Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Новгородский государственный университет имени Ярослава Мудрого»
Институт сельского хозяйства и природных ресурсов
Кафедра фундаментальной и прикладной химии

«УТВЕРЖДАЮ»
Директор ИСХПР
_____ А.М.Козина.
«27» февраля 2017 г.

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Дисциплина для специальности 33.05.01- ФАРМАЦИЯ

Рабочая программа

СОГЛАСОВАНО
Начальник учебного отдела
_____ Л.Б.Даниленко
«20» февраля 2017 г.

Разработал:
Доцент КФПХ
_____ И.В.Летенкова

Ст.преподаватель КФПХ
_____ Е.Н.Телешова
«17» 02 2017 г.

Принято на заседании кафедры
Заведующий кафедрой ФПХ
_____ И.В.Зыкова
«21» февраля 2017 г.
Протокол №6 от 21.02 2017г

Великий Новгород
2017

1 Цели и задачи учебного модуля (УМ)

Цель учебного модуля (УМ)
формирование у студентов способности использовать основные законы и понятия общей и неорганической химии, химических процессов для решения задач в соответствии с видами профессиональной деятельности.

Задачи УМ «Общая и неорганическая химия»

сформировать теоретический фундамент современной общей и неорганической химии как единой, логически связанной системы;

- расширить и закрепить базовые понятия общей химии необходимые для дальнейшего изучения дисциплин профессионального цикла;
- формирование умений использовать современные теории и понятия общей химии для выявления связей между положением химического элемента в периодической системе, строением его соединений и их физическими, химическими свойствами, биологической активностью и токсичностью; освоение всех видов номенклатуры неорганических соединений;
- изучение теоретических основ химических процессов, происходящих в растворах, необходимых для понимания важнейших биохимических процессов и различных видов баланса в организме;
- изучение химии биогенных элементов и их соединений, формирование представлений об их роли в живых системах;
- сформировать умения и навыки проведения экспериментальной работы, умение анализировать полученный результат

2 Место учебного модуля в структуре ОП направления подготовки

Модуль «Общая и неорганическая химия» входит в базовую часть ОП ВО по специальности 33.05.01 –«Фармация».

Модуль «Общая и неорганическая химия» является базой для освоения студентами физической, коллоидной, аналитической, органической, фармацевтической, токсикологической химии; закладывает фундамент знаний, необходимых для понимания химических основ процессов синтеза, анализа, выделения и очистки лекарственных веществ, производства лекарственных форм, правил хранения и применения лекарственных средств. Знание основных законов химии, свойств химических элементов, умение производить расчеты параметров процессов позволяет более глубоко понять, объяснить и прогнозировать химические превращения лекарственных веществ в организме.

Для освоения дисциплины общая и неорганическая химия необходимы знания, формируемые на базе общего среднего образования. Требования к «входным» знаниям, умениям и компетенциям студента, необходимым для изучения модуля «Общая и неорганическая химия» являются:
- владение основными понятиями и законами химии в объеме школьной программы;
- умение составлять химические формулы неорганических веществ, уравнения химических реакций;
- умение использовать теоретические знания для решения задач по химии.

Общая и неорганическая химия является предшествующей дисциплиной для изучения таких дисциплин как: физическая и коллоидная химия; аналитическая химия; органическая химия; биологическая химия; токсикологическая химия; фармацевтическая химия; фармакология; фармакогнозия; фармацевтическая технология; общая гигиена.

3 Требования к результатам освоения учебного модуля

Процесс изучения УМ направлен на формирование компетенции, представленной в таблице 1.

Таблица 1- Содержание компетенций

Код компетенции	Содержание компетенции*
ОПК-7	Выпускник, освоивший программу специалитета, должен обладать следующими компетенциями: **общепрофессиональными компетенциями (ОПК):** готовностью к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач (ОПК-7);

Содержательное наполнение компетенциии через показатели, демонстрация которых позволит принять решение о степени сформированности, осуществляется в соответствии с паспортом компетенций.

В соответствии с содержанием основных образовательных программ специалитета по специальности 33.05.01 Фармация, учебный модуль «Общая и неорганическая химия» осваивается на базовом уровне.

В результате изучения учебного модуля «Общая и неорганическая химия» студент должен:

Знать:

- правила техники безопасности работы в химической лаборатории
- современную модель атома, периодический закон, периодическую систему
- Д.И.Менделеева химическую связь;
- номенклатуру неорганических соединений
- строение комплексных соединений и их свойства;
- классификацию химических элементов по семействам;
- химические свойства элементов и их соединений;
- растворы и процессы, протекающие в водных растворах;
- основные начала термодинамики, термохимии.

Уметь:

- составлять электронные конфигурации атомов, ионов; электронно-графические формулы атомов и молекул, определять тип химической связи;
- прогнозировать реакционную способность химических соединений и физические свойства в зависимости от положения в периодической системе;
- применять правила различных номенклатур к различным классам неорганических соединений;
- смещать равновесия в растворах электролитов;
- собирать простейшие установки для проведения лабораторных исследований,

пользоваться химическим оборудованием;

- проводить лабораторные опыты, объяснять суть конкретных реакций, оформлять отчетную документацию по экспериментальным данным.

Владеть:

- основными химическими теориями, законами, концепциями о строении и реакционной способности неорганических веществ
- навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций с целью прогнозирования возможности осуществления и направление протекания химических процессов;
- техникой проведения химических экспериментов, проведения пробирочных реакций, навыками работы с химической посудой.
- правилами номенклатуры неорганических веществ.
- техникой экспериментального определения pH растворов при помощи индикаторов и приборов;

Требования к знаниям, умениям и владению указываются в соответствии с паспортом соответствующей компетенции.

Уровень освоения компетенций - базовый

4 Структура и содержание учебного модуля

4.1 Трудоемкость учебного модуля

Модуль входит в базовую часть учебного плана специальности 33.05.01 - «Фармация», изучается на первом курсе (первый семестр).

Форма обучения: очная

Таблица2 -Трудоемкость учебного модуля

Учебная работа (УР)	Всего	Распределение по семестрам	Коды формируемых компетенций
		Согласно учебных планов направления	
Трудоемкость модуля в зачетных единицах (ЗЕТ):	6	6	ОПК-7
Распределение трудоемкости по видам УР в академических часах (АЧ):	90	90	ОПК-7
-лекции (Л)	36	36	
-практические занятия (ПЗ)	18	18	
в том числе аудиторная СРС	18	18	
- лабораторные работы (ЛР)	36	36	
- внеаудиторная СРС	90	90	
Аттестация: экзамен	36	36	
Итого	216	216	
Итого:	**216**	**216**	

В структуре УМ выделены учебные элементы модуля (УЭМ) в качестве самостоятельных разделов.

Таблица3-Трудоемкость учебного модуля

Учебная работа (УР)	Всего	Распределение по семестрам	Коды формируемых компетенций
		Согласно учебных планов направления	
Трудоемкость модуля в зачетных единицах (ЗЕТ):	6	6	ОПК-7
Распределение трудоемкости по видам УР в академических часах (АЧ): **УЭМ-1 Теоретические основы общей и неорганической химии** **УЭМ-2 Химия элементов и их соединений**	90 67 23	90 67 23	ОПК-7
УЭМ-1 Теоретические основы общей и неорганической химии			
-лекции (Л)	26	26	
-практические занятия (ПЗ)	14	14	
в том числе аудиторная СРС	14	14	
- лабораторные работы (ЛР)	27	27	
- внеаудиторная СРС	67	67	
УЭМ-2 Химия элементов и их соединений			
-лекции (Л)	10	10	
-практические занятия (ПЗ)	4	4	
в том числе аудиторная СРС	4	4	
- лабораторные работы (ЛР)	9	9	
- внеаудиторная СРС	23	23	
Аттестация: экзамен	36	36	
Итого	216	216	
Итого:	**216**	**216**	

4.2 Теоретическое содержание и структура разделов учебного модуля

УЭМ – 1 Теоретические основы общей и неорганической химии

1.1 Основные понятия, стехиометрические расчеты

Предмет, задачи и методы общей и неорганической химии, ее место в системе естественных наук и фармацевтического образования, значение для развития медицины и фармации.

Основные законы, положения и понятия общей и неорганической химии. Номенклатура основных классов неорганических веществ. Расчеты по химическим формулам и уравнениям.

Техника безопасности и правила работы в лабораториях химического профиля. Обработка результатов наблюдений и измерений.

Основные способы выражения концентрации растворов.

