угольная кислота. Соли - карбонаты, гидрокарбонаты, растворимость, гидролиз, термическое разложение. Карбамид (мочевина).

54. Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода; отсутствие π -связей между атомами кремния в соединениях. Применение соединений кремния в медицине и фармации. Кислородные соединения кремния: оксид кремния (IV), кремниевые кислоты, силикаты (растворимость, гидролиз, качественная реакция). Стекло. Выщелачивание стекла.

55. Олово, свинец. Общая характеристика. Химические свойства. Соединения Sn (II) и Pb (II) и соединения Sn (IV) и Pb (IV): изменение кислотно-основных свойств, окислительно-восстановительных свойств в зависимости от степени окисления. Качественные реакции. Химические основы токсического действия соединений свинца..

56. р-Элементы V группы. Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе.

57. Азот. Общая характеристика. Строение молекулы. Химические свойства. Получение. Роль азота как биоэлемента в организме.

58. Аммиак. Получение. Строение молекулы. Физические свойства аммиака. Жидкий аммиак, водородные связи. Химические свойства: кислотно-основные и окислительно-восстановительные. Аммиакаты (амминные КС). Соли аммония, растворимость, термическая устойчивость. Качественные реакции на аммиак и ион аммония.

59. Кислородные соединения азота - оксиды. Физические и химические свойства. Азотистая кислота и её соли, окислительно-восстановительная двойственность. Качественная реакция на нитрит-ион.

60. Азотная кислота. Валентная схема молекулы. Физические и химические свойства. Азотная кислота как окислитель. "Царская водка". Особенность взаимодействия с металлами. Нитраты, термическое разложение, окислительные свойства, качественная реакция на нитрат-ион.

61. Фосфор. Общая характеристика. Аллотропия. Химические свойства. Соединения фосфо-ра с водородом (фосфин); с галогенами, их гидролиз.

62. Соединения фосфора с кислородом: оксиды и их гидроксиды. Получение, свойства. Производные фосфорной кислоты в живых организмах. Изополи- и гетерополи-фосфорные кислоты. Биологическая роль.

63. Элементы подгруппы мышьяка (мышьяк, сурьма, висмут). Общая характеристика. Водородные и кислородные соединения мышьяка. Качественные реакции на соединения мышьяка (III, V), висмута (III). Химические основы токсического действия мышьяка и сурьмы.

64. р-Элементы VI группы. Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе.

65. Кислород. Общая характеристика. Особенности электронного строения молекулы кислорода. Химическая активность молекулярного и атомного кислорода. Молекула O_2 как лиганд в оксигемоглобине. Особенности оксид-иона, его взаимодействие с водой. Озон. Строение молекулы. Реакция с растворами иодидов. Химические основы применения кислорода, озона в медицине и фармации.

66. Вода. Строение молекулы. Физические свойства. Аномалии воды. Химические свойства. Вода очищенная и апирогенная вода. Минеральная вода. Биологическая роль кислорода и воды. Химические основы применения воды в медицине и фармации.

67. Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Физические свойства. H_2O_2 как кислота. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода, качественная реакция на пероксидную группировку. Применение пероксида водорода и пероксидных соединений в

фармации и медицине. Химические основы токсичности эндогенного пероксида водорода. Условия хранения пероксида водорода и его растворов.

68. Сера. Селен. Общая характеристика. Химические свойства. Важнейшие соединения серы и селена. Биологическая роль серы и селена.

69. Сероводород. Получение, строение молекулы, физические и химические свойства. Сероводородная кислота, сульфиды, гидросульфиды, растворимость, гидролиз, восстановительные свойства, качественная реакция.

70. Соединения серы (IV). Оксид. Сернистая кислота и её соли: сульфиты, гидросульфиты, их окислительно-восстановительная двойственность, качественная реакция.

71. Соединения серы (VI): оксид, его гидроксид. Получение, химические свойства. Сульфаты, их растворимость в воде, термическая устойчивость, качественная реакция.

72. Тиосерная кислота, тиосульфаты, получение, реакции с кислотами, окислителями: хлорной водой, йодом, хлоридом железа (III).

73. Применение серы и её соединений в медицине и фармации.

74. p-Элементы VII группы Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе. Особые свойства фтора, как наиболее электроотрицательного элемента.

75. Соединения галогенов с водородом. Получение. Растворимость в воде, поляризуемость, диссоциация. Кислотные и восстановительные свойства. Соли галогеноводородных кислот. Качественные реакции на галогенид-ионы. Биологическая роль галогенов.

76. Оксокислоты хлора, строение; зависимость силы кислот, их окислительных свойств и устойчивости от степени окисления хлора.

77. Препараты активного хлора: хлорная известь, хлорная вода, хлораты.

78. Химические основы бактерицидного действия хлора и йода. Применение в медицине, санитарии и фармации препаратов галогенов.