Титриметрический анализ. Химический эквивалент вещества. Молярная концентрация эквивалента вещества. Закон эквивалентов. Точка эквивалентности и способы ее фиксирования. Способы титрования: прямое, обратное, косвенное. Ацидиметрия и алкалиметрия: титранты, их стандартизация, индикаторы.

1.2 Основные закономерности протекания химических процессов

Энергетика, направление и глубина протекания химических реакций.
Основные понятия химической термодинамики. Поглощение и выделение различных видов энергии при химических превращениях. Теплота и работа.

Внутренняя энергия и энтальпия. Стандартные состояния веществ и стандартные изменения внутренней энергии и энтальпии. Теплоты химических реакций при постоянной температуре и давлении или объеме. Термохимические уравнения.

Закон Гесса. Расчеты изменения энтальпий химических реакций и физико-химических превращений (растворение веществ, диссоциация кислот и оснований) на основе закона Гесса.

Понятие об энтропии как мере неупорядоченности системы.

Энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания процесса и достижения состояния равновесия. Таблицы стандартных энергий Гиббса образования веществ.

Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции и состояние химического равновесия. Качественная характеристика состояния химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье – Брауна.

Закон действующих масс (ЗДМ). Константа химического равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса и энергии Гельмгольца процесса. Определение направления протекания реакции в системе при данных условиях.

Зависимость энергии Гиббса процесса и константы равновесия от температуры.

1.3 Учение о растворах

Основные 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.

Процесс растворения как физико-химическое явление. Термодинамика процесса растворения.

Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных свойствах растворов. Осмос. Закон Вант – Гоффа об осмотическом давлении. Роль осмоса в биосистемах.

Теория электролитической диссоциации (Аррениус С., Каблуков И.А.). Теория растворов сильных электролитов. Протолитические равновесия в воде. Ионное произведение воды. Водородный показатель. pH растворов сильных кислот и оснований.

Растворы слабых электролитов. Применение ЗДМ к процессам ионизации слабых электролитов. Константа ионизации (диссоциации). Ступенчатый характер ионизации.

Теории кислот и оснований (Аррениуса, Бренстеда–Лоури, Льюиса). Константы кислотности и основности. Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующихся солей. Амфотерные электролиты (амфолиты).

Буферные системы и буферные растворы. Механизм действия, классификация буферных систем. Буферная емкость. Зависимость от различных факторов. Уравнение для расчета pH буферного раствора. Буферные системы организма.

Равновесие между раствором и осадком малорастворимого сильного электролита. Произведение растворимости. Условия растворения и образования осадков.

Роль ионных, в том числе кислотно-основных, взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов, при приготовлении лекарственных форм. Химическая совместимость и несовместимость лекарственных веществ.

1. 4 Окислительно-восстановительные реакции

Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций.

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

Стандартное изменение энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции, стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Уравнение Нернста – Петерса. Определение направления протекания ОВ реакций. Влияние внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.

Гальванические элементы и электродные потенциалы. Процессы, протекающие на аноде и катоде. Расчет ЭДС.

Коррозия металлов. Анодные и катодные процессы. Химическая и электрохимическая коррозия. Зависимость коррозии от внешних условий, коррозия с водородной и кислородной деполяризацией. Методы защиты от коррозии. Анодные и катодные покрытия.

Электролиз. Анодное окисление и катодное восстановление. Последовательность электродных процессов. Вторичные процессы при электролизе.

УЭМ – 2 Химия элементов и их соединений

2. 1 Строение вещества

Основные этапы развития представлений о существовании и строении атомов. Электронные оболочки атомов и периодический закон Д.И. Менделеева. Спектры атомов как источник информации об их строении.

Квантово-механическая модель строения атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов. Правило Гунда. 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

электроотри-цательность (ОЭО). Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений элементов.

Природа химической связи и строение химических соединений

Типы химических связей и физико-химические свойства соединений с ковалентной, ионной и металлической связью. Экспериментальные характеристики связей: энергия связи, длина, полярность, эффективные заряды атомов.

Основы метода валентных связей (МВС). Механизм образования ковалентной связи. Насыщаемость ковалентной связи. Направленность ковалентной связи. Сигма и пи-связи, их образование при перекрывании s-, p- и d-орбиталей. Кратность связей в методе валентных связей. Поляризуемость и полярность ковалентной связи.

Гибридизация атомных орбиталей. Устойчивость гибридных состояний различных атомов. Пространственное расположение атомов в молекулах. Характерные структуры трех-, четырех-, пяти- и шестиатомных молекул.

Межмолекулярные взаимодействия и их природа. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Водородная связь и ее разновидности. Биологическая роль водородной связи. Молекулярные комплексы и их роль в метаболических процессах.

2.2Комплексные соединения

Современное содержание понятия «комплексные соединения» (КС). Структура КС: центральный атом, лиганды, комплексный ион, внутренняя и внешняя сфера, координационное число центрального атома, дентатность лигандов.

Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Природа химической связи в КС. Теория валентных связей. Объяснение окраски КС переходных металлов, их магнитных свойств. Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и нестойкости комплексов.

Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания, соли. Внутрикомплексные соединения. Пи-комплексы. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические КС.

Биологическая роль КС. Металлоферменты, понятие о строении их активных центров. Химические основы применения КС в фармации и медицине.

2.3 Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп и их соединений

2.3.1 Общая характеристика свойств s-элементов и их соединений

Водород.

Общая характеристика. Особенности положения в ПСЭ, реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами.

Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства. Аквокомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная и апирогенная вода, получение и применение в фармации. Природные и минеральные воды.

Характеристика и реакционная способность соединений водорода с другими распространенными элементами: кислородом, азотом, углеродом, серой. Особенности поведения водорода в соединениях с сильно- и слабополярными связями. Ион водорода, ион оксония, ион аммония.

s-элементы – металлы.

Общая характеристика. Изменение свойств элементов IIA подгруппы 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; амфотерность гидроксида бериллия. Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов и их восстановительные свойства.

Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных и щелочноземельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты.

Ионы щелочных и щелочноземельных металлов как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранном переносе калия и натрия. Ионы магния и кальция как комплексообразователи.

Биологическая роль s-элементов-металлов в минеральном балансе организма. Макро- и микро-s-элементы. Поступление в организм с водой. Жесткость воды, единицы ее измерения, пределы, влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах, методы устранения жесткости. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение (проблема стронция-90).

Токсичность соединений бериллия. Химические основы применения соединений лития, натрия, калия, магния, кальция, бария в медицине и в фармации.

2.3.2 Общая характеристика свойств p–элементы и их соединений

p–Элементы III группы

Общая характеристика группы. Электронный дефицит и его влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления +3 и +1 в группе p–элементов III группы.

Бор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны), особенности стереохимии и природы связи. Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борная кислота, равновесие в водном растворе. Бораты – производные различных мономерных и полимерных борных кислот. Тетраборат натрия. Эфиры борной кислоты. Качественная реакция на бор и ее использование в фармацевтическом анализе. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.

Алюминий. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Разновидности оксида алюминия. Применение в медицине. Амфотерность гидроксида. Алюминаты. Ион алюминия как комплексообразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Особенности строения. Галиды. Гидрид алюминия и аланаты. Квасцы. Физико-химические основы применения алюминия в медицине и фармации.

p–Элементы IV группы. Общая характеристика группы.

Общая характеристика углерода. Аллотропические модификации углерода. Типы гибридизации атома углерода и строение углеродосодержащих молекул. Углерод как основа всех органических молекул. Физические и химические свойства простых веществ. Активированный уголь как адсорбент.

Углерод в отрицательных степенях окисления. Карбиды активных металлов и соответствующие им углеводороды.

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.

Соединения углерода с галогенами и серой. Четыреххлористый углерод, фосген, фреоны, сероуглерод и тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства, применение.

Биологическая роль углерода. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине и фармации.

Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие пи-связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты. Кислородные соединения. Оксид кремния(IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Кремнийорганические соединений. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.

Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа $ЭГ_2$ и $ЭГ_4$, поведение в водных растворах. Оловохлористоводородная кислота. Оксиды. Оксид свинца(IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. ОВ реакции в растворах. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинецсодержащих препаратов (свинца(II) ацетат, свинца(II) оксид). Химические основы использования соединений олова и свинца в анализе фармпрепаратов.

p–Элементы V группы. Общая характеристика группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль.

Азот. Общая характеристика. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Молекула азота как лиганд.