79. d-Элементы. Общая характеристика. Положение в ПС. Характерные особенности: переменные степени окисления, образование комплексных соединений, окраска соединений и причины её возникновения. Вторичная периодичность в подгруппах d-элементов.

80. d-Элементы VI группы: хром, молибден, вольфрам. Общая характеристика. Сходство и отличие от p-элементов VI группы.

81. Соединения хрома (II) и (III): оксиды и гидроксиды хрома. Амфотерность гидроксида хрома (III) с позиций теорий кислот и оснований Аррениуса и протолитической.

82. Соли хрома (III), растворимость, гидролиз. Квасцы. Комплексные соединения. Восстановительные свойства соединений хрома(III).

83. Соединения хрома (VI). Оксид. Хромовая и дихромовая кислоты. Соли, хроматы и дихроматы. Равновесие в растворе между хромат- и дихромат ионами. Их окислительные свойства. Хромовая смесь.

84. Соединения молибдена, вольфрама: изополи- и гетерополикислоты. Биологическая роль хрома и молибдена. Применение соединений хрома и молибдена в фармации.

85. d -Элементы VII группы. Общая характеристика. Сходство и отличие от p-элементов VII группы.

86. Свойства оксидов и гидроксидов марганца: кислотно-основные, окислительно-восстановительные, их зависимость от степени окисления. Качественная реакция на ион марганца (II).

87. Оксид марганца (VII). Марганцевая кислота. Соли марганца (VII)- перманганаты: термическое разложение; окислительные свойства, их зависимость от pH среды. Химические основы применения перманганата калия в медицине.

88. Общие закономерности изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов при переходе от низших степеней окисления к высшим (на примере соединений марганца). Биологическая роль марганца.

89. d-Элементы VIII группы: железо, кобальт, никель. Общая характеристика, особенности конструкции VIII группы периодической системы элементов. Триады.

90. Железо. Общая характеристика. Химические свойства. Получение. Семейство железа (железо, кобальт, никель). Ферромагнетизм.

91. Соединения железа (II) и железа (III): оксиды и гидроксиды (кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства). Получение, химические свойства.

92. Соли железа (II) и железа (III): растворимость, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства. Комплексные соединения железа с цианид-, тиоцианат (роданид) - ионами. Ферраты. Качественные реакции на ионы железа(II) и (III).

93. Биологическая роль железа. Химические основы применения железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации.

94. Важнейшие соединения кобальта (II) и кобальта (III), никеля (II). Образование комплексных соединений. Биологическая роль кобальта и никеля.

95. Платиновые металлы. Общая характеристика. Применение платиновых металлов в качестве катализаторов. Комплексные соединения платины. Применение в медицине.

96. d-Элементы I группы: медь, серебро, золото. Общая характеристика. Сравнение с s-элементами I группы. Нахождение в природе, получение, применение.

97. Соединения меди (I) и (II), кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики.

98. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком (аммиакаты), гидроксид- ионами, аминокислотами и многоатомными спиртами (хелаты). Природа окраски соединений меди. Качественная реакция на ион меди (II). Медьсодержащие ферменты, химические основы их действия. Биологическая роль меди.

99. Соединения серебра (I): оксид, получение, растворимость в воде. Соли: нитрат, галогениды. Окислительные свойства серебра (I). Комплексные соединения с аммиаком, галогенид- и тиосульфат ионами. Качественная реакция на ион серебра (I).

100. Химические основы применения соединений серебра в медицине и фармации.

101. Золото. Соединения золота (I) и золота (III), окислительно-восстановительные свойства. Способность золота (I) и золота (III) к комплексообразованию.

102. Химические основы, применение соединений золота в медицине и фармации.

103. d-Элементы II группы: цинк, кадмий, ртуть. Общая характеристика d-элементов II группы. Сравнение с s-элементами I и II группы. Нахождение в природе, получение, применение.

104. Цинк и его соединения: оксид, гидроксид, амфотерность с позиции теорий кислот и оснований Аррениуса и протолитической; соли, растворимость и гидролиз.

105. Комплексные соединения цинка, металлоферменты. Качественная реакция на ионы цинка. Биологическая роль цинка.

106. Ртуть. Особенности химических свойств ртути; соединения ртути (I), (II): оксиды, хлориды. Качественные реакции на ионы ртути (II).

107. Токсичность соединений кадмия и ртути, ее химические основы.

108. Водород. Общая характеристика. Особенности положения в ПС. Реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами. Характеристика связи водорода с кислородом, серой, углеродом. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно- и слабополярными связями.

109. Ион водорода, ион оксония, ион аммония, электронное строение, характеристика.

110. s-Элементы I и II группы. Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе.

111. Соединения s-Элементы I и II группы с кислородом: оксиды, пероксиды, супероксиды, озониды.

112. Гидриды s-Элементы I и II группы, их восстановительная способность. Гидроксиды s-Элементы I и II группы; амфотерность гидроксида бериллия.

113. Соли s-Элементы I и II группы: сульфаты, галиды, карбонаты, фосфаты. Окраска пламени летучими солями щелочных и щелочно-земельных металлов.

114. Ионы s-металлов, как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранном переносе ионов калия и натрия.

115. Роль s-металлов в минеральном балансе организма. Микро- и макро- s-элементы. Поступление в организм.

116. Жесткость воды, единицы её измерения; влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах. Методы устранения жесткости.

117. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение.

118. Химические основы применения соединений лития, натрия, калия в медицине и фармации.

119. Химические основы применения соединений магния, кальция, бария в медицине и фармации.

120. Токсичность бериллия

Критерии и шкала оценивания по оценочному средству – комбинированный контроль усвоения теоретического материала:

Шкала оценивания (интервал баллов)	Критерий оценивания
5	Ответ дан на высоком уровне (студент в полном объеме осветил рассматриваемую проблематику, привел аргументы в пользу своих суждений, владеет профильным понятийным (категориальным) аппаратом и т.п.)
4	Ответ дан на среднем уровне (студент в целом осветил рассматриваемую проблематику, привел аргументы в пользу своих суждений, допустив некоторые неточности и т.п.)
3	Ответ дан на низком уровне (студент допустил существенные неточности, изложил материал с ошибками, не владеет в достаточной степени профильным категориальным аппаратом и т.п.)
2	Ответ дан на неудовлетворительном уровне или не представлен (студент не готов, не выполнил задание и т.п.)

Темы рефератов:

1. Гетерогенные окислительно-восстановительные процессы.
2. Основные причины коррозии металлов.
3. Химическая коррозия и ее разновидности - газовая, жидкостная.
4. Законы роста оксидных пленок на поверхности металлов.
5. Механизм электрохимической коррозии. Контактная коррозия.
6. Коррозия металлов с водородной и кислородной деполяризацией.
8. Концентрационная коррозия.
9. Коррозия под действием буждающих токов.
10. Влияние среды на скорость протекания коррозии.
11. Классификация методов защиты металлов от коррозии.
12. Ингибиторы коррозии.
13. Антикоррозионные покрытия, методы их нанесения.

14. Анодные и катодные покрытия.
15. Протекторы, механизм их действия.
16. Анодная и катодная защита.
17. Металлы в периодической системе.
18. Природные соединения металлов и методы получения их в свободном виде.
19. Физические свойства металлов.
20. Взаимодействие металлов с элементарными окислителями.
21. Взаимодействие металлов с водой, кислотами и щелочами.
22. Общие свойства металлов VIII группы.
23. Семейство железа. Минералы железа.
24. Получение чугунов и сталей.
25. Химические процессы в доменных печах.
26. Легирующие добавки к чугунам и сталим.
27. Химические свойства железа.
28. Кобальт и никель. Характеристика свойств.
29. Общая характеристика платиновых металлов.
30. Общая характеристика металлов подгрупп хрома и марганца.
31. Общая характеристика металлов подгрупп титана и ванадия.
32. Щелочно-земельные металлы. Кальций и магний.
33. Щелочные металлы. Их минералы и способы получения.
34. Общая характеристика свойств неметаллов.

Критерии и шкала оценивания по оценочному средству – реферат:

Шкала оценивания (интервал баллов)	Критерий оценивания
5	Задание выполнено на высоком уровне (студент в полном объеме осветил рассматриваемую проблематику, привел аргументы в пользу своих суждений, владеет профильным понятийным (категориальным) аппаратом и т.п.)
4	Задание выполнено на среднем уровне (студент в целом осветил рассматриваемую проблематику, привел аргументы в пользу своих суждений, допустив некоторые неточности и т.п.).
3	Задание выполнено на низком уровне (студент допустил существенные неточности, изложил материал с ошибками, не владеет в достаточной степени профильным категориальным аппаратом и т.п.).
2	Задание выполнено на неудовлетворительном уровне или не представлен (студент не готов, не выполнил задание и т.п.).

Электронная презентация (темы для выполнения)

Критерии и шкала оценивания по оценочному средству «Электронная презентация»:

1. Токсичность соединений кадмия и ртути, ее химические основы.

2. Ион водорода, ион оксония, ион аммония, электронное строение, характеристика.

3. Ртуть. Особенности химических свойств ртути; соединения ртути (I), (II): оксиды, хлориды

4. Биологическая роль железа.

5. Железо. Общая характеристика. Химические свойства.

Получение.

6. Оксид марганца (VII). Марганцевая кислота.

7. Соединения молибдена, вольфрама

8. Химические основы бактерицидного действия хлора и йода.

Критерии и шкала оценивания по оценочному средству – электронная презентация.