Соединения с отрицательными степенями окисления. Нитриды. Аммиак, КО и ОВ характеристика, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Свойства аминокислот как производных аммиака. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксиламин. КО и ОВ характеристика. Азотистоводородная кислота и азиды.

Соединения азота в положительных степенях окисления. Оксиды. Стереохимия и природа связи. Способы получения. КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристика.

Фосфор. Общая характеристика. Аллотропические модификации фосфора, их химическая активность.

Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота.

Соединения фосфора в положительных степенях окисления. Галиды, их гидролиз. Оксиды: стереохимия и природа связи, взаимодействие с водой и спиртами. Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Дифосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.

Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика.

Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша.

Соединения мышьяка, сурьмы и висмута в положительных степенях окисления. Галиды и изменение их свойств в группе (азот – висмут). Оксиды и гидроксиды Э(III) и Э(V); их КО и ОВ характеристики. Арсениты и арсенаты, их КО и ОВ свойства. Соли катионов сурьмы(III) и висмута(III), их гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута(V).

Понятие о химических основах применения в медицине и фармации аммиака, закиси азота, нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута.

p–Элементы VI группы. Общая характеристика группы.

Кислород. Общая характеристика. Роль кислорода как одного из наиболее распространенных элементов и составной части большинства неорганических соединений. Особенности электронной структуры молекулы кислорода. Химическая активность кислорода.

Молекула O_2 в качестве лиганда в оксигемоглобине. Озон, стереохимия и природа связей. Химическая активность в сравнении с кислородом (реакция с растворами иодидов). Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: супероксиды (гипероксиды, надпероксиды), пероксиды, оксиды, озониды).

Водорода пероксид H_2O_2, его КО и ОВ характеристика, применение в медицине. Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Химические основы применения кислорода и озона, а также соединений кислорода в медицине и фармации.

Сера. Общая характеристика.

Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Сероводород, его КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз. Полисульфиды, КО и ОВ характеристика, устойчивость.

Соединения серы(IV): оксид, хлорид, хлористый тионил, сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Их КО и ОВ свойства. Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакция с кислотами, окислителями (в том числе с иодом), катионами–комплексообразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства.

Соединения серы(VI): оксид, гексафторид, сульфонилхлорид, сульфурилхлорид, серная кислота и ее производные – сульфаты, КО и ОВ свойства. Олеум. Пиросерная кислота. Пероксодисерные кислоты и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов.

Биологическая роль серы (сульфгидрильные группы и дисульфидные мостики в белках). Химические основы применения серы и ее соединений в медицине, фармации, фармацевтическом анализе.

Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их КО и ОВ свойства (в сравнении с соединениями серы). Биологическая роль селена.

p–Элементы VII группы (галогены)

Общая характеристика группы. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Простые вещества, их химическая активность.

Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде; КО и ОВ свойства. Ионные и ковалентные галиды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей. Способность фторид–иона замещать кислород (например, в соединениях кремния). Галогенид–ионы как лиганды в комплексных соединениях.

Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. 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 в медицине, санитарии и фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и йодидов.

2.4 Химия переходных элементов

d–Элементы I группы.

Общая характеристика группы. Физические и химические свойства простых веществ. Соединения меди(I) и меди(II), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди(II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Комплексный характер медьсодержащих ферментов и химизм их действия в метаболических реакциях. Природа окраски соединений меди. Химические основы применения соединений меди в медицине и фармации.

Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики (бактерицидные свойства иона серебра). Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатами. Химические основы применения соединений серебра в качестве лечебных препаратов, в фармацевтическом анализе.

Золото. Соединения золота(I) и золота(III), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Химические основы применения в медицине и фармации золота и его соединений.

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 цинксодержащих ферментов и химизм их действия. Химические основы применения в медицине и в фармации соединений цинка. Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка.

Ртуть. Общая характеристика, отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная химическая активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серой и азотной кислотой. Соединения ртути(I) и ртути(II), их КО и ОВ характеристика, способность ртути(I) и ртути(II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути. Химические основы применения соединений ртути в медицине и фармации.

Общая характеристика d-элементов. d-Элементы III-V групп ПСЭ.

Общая характеристика d-элементов (переходных элементов). Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование комплексов. Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и повышенное сходство d-элементов V и VI периодов.

d–Элементы III группы. Общая характеристика, сходство и отличие от s–элементов II группы. f-элементы как аналоги d-элементов III группы; сходство и отличие на примере церия.

d–Элементы IV и V групп. Общая характеристика. Химические основы применения титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармации.

d–Элементы VI группы. Общая характеристика группы.

Хром. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность, способность к комплексообразованию.

Хром(II), кислотно-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений.

Хром(III), кислотно-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений, способность к комплексообразованию.

Соединения хрома(VI) – оксид и хромовые кислоты, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристика. Окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH среды; окисление органических соединений (спиртов). Пероксосоединения хрома(VI).

Общие закономерности КО и ОВ свойств соединений d-элементов при переходе от низших степеней окисления к высшим на примере соединений хрома.

Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополикислот; сравнительная окислительно-восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома.

Биологическое значение d-элементов VI группы. Химические основы применения соединений хрома, молибдена и вольфрама в фармации (фармацевтическом анализе).

d–Элементы VII группы. Общая характеристика группы.

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.

Марганец(IV) оксид: КО и ОВ свойства, влияние pH среды на ОВ свойства.

Соединения марганца(VI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе и условия стабилизации.

Соединения марганца(VII): оксид, марганцовая 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 и в фармацевтическом анализе.

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.

Соединения железа(II) и железа(III): КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа(II) и железа(III) с цианид- и тиоцианатионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия.

Железо(VI). Ферраты, получение и окислительные свойства.

Химические основы применения железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации.

Кобальт и никель. Химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта(II) и кобальта(III), никеля(II); КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Никель и кобальт как микроэлементы. Химические основы применения соединений кобальта и никеля в медицине и фармации.

Общая характеристика элементов семейства платины.

4.3 Лабораторный практикум

Для качественного усвоения материала теоретические аспекты элементов модуля осваиваются посредством проведения лабораторного практикума.

В соответствии с теоретическим содержанием и структурой разделов учебного модуля, лабораторный практикум включает в себя выполнение 12 лабораторных работ.

Таблица 4- Лабораторный практикум

№ раздела УМ	Наименование лабораторных работ	№ ЛР	Трудоемкость, ак.час
УЭМ -1	Приготовление растворов заданной концентрации из навески соли и кристаллогидрата	ЛР 1	3
	Определение жесткости воды	ЛР 2	3
	Приготовление разбавленного раствора из концентрированного. Метод кислотно-основного титрования	ЛР 3	3
	Кинетика химических реакций	ЛР 4	3
	Водородный показатель	ЛР 5	3
	Буферные растворы	ЛР 6	3
	Гетерогенные процессы и равновесия	ЛР 7	3
	Окислительно-восстановительные реакции	ЛР 8	3
	Гальванический элемент. Коррозия металлов.	ЛР 9	3
УЭМ -2	Комплексные соединения	ЛР 10	3
	Химические свойства неметаллов	ЛР 11	3
	Химические свойства металлов	ЛР 12	3

4.4 Практические занятия (аудиторная СРС)

Целью практических занятий является разбор отдельных, трудных для понимания теоретических вопросов, расчетных заданий; контроль изученного материала. Тематика практических занятий представлена в таблице 5.

Таблица 5 – Практические занятия

№ раздела УМ	Наименование темы практического занятия	Форма занятия	Трудоемкость, ак.час
УЭМ - 1	Классификация и номенклатура неорганических веществ	ПР	1
	Способы выражения состава раствора– решение задач	ПР	1
	Применение закона эквивалентов в кислотно-основном титровании– решение задач	ПР	1
	Концентрации растворов. Способы приготовления растворов	КР 1	1
	Термохимические расчеты– решение задач	ПР	1
	Кинетические расчеты– решение задач	ПР	1
	Основные закономерности протекания химических реакций	КР 2	1
	Расчет pH растворов сильных и слабых кислот, оснований, солей– решение задач	ПР	1
	Буферные растворы– решение задач	ПР	1
	Общие (коллигативные) свойства растворов – решение задач	ПР	1
	Гетерогенные процессы– решение задач	ПР	1
	Растворы. Общие свойства растворов. Обменные реакции в растворах	КР3	1
	Окислительно - восстановительные реакциии– решение задач	ПР	1
	Электрохимические процессы– решение задач	ПР	1
УЭМ - 2	Строение атома	ПР	1
	Химическая связь	ПР	1
	Комплексные соединения	ПР	1
	Химические свойства неорганических веществ	КР4	1

4.5 Организация изучения учебного модуля

Учебный модуль «Общая и неорганическая химия» реализуется посредством проведения лекций (информационные лекции, лекции-презентации, проблемные лекции), самостоятельного изучения литературы. По отдельным разделам модуля студентам предлагается подготовить реферат на тему, иллюстрирующую применяемость химических законов в профессиональной деятельности.