Шкала оценивания (интервал баллов)	Критерий оценивания
5	Задание выполнено на высоком уровне (студент в полном объеме осветил рассматриваемую проблематику, привел аргументы в пользу своих суждений, владеет профильным понятийным (категориальным) аппаратом и т.п.)
4	Задание выполнено на среднем уровне (студент в целом осветил рассматриваемую проблематику, привел аргументы в пользу своих суждений, допустив некоторые неточности и т.п.).
3	Задание выполнено на низком уровне (студент допустил существенные неточности, изложил материал с ошибками, не владеет в достаточной степени профильным категориальным аппаратом и т.п.).
2	Задание выполнено на неудовлетворительном уровне или не представлен (студент не готов, не выполнил задание и т.п.).

Задания к практическим занятиям (базовый уровень)

1. Важнейшие понятия и законы химии

Задание: Рассмотреть и изучить основные стехиометрические законы.

2. Основные закономерности протекания химических реакций

Задание: Ознакомиться с основными законами химической термодинамики и термохимии, термохимическими и термодинамическими расчётами; критериями возможности протекания химических процессов.

3. Квантово-механическое представление о строении атома

Задание: Рассмотреть модели строения атома. Изучить студентами уравнения Луи де Бройля, электронного строения атома, закономерностей Периодического закона в соответствии с электронной структурой атомов.

4. Теория растворов. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов .

Задание: Ознакомиться с расчётами количества вещества и растворителя для приготовления растворов заданной концентрации; коллигативными свойствами растворов неэлектролитов (температурой замерзания, кипения, понижением давления пара)

5. Теория растворов сильных и слабых электролитов. pH растворов

Задание: Рассмотреть теорию электролитической диссоциации, отличия коллигативных свойств растворов электролитов. Освоить студентами понятия водородного показателя растворов.

6. Окислительно-восстановительные реакции

Задание: Рассмотрение Понятия и расчет степеней окисления элементов и частиц, методов уравнивания ОВР, понятие и нахождение электродных потенциалов, расчет ЭДС.

7. Гальванический элемент.

Задание: Ознакомиться с принципом работы ХИТов, со строением двух типов ГЭ. Рассмотреть уравнение Нернста. Уметь рассчитывать ЭДС ГЭ.

8. Коррозия.

Задание: Ознакомиться с разновидностями коррозии металлов. Изучить электрохимическую коррозию. Уметь составлять схему и уравнения электрохимической коррозии. Изучить методы защиты от коррозии.

9. Электролиз.

Задание: Рассмотреть очередность разряда ионов на электродах, перенапряжение, различные типы электрородов. Изучить количественные закономерности электролиза, использование электролиза в народном хозяйстве.

Критерии и шкала оценивания по оценочному средству «практические занятия»

Шкала оценивания (интервал баллов)	Критерий оценивания
5	Практические задачи решены на высоком уровне (студент в полном объеме ответил на поставленные вопросы, нашел правильное решение в соответствии с заданными условиями задачи, привел аргументы в пользу своих суждений, владеет профильным понятийным (категориальным) аппаратом и т.п.)
4	Практические задачи решены на среднем уровне (студент в полном объеме ответил на поставленные вопросы в соответствии с заданными условиями задачи, однако в расчетах допустил ошибки, которые в целом отражают правильный ответ)
3	Практические задачи решены на низком уровне (студент не в полном объеме ответил на поставленные вопросы в соответствии с заданными условиями задачи, в расчетах допустил ошибки, которые в целом не отражают правильный ответ)

2	Практические задачи решены на неудовлетворительном уровне (студент не ответил на поставленные вопросы в соответствии с заданными условиями задачи, в расчетах допустил ошибки, которые не отражают правильный ответ)
---	--

Вопросы для выполнения контрольной работы (базовый уровень)

Контрольная работа №1 Вариант 1

1. Основные законы химии: закон сохранения массы и закон постоянства состава.

2. Напишите уравнения реакций, соответствующих превращениям:

$\text{FeCl}_2 - \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 - \text{FeCl}_3$, назовите все вещества.

3. Напишите электронные формулы Fe, Zn и их ионов и укажите значения квантовых чисел для валентных электронов.

4. Что общего у элементов одного периода и одной группы? Чем отличаются элементы, находящиеся в одной группе, но в разных подгруппах? На какие семейства подразделяются химические элементы, что общего у элементов одного семейства?

5. Задача. Почему кремний, не взаимодействующий с сильными кислотами (HCl , H_2SO_4 , HClO_4), взаимодействует со слабой фтороводородной кислотой? Вычислите объем водорода, образующийся при взаимодействии 280г кремния с избытком этой кислоты при 20°C и 100 кПа.

Вариант 2

1. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева.

2. Порядок заполнения электронных уровней и подуровней многоэлектронных атомов (принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Хунда, правила Клечковского).

3. Напишите уравнения реакций, соответствующих превращениям:

$\text{CuCl}_2 - \text{Cu(OH)}_2 - \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 - \text{CuS}$, назовите все вещества.