Аудиторная самостоятельная работа студентов проводится на практических занятиях и включает в себя практические работы по решению задач разных типов; проведение контрольных, тестовых работ; презентации и обсуждения рефератов. При подготовке к практическим занятиям студент должен изучить лекционный материал, в случае необходимости обратиться к соответствующим разделам рекомендованной литературы и методическим пособиям, разработанным на кафедре ФПХ. При изучении материала отметить вызывающие затруднения вопросы для получения консультации у преподавателя. На практических занятиях необходимо иметь конспект лекций по изучаемой теме.

Для качественного усвоения и закрепления материала предполагается выполнение лабораторного практикума с обязательным написанием выводов, где кратко излагается подтвержденные в процессе эксперимента теоретические законы и указывается применяемость данной темы в практической профессиональной деятельности будущего специалиста.

Внеаудиторная самостоятельная работа студентов проводится для актуализации имеющихся знаний и создания мотивации к дальнейшему изучению модуля. Данный вид СРС включает в себя следующие виды работ:

- подготовку к практическим занятиям

-оформление отчетов по лабораторным работам и подготовку к их защитам;

- выполнение индивидуальных домашних в т.ч. расчетных заданий по темам, определяемым преподавателем: «Основные классы неорганических соединений» - (ИДЗ1), «Энергетика и направленность химических процессов» - (ИДЗ 2), «Кинетика химических реакций» - (ИДЗ 3), « Коллигативные свойства растворов» (ИДЗ 4), «Гетерогенные процессы» (ИДЗ 5), «Строение атома. Химическая связь и строение молекул» - (ИДЗ 6)

- подготовку к контрольным работам;

- подготовку рефератов с презентацией;

- подготовку к экзамену.

Рекомендуется использование информационных технологий при организации коммуникации со студентами для представления информации, выдачи рекомендаций и консультирования по оперативным вопросам (электронная почта), использование мультимедиа-средств при проведении лекционных занятий.

Методические рекомендации по организации изучения УМ с учетом использования в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения учебных занятий даются в Приложении А.

5 Контроль и оценка качества освоения учебного модуля

Контроль качества освоения студентами УМ и его составляющих осуществляется непрерывно в течение всего периода обучения с использованием балльно-рейтинговой системы (БРС), являющейся обязательной к использованию всеми структурными подразделениями университета.

Для оценки качества освоения модуля используются формы контроля: текущий – регулярно в течение всего семестра; рубежный – на девятой неделе семестра; семестровый – по окончании изучения УМ.

Оценка качества освоения модуля осуществляется с использованием фонда оценочных средств, разработанного для данного модуля, по всем формам контроля в соответствии с положением «Об организации учебного процесса по основным образовательным программам высшего профессионального образования».

Содержание видов контроля и их график отражены в технологической карте учебного модуля (Приложение Б).

6 Учебно-методическое и информационное обеспечение учебного модуля

Учебно-методическое и информационное обеспечение учебного модуля представлено **Картой учебно-методического обеспечения** (Приложение Б)

7 Материально-техническое обеспечение учебного модуля

Для осуществления образовательного процесса по дисциплине необходима аудитория, оборудованная мультимедийными средствами для демонстрации лекций-презентаций и видеоматериалов.

Для выполнения лабораторных работ необходима лаборатория с соответствующим лабораторным оборудованием. В соответствии с «Требованиями к материально-техническому обеспечению учебного процесса по подготовке дипломированных специалистов минимальный перечень оборудования по дисциплинам блока ОПД ГОС включает:

- химические реактивы (кислоты, щелочи, соли и т.д.);
- термометры с точностью до $0,1^0$;
- калориметры;
- весы технические электронные с точностью до 0,01г;
- pH-метры;
- иономеры;
- спектрофотометры;
- выпрямители;
- электроплитки;
- химическая посуда

. -водяная баня

- таблицы

Приложения (обязательные):

А – Методические рекомендации по организации изучения учебного модуля

Б - Технологическая карта

В- Карта учебно-методического обеспечения УМ

Г - Паспорт компетенций ОПК-7

Приложение А

Методические рекомендации по организации изучения учебного модуля «Общая и неорганическая химия»

Методические рекомендации устанавливают порядок и методику изучения теоретического и практического материала учебного модуля. Методические рекомендации составляются по каждому виду учебной работы, включенные в модуль. Методические рекомендации должны нацеливать студента на творческую самостоятельную работу, не должны подменять учебную литературу и справочники, давать готовых решений поставленных перед студентом задач.

В процессе изучения модуля «Общая и неорганическая химия» студенты должны приобрести следующие практические навыки:

УЭМ – 1 Теоретические основы общей и неорганической химии

1.1Основные понятия, стехиометрические расчеты

При изучении данного раздела студент должен:

Знать:
- номенклатуру основных классов неорганических веществ;
- способы выражения состава вещества: массовая доля, мольная доля, молярная и моляльная концентрации, молярная концентрация эквивалента ;
- единицы измерения концентраций;
- способы приготовления растворов;
- закон эквивалентов;
-метод кислотно-основного титрования.

Уметь:
- зная одну концентрацию, уметь рассчитывать все остальные;
- рассчитывать количества вещества, необходимые для приготовления растворов из навески соли, кристаллогидрата, более концентрированных растворов;
- вычислять концентрации растворов после смешивания;
- определять концентрацию раствора методом кислотно-основного титроавния;
-решать задачи на закон эквивалентов для метода кислотно-основного титрования.

Для усвоения данного раздела предлагается:

- выполнение, оформление отчетов и защита лабораторных работ «Приготовление растворов заданной концентрации из навески соли и кристаллогидрата» (ЛР1), Определение жесткости воды(ЛР2) и «Приготовление разбавленного раствора из концентрированного. Метод кислотно-основного титрования» (ЛР3);
- выполнение домашнего задания: «Основные классы неорганических соединений» - (ИДЗ1),
- выполнение контрольной работы №1 «Концентрации растворов. Способы приготовления растворов».

Образец контрольной работы №1
Контрольная работа № 1
«Концентрации растворов. Способы приготовления растворов».

1. Определите молярную концентрацию раствора, содержащего 33,0 г сульфид калия в 200мл водного раствора.

2. 50 г вещества растворили в 150мл воды. Определите массовую долю вещества в растворе

3. Для растворов каких веществ верно соотношение Сн=3См
а) $Al_2(SO_4)_3$ б) $FeCl_3$ в) HCl г) H_3PO_4 д) $Ca(OH)_2$

4. Чему равна нормальная концентрация раствора FeCl2 с массовой долей 25% (плотность раствора =1,016 г/мл)?

5.Определите процентную концентрацию раствора сульфата натрия с моляльной концентрацией 0,5моль/кг.

6. Найти молярную концентрацию эквивалента 90%-ного раствора серной кислоты, плотность раствора 1,67 г/мл.

7. Определите массу кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ воды необходимые для приготовления 0,4 кг раствора, с ω(CuSO4)=8 %.

8а. Раствор бромоводородной кислоты с концентрацией 0,7моль/л смешали с равным объемом раствора иодоводородной кислоты с концентрацией 0,5моль/л. Чему равны молярные концентрации этих веществ в образовавшемся растворе.

8б. Смешали два раствора соляной кислоты — один с молярной концентрацией 0,05М и объемом 350мл, другой раствор объемом 0,2л с молярной концентрацией 0,1М. Найти молярную концентрацию образовавшегося раствора.

9.Рассчитайте, какой объем концентрированного раствора уксусной кислоты (w=36%, ρ=1,049г/мл) потребуется для приготовления 1100мл разбавленного раствора с молярной концентрацией 0,4моль/л.

10. Для нейтрализации раствора, содержащего 2,25 г кислоты, потребовалось 25 мл 2,0 Н раствора щёлочи. Определите эквивалентную массу кислоты.