4. Опишите электронное строение атомов, приведите характеристики атомов и свойства простых веществ железа, кобальта и никеля. На каком основании эти элементы объединяются в одно семейство и рассматриваются совместно?

5. Задача. Определите массу железа, взаимодействующую с одним литром соляной кислоты с массовой долей HCl 10,52 % и плотностью раствора 1,05.

Контрольная работа №2 Вариант 1

1. При взаимодействии одного грамма кальция с хлором выделилось 20 кДж теплоты. Вычислите энталпию образования хлорида кальция, сравните со справочным

значением и определите погрешность опыта.

2. Опишите термодинамические и кинетические закономерности взаимодействия металлов с азотной кислотой. В качестве примера напишите уравнения возможных реакций железа с азотной кислотой и укажите среди них наиболее вероятное.

3. Какое отношение к водороду имеет водородный показатель (рН)? Что характеризует этот показатель и как он определяется? Вычислите рН децимолярных растворов соляной и уксусной кислот.

4. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства простых веществ в периодах и группах Периодической системы? Приведите примеры простых веществ – восстановителей, окислителей и обладающих окислительно-восстановительной двойственностью.

5. Какие сплавы называются чугуном, сталью и мягким железом? С какой целью в железо вводятся легирующие добавки марганца, хрома, ванадия, никеля, титана и вольфрама? Какой состав имеет сталь Х18Н9Т?

Вариант 2

1. Как вычисляется скорость гомогенной и гетерогенной реакции? Примеры.

2. Опишите термодинамические и кинетические закономерности взаимодействия металлов с серной кислотой. В качестве примера напишите уравнения возможных реакций железа с серной кислотой и укажите среди них наиболее вероятное.

3. Какое отношение к водороду имеет водородный показатель (рН)? Что характеризует этот показатель и как он определяется? Вычислите рН децимолярных растворов гидроксидов калия и аммония.

4. В какой части ряда напряжений расположена медь, каковы её восстановительные свойства в сравнении с серебром и золотом? Как взаимодействует медь с кислотами, щелочами и растворами других солей?

5. Напишите уравнения всех химических реакций, протекающих в доменной печи.

Критерии и шкала оценивания по оценочному средству «контрольная работа»

Шкала оценивания (интервал баллов)	Критерий оценивания
5	Контрольная работа выполнена на высоком уровне (правильные ответы даны на 90-100% вопросов/задач)
4	Контрольная работа выполнена на среднем уровне (правильные ответы даны на 75-89% вопросов/задач)
3	Контрольная работа выполнена на низком уровне (правильные ответы даны на 50-74% вопросов/задач)

2	Контрольная работа выполнена на неудовлетворительном уровне (правильные ответы даны менее чем на 50%)
---	---

Оценочные средства для промежуточной аттестации (экзамен) **Теоретические вопросы**

1. Основные стехиометрические законы: закон сохранения материи, постоянства состава, закон Авогадро и следствия из него.
 2. Строение атомов. Двойственная природа электрона. Квантовые числа.
 3. Последовательность заполнения электронных уровней. Правила Клечковского. Правила Гунда.
 4. Заполнение электронных оболочек атомов малых и больших периодов.
 5. s-, p-, d-, f- элементы и их размещение в периодической системе.
 6. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Формы периодической системы. Значения периодического закона.
 7. Закономерности периодической системы. Физический смысл периодического закона.
 8. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрецательность атомов.
 9. Зависимость свойств хим. элементов от их положения в периодической системе.
 10. Характеристика свойств хим. элементов по их положению в периодической системе.
 11. Химическая связь. Энергия связи.
 12. Виды ковалентной связи, их характеристика и свойства (длинна связи, насыщаемость, направленность, угол связи, поляризация и полярность). Примеры.
 13. Ионная связь, ее характеристика. Примеры.
 14. Донорно-акцепторная связь. Примеры.
 15. Состав и строение комплексных соединений.
 16. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений.
 17. Классификация комплексных соединений по типу лигандов.
- Примеры.
18. Константа нестабильности комплексных соединений.
 19. Энергетика химических процессов. Внутренняя энергия и энталпия.
 20. Термохимические законы. Закон Гесса, следствия из него.
 21. Энтропия. Энергия Гиббса.
 22. Направления протекания химических процессов.
 23. Факторы, влияющие на скорость протекания химических реакций.

24. Влияние концентрации на скорость. Закон действия масс.

Константа скорости.

25. Влияния давления для газообразных систем на скорость реакций.

26. Гомо- и гетерогенные химические процессы. Их скорость.

27. Правила Вант-Гоффа. Влияние температуры на скорость.

Уравнение Аррениуса.

28. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.

29. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

30. Растворы. Способы выражения концентрации растворов
(массовая доля, процентная концентрация, эквивалентная, титр).

31. Коллоидные системы, получение их и свойства.

32. Строение коллоидной мицеллы.

33. Коагуляция, седиментация и пептизация коллоидов.

34. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей.

35. Сильные и слабые электролиты.

36. Степень и константа диссоциации слабых электролитов.

37. Ионное произведение воды, pH растворов.

38. Окислительно-восстановительные процессы. Важнейшие окислители, восстановители.

39. Методы составления ОВР. Метод электронного баланса, ионно-электронный метод.

40. Направления протекания ОВР. Расчет ЭДС ОВР.

41. Ряд напряжения металлов.

42. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия

43. Защита металлов от коррозии, защитные металлические и неметаллические покрытия. Катодная защита. Протекторная защита.

Воздействия на агрессивную среду.

44. Свойства черных и цветных металлов, используемых в качестве конструкционных материалов: Al, Fe, Co, Ni, Cr, Cu, Zn и их свойства: нахождение в природе; физические свойства, химические свойства: отношение к галогенам, кислороду, воде, растворам щелочей, кислот; основные соединения и их свойства, комплексные соединения, методы получения и применение металлов.

45. р-Элементы III группы. Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе.

46. Бор. Общая характеристика. Важнейшие соединения бора, их физические и химические свойства. Роль бора как биоэлемента в организме. Применение соединений бора в медицине, фармации. Химические основы токсического действия соединений бора.

47. Алюминий. Общая характеристика. Химические свойства.

Соединения алюминия: оксид, гидроксид, получение, свойства,

амфотерность с позиций теории Аррениуса и протолитической теории кислот и оснований.

48. Соли алюминия: квасцы, их гидролиз; мета- и орто-алюминаты, комплексный характер алюминатов в водных растворах. Химические основы применения алюминия и его соединений в медицине и фармации.

49. р-Элементы IV группы. Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе.

50. Углерод. Особенность положения углерода в ПС. Углерод, как основа органических соединений, его биологическая роль. Аллотропия. Активированный уголь как адсорбент. Химические свойства углерода. Применение углерода и его соединений в медицине и фармации.

51. Оксид углерода (II) (угарный газ). Строение и природа связей. Окислительно-восстановительные (ОВ) свойства. Реакции присоединения. Фосген. Химические основы токсичности оксид углерода (II).

52. Оксид углерода (IV) (углекислый газ). Строение молекулы. Физические и химические свойства. "Сухой лед". Угольная кислота. Соли - карбонаты, гидрокарбонаты, растворимость, гидролиз, термическое разложение. Карбамид (мочевина).

53. Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода; отсутствие π -связей между атомами кремния в соединениях. Применение соединений кремния в медицине и фармации. Кислородные соединения кремния: оксид кремния (IV), кремниевые кислоты, силикаты (растворимость, гидролиз, качественная реакция). Стекло. Выщелачивание стекла.

54. Олово, свинец. Общая характеристика. Химические свойства. Соединения Sn (II) и Pb (II) и соединения Sn (IV) и Pb (IV): изменение кислотно-основных свойств, окислительно-восстановительных свойств в зависимости от степени окисления. Качественные реакции. Химические основы токсического действия соединений свинца..

55. р-Элементы V группы. Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе.

56. Азот. Общая характеристика. Строение молекулы. Химические свойства. Получение. Роль азота как биоэлемента в организме.

57. Аммиак. Получение. Строение молекулы. Физические свойства аммиака. Жидкий аммиак, водородные связи. Химические свойства: кислотно-основные и окислительно-восстановительные. Аммиакаты

(амминные КС). Соли аммония, растворимость, термическая устойчивость. Качественные реакции на амиак и ион аммония.

58. Кислородные соединения азота - оксиды. Физические и химические свойства. Азотистая кислота и её соли, окислительно-восстановительная двойственность. Качественная реакция на нитрит-ион.

59. Азотная кислота. Валентная схема молекулы. Физические и химические свойства. Азотная кислота как окислитель. "Царская водка". Особенность взаимодействия с металлами. Нитраты, термическое разложение, окислительные свойства, качественная реакция на нитрат-ион.

60. Фосфор. Общая характеристика. Аллотропия. Химические свойства. Соединения фосфо-ра с водородом (фосфин); с галогенами, их гидролиз.

61. Соединения фосфора с кислородом: оксиды и их гидроксиды. Получение, свойства. Производные фосфорной кислоты в живых организмах. Изополи- и гетерополи-фосфорные кислоты. Биологическая роль.

62. Элементы подгруппы мышьяка (мышьяк, сурьма, висмут). Общая характеристика. Водородные и кислородные соединения мышьяка. Качественные реакции на соединения мышьяка (III, V), висмута (III). Химические основы токсического действия мышьяка и сурьмы.

63. р-Элементы VI группы. Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе.