1.2 Основные закономерности протекания химических процессов

Знать:
- закон Гесса и следствиия из него;
- понятие энтальпии образования вещества, энтальпии сгорания; понятие энтропии;
- определение изменения энтальпии и энтропии в результате реакции;
-энергию Гиббса, как критерий самопроизвольного протекания реакции;
- зависимость скорости реакции от концентрации, выражение закона действующих масс для гомогенных и гетерогенных реакций;
- зависимость скорости реакции от температуры, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса;
- понятие энергии активации химической реакции;
- энергетический профиль для экзотермической и эндотермической реакции;

- катализ, энергетический профиль каталитической реакции, особенности каталитической активности ферментов ;
-константу равновесия, ее зависимость от различных факторов;
- смещение химического равновесия, принцип Ле-Шателье;

Уметь:

- вычислять тепловой эффект химической реакции по закону Гесса и следствиям из него;
- вычислять изменения энтропии в результате реакции;
- вычислять энергии Гиббса, определять направленине протекания реакции;
- вычислять температуру равновесия;
- составлять основное кинетическое уравнение для гомогенных и гетерогенных реакций;
- определять изменение скорости реакции при изменении концентраций реагирующих веществ, давления, реакционного объема;
-определять изменение скорости реакции при изменении температуры;
- вычислять температурный коэффициент реакции;
- вычислять энергию активации химической реакции при различных температурах, при введении катализатора;
- вычислять константу равновесия, равновесные концентрации веществ;
-определять направление протекания реакции при изменении параметров процесса.

Для усвоения данного раздела предлагается:

- выполнение лабораторной работы: «Кинетика химических реакций» (ЛР 4) и оформление отчета по ней;
- выполнение домашних заданий: «Энергетика и направленность химических процессов» - (ИДЗ 2), «Кинетика химических реакций» - (ИДЗ 3);
- выполнение контрольной работы №2 «Основные закономерности протекания химических реакций».

Образец контрольной работы №2

Контрольная работа № 2

«Основные закономерности протекания химических реакций».

1. Какой реакции соответствует расчетная формула, выведенная из закона Гесса и его следствий:

$$\Delta H°_{р\text{-}ции} = (2\,\Delta H°_{обр.С} + \Delta H°_{обр.Д}) - (2\,\Delta H°_{обр.А} + \Delta H°_{обр.В}).$$

а) 2С + Д = 2А + В; б) 2А + Д = 2С + В;
в) 2С + В = 2А + Д; г) 2А + В = 2С + Д.

2. Термохимическое уравнение реакции горения бензола: $\mathbf{C_6H_{6(ж)} + 7{,}5O_{2(г)} = 6CO_{2(г)} + 3H_2O_{(ж)};\ \Delta H^o_{298} = -3268\ кДж}$. Какое количество теплоты выделится при сгорании 15,6 г бензола?

3. В какой реакции энтропия практически не изменяется ($_{\Delta}S = 0$)?
   а) $C_2H_{6\,(г)} === C_2H_{4(г)} + H_{2(г)}$
   б) $4HCI_{(г)} + O_{2(г)} === 2H_2O_{(ж)} + 2CI_{2(г)}$
   в) $2HJ_{(г)} ==== H_{2(г)} + J_{2(г)}$
   г) $CH_{4(г)} + CO_{2(г)} ==== 2CO_{(г)} = 2H_{2(г)}$

4. Какие оксиды не могут быть восстановлены водородом до свободного металла (условия стандартные)?
   а) $ZnO + H_2 = Zn + H_2O$ $\Delta G^o = +83$ кДж;
   б) $NiO + H_2 = Ni + H_2O$ $\Delta G^o = -26$ кДж;
   в) $BaO + H_2 = Ba + H_2O$ $\Delta G^o = +281$ кДж;
   г) $Ag_2O + H_2 = 2Ag + H_2O$ $\Delta G^o = -226$ кДж.

5.Определите возможность протекания в стандартных условиях реакции взаимодействия кремния с хлороводородом по схеме:

$$Si_{(к)} + 3\ HCl_{(г)} = SiHCl_{3(г)} + H_{2(г)}.$$

Как изменится направление протекания реакции с ростом температуры?

6. Какое выражение соответствует константе равновесия реакции

$$2CH_3OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} == 2CO_{2(г)} + 4H_2O_{(ж)}$$

а) $K = \frac{[CO_2]^2[H_2O]^4}{[CH_3OH]^2[O_2]^3}$;

б) $K = \frac{[O_2]^3}{[CO_2]^2}$;

в) $K = \frac{[CO_2]^2}{[O_2]^3}$;

г) $K = \frac{[CO_2][H_2O]}{[CH_3OH][O_2]}$.

7. Как изменится скорость прямой реакции

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$$

если уменьшить объем системы в 5 раз?

а) увеличится в 5 раз б) уменьшится в 5 раз
в) увеличится в 625 раз г) уменьшится в 625 раз
д) увеличится в 20 раз е) уменьшится в 20 раз

8. При температуре 65^0 С реакция протекает 9 час. Сколько времени будет идти эта реакция при 95^0 С, если температурный коэффициент равен 3?

а) 10 мин; б) 20 мин; в) 30 мин; г) 60 мин; д) 72 мин.

9. Катализатор ускоряет химическую реакцию благодаря:

а) снижению энергии активации
б) повышению энергии активации
в) возрастанию теплоты реакции
г) уменьшению теплоты реакции

10. Какие воздействия на реакционную систему

$$\mathbf{Fe_{(к)} + 4H_2O_{(г)} == Fe_3O_{4(к)} + 4H_{2(г)} + Q}$$

приведут к смещению равновесия в сторону исходных веществ:

а) повышение температуры ; б) добавление водяного пара;
в) понижение температуры ; г) добавление водорода.

11. Исходные концентрации оксида азота (П) и хлора в системе

$$2NO + Cl_2 \leftrightarrow 2NOCl$$

Составляют соответственно 0,5 моль/л и 0,2 моль/л. вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% оксида азота (П)

а) 1,6 б)0,038 в) 0, 625 г) 26

1.3 Учение о растворах

Знать:

- сильные и слабые электролиты, неэлектролиты;
- диссоциацию сильных и слабых электролитов;
-закон разбавления Оствальда;
-условия необратимого протекания реакций ионного обмена;
- ионное произведение воды;
- методы определения водородного показателя (индикаторный, потенциометрический);

-гидролиз солей (ступенчатый, необратимый, совместный);
- факторы, усиливающие (подавляющие) гидролиз.
- понятие сопряженные кислота и основание;
- способы приготовления буферных растворов;
- классификация буферных систем;
- механизм буферного действия;
- понятия зоны буферного действия и буферной емкости;
- зависимость буферной емкости от различных факторов;
- уравнение для расчета pH буферного раствора;
- буферные системы организма;
- осмос, осмотическое давление, закон Вант-Гоффа, изотонический коэффициент;
- явления плазмолиза и цитолиза;
- законы Рауля;
- выражение для константы растворимости;
- факторы, влияющие на растворимость;
- правила образования осадка, растворения осадка, последовательность осаждения ионов; достижение полноты осаждения ионов;
- явление изоморфизма

- ***уметь:***

- составлять уравнения диссоциации сильных и слабых электролитов;
- составлять выражения для константы диссоциации слабого электролита;
- составлять ионно-молекулярные уравнения;
- определять направление смещения равновесия в растворах слабых электролитов;
- вычислять концентрацию иона в растворе по известной концентрации электролита;
- вычислять pH в растворах сильных и слабых электролитов;
- составлять уравнения реакций гидролиза солей, определять кислотность раствора данной соли;
- определять направление смещение равновесия гидролиза;
- определять возможность раствора обладать буферным действием;
- определять зону буферного действия по табличному значению pK;
- вычислять pH буферной системы;
- вычислять буферную емкость по кислоте и основанию;
- вычислять понижение температуры кристаллизации, повышение температуры кипения растворов, осмотическое давление;
- определять гипо-, гипер- и изотонические растворы, осмоляльность и осмолярность биологических жидкостей
- вычисление растворимости соли, нахождение массы иона в растворе, зная константу растворимости;
- решать задачи на условие образования или растворения осадков;
- определить возможно ли для нескольких данных ионов протекание изолированного или совмещенного гетерогенного равновесия

Для усвоения данного раздела предлагается:

- выполнение, оформление отчетов и защита лабораторных работ: «Водородный показатель» (ЛР 5) , « Буферные растворы» (ЛР 6), «Гетерогенные процессы и равновесия» (ЛР 7);

- выполнение домашних заданий: « Коллигативные свойства растворов» (ИДЗ 4), «Гетерогенные процессы» (ИДЗ 5),

- выполнение контрольной работы №3 «Растворы. Общие свойства растворов. Обменные реакции в растворах.»