64. Кислород. Общая характеристика. Особенности электронного строения молекулы кислорода. Химическая активность молекуллярного и атомного кислорода. Молекула O_2 как лиганд в оксигемоглобине. Особенности оксид-иона, его взаимодействие с водой. Озон. Строение молекулы. Реакция с растворами иодидов. Химические основы применения кислорода, озона в медицине и фармации.

65. Вода. Строение молекулы. Физические свойства. Аномалии воды. Химические свойства. Вода очищенная и апирогенная вода. Минеральная вода. Биологическая роль кислорода и воды. Химические основы применения воды в медицине и фармации.

66. Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Физические свойства. H_2O_2 как кислота. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода, качественная реакция на пероксидную группировку. Применение пероксида водорода и пероксидных соединений в фармации и медицине. Химические основы токсичности эндогенного пероксида водорода. Условия хранения пероксида водорода и его растворов.

67. Сера. Селен. Общая характеристика. Химические свойства. Важнейшие соединения серы и селена. Биологическая роль серы и селена.

68. Сероводород. Получение, строение молекулы, физические и химические свойства. Сероводородная кислота, сульфиды, гидросульфиды, растворимость, гидролиз, восстановительные свойства, качественная реакция.

69. Соединения серы (IV). Оксид. Сернистая кислота и её соли: сульфиты, гидросульфиты, их окислительно-восстановительная двойственность, качественная реакция.

70. Соединения серы (VI): оксид, его гидроксид. Получение, химические свойства. Сульфаты, их растворимость в воде, термическая устойчивость, качественная реакция.

71. Тиосерная кислота, тиосульфаты, получение, реакции с кислотами, окислителями: хлорной водой, йодом, хлоридом железа (III).

72. Применение серы и её соединений в медицине и фармации.

73. p-Элементы VII группы Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе. Особые свойства фтора, как наиболее электроотрицательного элемента.

74. Соединения галогенов с водородом. Получение. Растворимость в воде, поляризумость, диссоциация. Кислотные и восстановительные свойства. Соли галогеноводородных кислот. Качественные реакции на галогенид-ионы. Биологическая роль галогенов.

75. Оксокислоты хлора, строение; зависимость силы кислот, их окислительных свойств и устойчивости от степени окисления хлора.

76. Препараты активного хлора: хлорная известь, хлорная вода, хлораты.

77. Химические основы бактерицидного действия хлора и йода. Применение в медицине, санитарии и фармации препаратов галогенов.

78. d-Элементы. Общая характеристика. Положение в ПС. Характерные особенности: переменные степени окисления, образование комплексных соединений, окраска соединений и причины её возникновения. Вторичная периодичность в подгруппах d-элементов.

79. d-Элементы VI группы: хром, молибден, вольфрам. Общая характеристика. Сходство и отличие от p-элементов VI группы.

80. Соединения хрома (II) и (III): оксиды и гидроксиды хрома. Амфотерность гидроксида хрома (III) с позиции теорий кислот и оснований Аррениуса и протолитической.

81. Соли хрома (III), растворимость, гидролиз. Квасцы. Комплексные соединения. Восстановительные свойства соединений хрома(III).

82. Соединения хрома (VI). Оксид. Хромовая и дихромовая кислоты. Соли, хроматы и дихроматы. Равновесие в растворе между хромат- и дихромат ионами. Их окислительные свойства. Хромовая смесь.

83. Соединения молибдена, вольфрама: изополи- и гетерополикислоты. Биологическая роль хрома и молибдена. Применение соединений хрома и молибдена в фармации.

84. d -Элементы VII группы. Общая характеристика. Сходство и отличие от р-элементов VII группы.

85. Свойства оксидов и гидроксидов марганца: кислотно-основные, окислительно-восстановительные, их зависимость от степени окисления. Качественная реакция на ион марганца (II).

86. Оксид марганца (VII). Марганцевая кислота. Соли марганца (VII)- перманганаты: термическое разложение; окислительные свойства, их зависимость от pH среды. Химические основы применения перманганата калия в медицине.

87. Общие закономерности изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов при переходе от низших степеней окисления к высшим (на примере соединений марганца). Биологическая роль марганца.

88. d-Элементы VIII группы: железо, кобальт, никель. Общая характеристика, особенности конструкции VIII группы периодической системы элементов. Триады.

89. Железо. Общая характеристика. Химические свойства. Получение. Семейство железа (железо, кобальт, никель). Ферромагнетизм.

90. Соединения железа (II) и железа (III): оксиды и гидроксиды (кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства). Получение, химические свойства.

91. Соли железа (II) и железа (III): растворимость, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства. Комплексные соединения железа с цианид-, тиоцианат (роданид) - ионами. Ферраты. Качественные реакции на ионы железа(II) и (III).

92. Биологическая роль железа. Химические основы применения железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации.

93. Важнейшие соединения кобальта (II) и кобальта (III), никеля (II). Образование комплексных соединений. Биологическая роль кобальта и никеля.