Образец контрольной работы №3
Контрольная работа № 3
Растворы. Общие свойства растворов. Обменные реакции в растворах.

1. Расположите вещества в порядке возрастания силы электролитов:

а) HNO_2 $K_{дисс} = 4{,}0\cdot10^{-4}$; б) HJO_4 $K_{дисс} = 2{,}3\cdot10^{-2}$;
в) NH_4OH $K_{дисс} = 1{,}8\cdot10^{-5}$; г) HBO_2 $K_{дисс} = 7{,}5\cdot10^{-10}$.

2. Каким молекулярным уравнениям соответствует сокращенное ионно-молекулярное уравнение:

$$\mathbf{Pb^{2+} + SO^{2-}_4 = PbSO_4}$$

а) $Pb(OH)_2 + H_2SO_4 = PbSO_4 + 2H_2O$;
б) $Pb(NO_3)_2 + K_2SO_4 = PbSO_4 + 2KNO_3$;
в) $Pb(CH_3COO)_2 + H_2SO_4 = PbSO_4 + 2CH_3COOH$;
г) $Pb(CH_3COO)_2 + Na_2SO_4 = PbSO_4 + 2NaCH_3COO$.

Для подтверждения ответа составьте ионно- молекулярные уравнения реакций между веществами.

3. Считая диссоциацию $AlCl_3$ полной, вычислите концентрацию иона Cl^- в 0,5 М растворе соли (моль/л).

а) 0,5 б) 1 в) 0,17 г) 1,5 д) 3

4. В каком растворе щелочность минимальна?

а) $[H^+]=10^{-13}$ б) $[H^+]=10^{-1}$ в) $[H^+]=10^{-9}$ г) $[H^+]=10^{-3}$

5. Вычислите pH раствора NH_4OH с концентрацией 0, 01 моль/л.

6. Смешиваются равные объемы 0,075н раствора KOH и 0,055н раствора $HClO_4$. Вычислите pH раствора.

а) 14 б) 12 в) 10 г) 4

7. Воздействие какого из факторов будет подавлять гидролиз K_2SiO_3 в водном растворе:

а) добавление раствора KOH; б) добавление H_2O;
в) повышение температуры раствора; г) понижение температуры раствора.

Для подтверждения ответа напишите уравнение гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде, укажите кислотность среды.

8. Расположите вещества в порядке увеличения pH (расчеты не производить).

а) CH_3COOH б) $Zn(NO_3)$ в) NaI г) H_2SO_4

9. Для каждой из солей п.9 написать ионно-молекулярное уравнение гидролиза по I ступени, указать кислотность среды и тип гидролиза.

10. Будет ли обладать буферным действием раствор, полученный смешиванием растворов:
$NH_3\cdot H_2O$ (V = 10 мл, C=0,1 моль/л) и NH_4Cl (V=20 мл, C=0,05 моль/л)?
Для буферного раствора рассчитать pH раствора.

11. При какой температуре будет замерзать водный раствор этилового спирта, если массовая доля C_2H_5OH равна 25%? (криоскопическая константа воды $К_{кр}$=1,81 К·кг/моль).

12. Константа растворимости иодида свинца при 20^0С равна 8.10^{-9}. Вычислить растворимость соли (в грамм/л) при указанной температуре.

13. Какой реактив является лучшим осадителем ионов SO_4^{2-} из растворов:
а) $Pb(NO_3)_2$ ПР ($PbSO_4$) = $1,6 \cdot 10^{-8}$ б) $CaCl_2$ ПР ($CaSO_4$) = $1,0 \cdot 10^{-5}$

1.4 Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы

знать:

-зависимость окислительно-восстановительной способности от степени окисления элемента, значения редокс-потенциала;
- типы ОВР;
-влияние внешних условий характер образующихся продуктов;
- уравнение Нернста;
-метод электронного баланса;
- метод перманганатометрии, прямое и обратное титрование;
уметь:
-уравнять предлагаемую реакцию, используя метод электронного баланса, указать окислитель, восстановитель;
-рассчитать Δφ реакции, пользуясь справочными данными;
- определить направление протекания ОВР;
-определять эквивалент окислителя и восстановителя;
- применять закон эквивалентов для вычислений в перманганатометрическом титровании.

Для усвоения данного раздела предлагается:

выполнение, оформление отчетов и защита лабораторных работ: «Окислительно-восстановительные реакции» (ЛР 8), «Гальванический элемент. Коррозия металлов» (ЛР 9)

УЭМ – 2 Химия элементов и их соединений

2.1 Строение вещества

знать:

- основные приципы формирования электронных оболочек атомов: правило Клечковского. принцип Паули, правило Гунда;
- закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах;
-периодичность изменения радиусов атомов и ионов, энергий ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности элементов;
- ковалентная связь;
- водородную связь;
- роль водородной связи в процессах ассоциации, растворения и в биохимических процессах.

уметь:
- записать электронную конфигурацию атома, иона;
- указать электронные семейства, валентные электроны; указать квантовые числа;

- определять тип гибридизации валентных орбиталей;
- определять вид химической связи;
- тип межмолекулярного взаимодействия

Для усвоения данного раздела предлагается:

- выполнение домашнего задания: «Строение атома. Химическая связь и строение молекул» - (ИДЗ 6),

2.2 Комплексные соединения

знать:

- строение комплексных соединений: комплексообразователь, лиганды, внутренняя сфера, внешняя сфера, координационное число;
- образование комплексных соединений (КС);
- диссоциацию комплексных электролитов;
- способы разрушения КС;
- константу нестойкости и устойчивость КС
- медико-биологическую роль КС

уметь:

- составить уравнения диссоциации комплексных электролитов;
- составить выражение для константы нестойкости комплексных электролитов;
- определять направление смещения равновесия в реакциях с участием КС

Для усвоения данного раздела предлагается:

выполнение, оформление отчета и защита лабораторной работы:
Комплексные соединения (ЛР10)

2.3 Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп и их соединений
2.4 Химия переходных элементов

знать:

- электронные конфигурации атомов элементов;
- характерные степени окисления элементов;
- важнейшие соединения элементов и их свойства (кислотно-основные, окислительно-восстановительные, способнось к комплексообразованию);
- важнейшие соединения элемента и их медико-биологическое значение и применение.

уметь:

- приводить примеры соединений:
- приводить уравнения реакций, подтверждающие их основные свойства: характер оксидов и гидроксидов, устойчивость кислот, их окислительную способность и кислотные свойства, для солей - реакции гидролиза;
- приводить уравнения реакций, подтверждающие способность к комплексообразованию, окислительно-восстановительную способность элементов и их соединений.

Для усвоения данного раздела предлагается:

- выполнение, оформление отчетов и защита лабораторных работ: «Химические свойства неметаллов» (ЛР11), «Химические свойства металлов» (ЛР12).
- подготовка доклада с презентацией «Химия элемента»
- выполнение контрольной работы № 4 « Химические свойства неорганических веществ».

Образец контрольной работы №4
Контрольная работа № 4
Химические свойства неорганических веществ

1. Какой из элементов обладает более выраженными металлическими свойствами хром или селен? Ответ мотивируйте строением атома соответствующего элемента. Составьте формулы оксидов и гидроксидов Cr(III) и Se (VI) . Установите их химический характер. Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Какие свойства может проявлять пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях? На основании электронных уравнений напишите уравнения реакций H_2O_2:
а) с Ag_2O; 6) cKI.

3. Какой объем 8 н. раствора NaOH способен прореагировать с 250 г оксида цинка (II), содержащего 18,6% примесей, не растворимых в NaOH?

4. Осуществите превращения по схеме:
$KCl \rightarrow KNO_3 \rightarrow HNO_3 \rightarrow AgNO_3 \rightarrow Ag \rightarrow Ag_2SO_4 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]\ SO_4$
составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции.

5. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? На основании электронных уравнений составьте уравнения реакций HNO_2: а) с бромной водой; б) с HI.

6. Найдите эквиваленты реагирующих веществ:

$$\mathbf{SO_2 + K_2Cr_2O_7 + \ldots \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + ...}$$

7. Какие процессы происходят при повреждении оловянного покрытия на цинке в атмосфере влажного воздуха? Составьте уравнения процессов, происходящих на катоде и аноде, определите тип защитного покрытия.

Экзаменационные вопросы по модулю
«Общая и неорганическая химия»
для специальности 33.05.01- Фармация
УЭМ-1 Теоретические основы общей и неорганической химии

1. Тепловые эффекты химических реакций в системах различного вида.
2. Понятие о внутренней энергии (U), энтальпии (H) и энтропии (S) в химических и биологических системах.
3. Химические реакции в гомогенных и гетерогенных средах.
4. Скорость химической реакции в живых и неживых системах.
5. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Химические и биологические системы.
6. Константы равновесия. Принцип Ле-Шателье. Применение к химическим и биологическим системам.
7. Понятие о катализе. Катализаторы.
8. Периодический закон Д.И.Менделеева и строение атома.
9. Порядковый номер элементов. Закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах.
10. Квантово-механическая модель атома.
11. Периодичность изменения радиусов атомов и ионов, энергий ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности элементов.
12. Ковалентная связь.
13. Метод валентных связей.
14. Понятие о методе молекулярных орбиталей.
15. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Роль водородной связи в процессах ассоциации, растворения и в биохимических процессах.
16. Окислительно-восстановительные реакции и их роль в жизненных процессах.
17. Окислительно-восстановительный потенциал как мера окислительной и восстановительной способности систем.
18. Эквивалент окислителя и восстановителя.
19. Дисперсные системы и их классификация. Молекулярные (истинные) растворы. Дисперсные системы живого организма.
20. Гидратная теория растворов Д.И.Менделеева.
21. Вода - универсальный растворитель. Строение молекулы воды. Свойства воды. Роль воды в биологических процессах.
22. Способы выражения концентраций растворов.
23. Диссоциация электролитов. Современные представления о кислотах, гидроксидах, амфотерных электролитах.
24. Закон разбавления Оствальда. Теория сильных электролитов. Электролиты в живом организме.
25. Ионное произведение воды. Концентрация водородных и гидроксильных ионов в кислых, нейтральных и щелочных растворах, растворах живого организма. Водородный показатель.
26. Произведение растворимости. Условия одностороннего протекания ионных реакций. Ионное и гетерогенное равновесие в растворах.
27. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации и температуры. Расчет pH водных растворов солей.
28. Основные положения координационной теории А.Вернера.
29. Диссоциация комплексных соединений в растворах. Комплексные нелектролиты. Константа нестойкости комплексных соединений.
30. Метод титриметрии. Измерение объемов растворов. Титрование. Вычисления в методе титрометрии. Метод нейтрализации. Ацидиметрия и алкалиметрия. Определение концентрации соляной кислоты по щелочи.

31. Методы оксидиметрии. Перманганатометрия. Определение нормальности раствора перманганата калия по щавелевой кислоте.
32. Буферные системы и буферные растворы. Механизм действия, классификация буферных систем. Буферная емкость. Зависимость от различных факторов. Уравнение для расчета pH буферного раствора. Буферные системы организма.

УЭМ-2 Химия элементов и их соединений

33. Водород. Строение атома и молекулы. Физические и химические свойства. Водород в природе. Пероксид водорода. Физические и химические свойства. Применение пероксида водорода в медицине. Пероксид водорода в организме человека.
34. Щелочные металлы. Их общая характеристика и сравнительная активность. Свойства щелочных металлов. Физиологическая активность соединений щелочных металлов.
35. Общая характеристика элементов: структура атомов, степень окисления, сравнительная химическая активность. Важнейшие соединения элементов и применение их в технике и медицине.
36. Подгруппа кальция: кальций, стронций, барий и радий. Свойства щелочноземельных металлов. Жесткость воды и ее устранение. Физиологическая активность соединений щелочноземельных металлов.
37. Бор и алюминий. Свойства бора. Важнейшие соединения бора (бура и борная кислота). Физические, химические и физиологические свойства буры и борной кислоты. Их применение. Применение соединений бора в медицине.
38. Алюминий. Важнейшие минералы. Свойства и применение: оксида, гидроксида и солей. Двойные соли алюминия - квасцы. Алюмосиликатное производство и физиологическая активность алюмосиликатов.
39. Углерод и кремний. Распространение в природе. Аллотропия углерода. Понятие об активированном угле как адсорбенте, его медицинское применение. Кислородные соединения углерода. Получение, свойства и применение оксида и диоксида углерода. Угольная кислота и ее соли (карбонаты и гидрокарбонаты), их свойства и применение. Цианистые соединения. Синильная кислота и ее соли - цианиды.
40. Кремний и его соединения. Распространенность кремния в природе. Свойства. Кислородные соединения. Кремниевый ангидрид. Кремниевая кислота, ее свойства.
41. Азот. Распространенность азота в природе. Свойства азота, его применение. Значение азота для жизнедеятельности живых организмов. Водородные соединения азота. Аммиак. Физические, химические и физиологические свойства аммиака. Аммонийные соли. Применение аммиака.
42. Кислородные соединения азота. Оксиды азота в степенях окисления I, П, Ш, IV, V. Свойства (физические, химические и физиологические). Азотистая кислота и ее соли - нитриты. Азотная кислота. Свойства азотной кислоты и ее применение. Соли азотной кислоты - нитраты. Их свойства и применение, особенно в медицине, пищевой промышленности.
43. Фосфор. Распространенность фосфора в природе. Значение фосфора для жизнедеятельности живых организмов. Аллотропия фосфора. Белый и красный фосфор. Физические и химические свойства фосфора. Кислородные соединения фосфора (III) и фосфора (V). Фосфорная кислота и ее соли. Применение фосфора и его соединений. Биологическая роль фосфора и его соединений.
44. Подгруппа мышьяка. Мышьяк, сурьма и висмут. Распространение в природе. Сравнительная характеристика элементов, их водородных и кислородных соединений. Мышьяк. Мышьяковистый водород. Кислородные соединения.
45. Подгруппа кислорода. Кислород, озон, пероксид водорода. Применение в медицине и технике.
46. Соединение серы с водородом. Сероводород, его физические и химические свойства. Применение природных сероводородных вод в медицине. Кислородные соединения серы. Сернистый ангидрид. Сернистая кислота и ее соли - сульфиты.

47. Серный ангидрид и серная кислота, их свойства. Соли серной кислоты - сульфаты. Их свойства и применение в медицине.
48. Галогены: фтор, хлор, бром и йод. Общая характеристика элементов. Распространение элементов в природе.
49. Фтор. Его физиологические и химические свойства. Фтористый водород. Токсические свойства. Взаимодействие фтористого водорода со стеклом. Значение фтора как микроэлемента для жизнедеятельности организма.
50. Хлор. Физические, химические, токсические свойства хлора. Применение хлора (хлорирование питьевой воды). Хлористый водород и его свойства. Соляная кислота и ее свойства. Соли соляной кислоты - хлориды. Применение соляной кислоты и ее солей в промышленности и в медицине.
51. Кислородные соединения хлора. Хлорноватистая, хлористая, хлорноватая, хлорная кислоты. Соли кислородных кислот. Хлорная известь. Хлорат калия. Их свойства и применение в медицине.
52. Бром и йод. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Применение. Бромистый водород и йодистый водород, их свойства. Соли: бромиды и йодиды. Применение. Физиологическая активность галогенов и их соединений.
53. Хром, молибден, вольфрам. Свойства элементов и их применение Важнейшие соединения хрома: оксид хрома, хромовый ангидрид, хроматы. Их свойства и применение. Физиологические свойства соединений хрома.
54. Марганец. Оксиды и гидроксиды марганца. Изменение свойств соединений марганца с увеличением валентности. Соли марганца, их свойства и применение. Влияние реакции среды на окислительные свойства перманганата. Применение соединений марганца в медицине.
55. Железо, кобальт, никель. Нахождение в природе. Свойства и применение. Общая характеристика оксидов и гидроксидов. Соли железа, кобальта и никеля. Комплексные соединения. Гемоглобин.
56. Элементы семейства платины. Свойства платиновых металлов. Применение.
57. Медь, серебро, золото. Их общая характеристика. Нахождение в природе. кислородные соединения: оксид меди (I) и оксид меди (II); гидроксид меди. Соли двухвалентной меди. Аммиак меди. Физиологическая активность и токсические свойства меди. Применение соединений меди.
58. Серебро, физические и физиологические свойства серебра и его соединений. Соли серебра: нитрат, хлорид и бромид. Комплексные соли серебра. Применение серебра и его соединений в медицине.
59. Цинк, кадмий, ртуть. Общая характеристика. Свойства металлов и их применение. Соединения цинка, их свойства и применение в медицине.