94. Платиновые металлы. Общая характеристика. Применение платиновых металлов в качестве катализаторов. Комплексные соединения платины. Применение в медицине.

95. d-Элементы I группы: медь, серебро, золото. Общая характеристика. Сравнение с s-элементами I группы. Нахождение в природе, получение, применение.

96. Соединения меди (I) и (II), кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики.

97. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком (аммиакаты), гидроксид- ионами, аминокислотами и многоатомными спиртами (хелаты). Природа окраски соединений меди. Качественная реакция на ион меди (II). Медьсодержащие ферменты, химические основы их действия. Биологическая роль меди.

98. Соединения серебра (I): оксид, получение, растворимость в воде. Соли: нитрат, галогениды. Окислительные свойства серебра (I). Комплексные соединения с аммиаком, галогенид- и тиосульфат ионами. Качественная реакция на ион серебра (I).

99. Химические основы применения соединений серебра в медицине и фармации.

100. Золото. Соединения золота (I) и золота (III), окислительно-восстановительные свойства. Способность золота (I) и золота (III) к комплексообразованию.

101. Химические основы, применение соединений золота в медицине и фармации.

102. d-Элементы II группы: цинк, кадмий, ртуть. Общая характеристика d-элементов II группы. Сравнение с s-элементами I и группы. Нахождение в природе, получение, применение.

103. Цинк и его соединения: оксид, гидроксид, амфотерность с позиции теорий кислот и оснований Аррениуса и протолитической; соли, растворимость и гидролиз.

104. комплексные соединения цинка, металлоферменты. Качественная реакция на ионы цинка. Биологическая роль цинка.

105. Ртуть. Особенности химических свойств ртути; соединения ртути (I), (II): оксиды, хлориды. Качественные реакции на ионы ртути (II).

106. Токсичность соединений кадмия и ртути, ее химические основы.

107. Водород. Общая характеристика. Особенности положения в ПС. Реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами. Характеристика

связи водорода с кислородом, серой, углеродом. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно- и слабополярными связями.

108. Ион водорода, ион оксония, ион аммония, электронное строение, характеристика.

109. s-Элементы I и II группы. Общая характеристика. Положение в ПС, строение электронных оболочек атомов, возможные и проявляемые степени окисления, нахождение в природе.

110. Соединения s-Элементы I и II группы с кислородом: оксиды, пероксиды, супероксиды, озониды.

111. Гидриды s-Элементы I и II группы, их восстановительная способность. Гидроксиды s-Элементы I и II группы; амфотерность гидроксида бериллия.

112. Соли s-Элементы I и II группы: сульфаты, галиды, карбонаты, фосфаты. Окраска пламени летучими солями щелочных и щелочно-земельных металлов.

113. Ионы s-металлов, как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранным переносе ионов калия и натрия.

114. Роль s-металлов в минеральном балансе организма. Микро- и макро- s-элементы. Поступление в организм.

115. Жесткость воды, единицы её измерения; влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах. Методы устранения жесткости.

116. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение.

117. Химические основы применения соединений лития, натрия, калия в медицине и фармации.

118. Химические основы применения соединений магния, кальция, бария в медицине и фармации.

119. Токсичность бериллия

Критерии и шкала оценивания по оценочному средству – «экзамен»:

Шкала оценивания	Характеристика знания предмета и ответов
отлично (5)	Студент глубоко и в полном объеме владеет программным материалом. Грамотно, исчерпывающе и логично его излагает в устной или письменной форме. При этом знает рекомендованную литературу, проявляет творческий подход в ответах на вопросы и правильно обосновывает принятые решения, хорошо владеет умениями и навыками при выполнении практических задач.

хорошо (4)	Студент знает программный материал, грамотно и по сути излагает его в устной или письменной форме, допуская незначительные неточности в утверждениях, трактовках, определениях и категориях или незначительное количество ошибок. При этом владеет необходимыми умениями и навыками при выполнении практических задач.
удовлетворительно (3)	Студент знает только основной программный материал, допускает неточности, недостаточно чёткие формулировки, непоследовательность в ответах, излагаемых в устной или письменной форме. При этом недостаточно владеет умениями и навыками при выполнении практических задач. Допускает до 30% ошибок в излагаемых ответах.
неудовлетворительно (2)	Студент не знает значительной части программного материала. При этом допускает принципиальные ошибки в доказательствах, в трактовке понятий и категорий, проявляет низкую культуру знаний, не владеет основными умениями и навыками при выполнении практических задач. Студент отказывается от ответов на дополнительные вопросы.

Лист изменений и дополнений

№ п/п	Виды дополнений и изменений	Дата и номер протокола заседания кафедры (кафедр), на котором были рассмотрены и одобрены изменения и дополнения	Подпись (с расшифровкой) заведующего кафедрой (заведующих кафедрами)