План ответа на вопросы УЭМ – 2 Химия элементов и их соединений

1. Электронная конфигурация атома элемента. Характерные степени окисления элемента.
2. Привести примеры соединений, указать их основные свойства: характер оксидов и гидроксидов, устойчивость кислот, их окислительную способность и кислотные свойства, для солей указать возможность протекания гидролиза. Рассмотреть способность к комплексообразованию, окислительно-восстановительную способность элементов и их соединений. Привести примеры реакций.
3. Важнейшие соединения элемента и их медико-биологическое значение и применение.

ФОРМА ЭКЗАМЕНАЦИОННОГО БИЛЕТА

Министерство образования и науки Российской Федерации
ФГБОУ ВПО «Новгородский государственный университет имени Ярослава Мудрого»
Институт сельского хозяйства и природных ресурсов
Кафедра фундаментальной и прикладной химии

Дисциплина: Общая и неорганическая химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 0

1.Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Закон Рауля и следствия из него: понижение температуры кристаллизации, повышение температуры кипения растворов. Осмос. Осмотическое давление.

2.Константа растворимости (ПР) хлорида свинца при 25^0 С равна$1{,}6\ 10^{-5}$
Определите концентрацию ионов свинца (Pb^{2+}) в насыщенном растворе $PbCl_2$.

3. Расположите вещества в порядке уменьшения pH. (Концентрация растворов 0,1 моль/л).
а) $Fe(NO_3)_3$ б) $HClO_4$ в) $Zn(OH)_2$ г) $NaOH$ д) K_2SO_3
Для каждой из солей написать ионно-молекулярное уравнение гидролиза по первой ступени, указать тип гидролиза, кислотность среды.

4. Соединения марганца(VII): оксид, марганцовая 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 и в фармацевтическом анализе.

Зав. кафедрой ФПХ Зыкова И.В.

Одобрено на заседании кафедры
Протокол N^o от « »_____2017

Приложение Б
(обязательное)

Технологическая карта
учебного модуля «Общая и неорганическая химия»
для специальности 33.05.01- Фармация
формы обучения: очная
семестр 1, ЗЕТ 6, вид аттестации экзамен, акад.часов 216, баллов рейтинга 300

№ и наименование раздела (темы)	№ неде-ли сем.	Трудоемкость, ак.час					Форма текущего контроля успев. (в соотв. с паспортом ФОС)	Максим. кол-во баллов рейтинга
		Аудиторные занятия				СРС		
		ЛЕК	ПЗ	ЛР	АСРС			
УЭМ-1 Физико-химические основы неорганической химии								
1.1 Основные понятия, стехиометрические расчеты	1-9 1семестр	4/1,2	3/1,2,3	9/2,3,4	3/1, 2,3		ЛР1 ЛР2 ЛР3, ИДЗ1 КР1	30 5 25
1.2 Основные закономерности протекания химических процессов		4/3,4	3/45, 6	3/5	3/4 5,6		ЛР4, ИДЗ2, ИДЗ3 КР2	10 10 25
1.3 Учение о растворах		10/5,6,7,8.9	3/7,8,9	6/6,7	3/7,8,9		ЛР5, ЛР6	20
Рубежная аттестация								125
1.3 Учение о растворах	10-18 1семестр		3/10, 11, 12	3/10	3/10, 11, 12		ЛР7 ИДЗ4, ИДЗ5 КР3	10 10 25
1.4 Окислительно-восстановительные реакции, электрохимические процессы		4/10, 11	2/13, 14	6/ 11, 12	2/13, 14		ЛР8,ЛР9	20
УЭМ-2 Химия элементов и их соединений								
2.1 Строение вещества		4/12,1	1/15		1/15		ИДЗ6	5

		3						
2.2 Комплексные соединения		2/14	1/16	3/ 13	1/16		ЛР10	10
2.3 Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп и их соединений		4/15, 16,	1/17	3/ 14	1/17		ЛР11	10
2.4 Химия переходных элементов		4/17 ,18	1/18	3/ 15	1/18		ЛР12 КР4	10 25
Промежуточная аттестация	сессия						экзамен	50
Итого:		36	18	36	30	90		300

Примечание. Количество баллов по основным видам контрольных точек:
Лабораторная работа 10 баллов
Контрольная работа - 25 баллаов
Домашнее задание - 5баллов

Критерии оценки качества освоения студентами дисциплины

(в соответствии с Положениями «Об организации учебного процесса по основным образовательным программам высшего профессионального образования» и «О фонде оценочных средств для проведения текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации студентов и итоговой аттестации выпускников».):

Границы:

9 неделя:	Итоговая аттестация:
«3» - 50% -69%;	«3» - 50% -69%
«4»- 70%- 89%;	«4»- 70%- 89%
«5» - 90% -100%;	«5» - 90% -100%;
MIN: 62	MIN: 150
MAX: 125	MAX: 300

Приложение В (обязательное)

Карта учебно-методического обеспечения

Учебного модуля **« Общая и неорганическая химия»**
для специальности 33.05.01- Фармация
формы обучения: очная
Курс 1 семестр 1
Всего часов **216,** из них лекций **- 36,** лаб. раб. **- 36,** прак. занятий **- 18** из них СРС ауд**. – 30,** СРС – **90.**
Обеспечивающая кафедра **Фундаментальной и прикладной химии**

Таблица 1 – Обеспечение дисциплины учебными изданиями

Библиографическое описание издания (автор, наименование, вид, место и год издания, кол. стр.)	Вид занятия, в котором используется	Кол. экз. в библ. НовГУ	Приме чание
1 Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов / Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берменд и др.: Учеб.для мед.спец.вузов. Под.ред. Ю.А.Ершова. М.: Высш.шк.., 2007. 559с.	ЛК ПЗ СРС	50	
2 Тюкавкина Н.А., Бауков Ю.И. Биоорганическая химия:Учеб.-4-е изд., стер.М.:Дрофа, 2008,2005. 542с.	ЛК ПЗ СРС	128	
3 Практикум по общей и биоорганической химии: Учеб. Пособие для студ. высш. учеб. заведений / И.Н.Нестерова, В.А Попков и др.; Под ред. В.А.Попкова.-М.: Издательский центр «Академия», 2005. – 240 с.	ЛР СРС	15	
4 Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2008. 742с.	ЛК ПЗ СРС	27	
5 Свердлова, Н.Д. Общая и неорганическая химия: Экспериментальные задачи и упражнения: Учебное пособие – СПб: Издательство «Лань», 2013, 352 с.	ЛК ПЗ СРС	72 72 252	

Таблица 2 – Обеспечение дисциплины учебно-методическими изданиями

Библиографическое описание* издания (автор, наименование, вид, место и год издания, кол. стр.)	Вид занятия, в котором используется	Кол. экз. в библ. НовГУ	Примечание
Бойко Е.Н.. Рабочая программа по УМ «Общая и неорганическя химия	ЛК, ЛР, СРС		novsu.ru УМКД – 310501.65 – Фармация
1 Олисова Г.Н., Ульянова Н.И. Концентрация растворов. Приготовление растворов заданной концентрации. НовГУ, В.Новгород 2013. 24с.	ЛР, СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1595
2 Определение тепловых эффектов процессов: Метод указания к лабораторной работе / Составители: Н.И. Ульянова, Г.Н. Олисова – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2013 г. – 11 с.	ЛР, СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1598
3 Бойко Е.Н. Летенкова И.В., Кинетика химических реакций НовГУ, В.Новгород, 2012. 18с.	ЛР, СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1264
4 Бойко Е.Н., Петухова Е.А. Водородный показатель. НовГУ, В.Новгород, 2012. 6с.	ЛР, СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1587
5 Кузьмичёва В. П., Исаков В.А.Гидролиз солей. НовГУ, В.Новгород, 2013. 14с.	ЛР, СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1082
6 Олисова Г.Н., Ульянова Н.И. Буферные растворы НовГУ, В.Новгород, 2013. 13с	ЛР, СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1597
7 Олисова Г.Н., Ульянова Н.И. Гетерогенные равновесия и процессы НовГУ, В.Новгород, 2013. 12с	ЛР, СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1593
8 Бойко Е.Н., Олисова Г.Н., Ульянова Н.И. Окислительно- восстановительные реакции. НовГУ, В.Новгород, 2012. 38с.	ЛР, СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1213
9 Кузьмичева В.П., Олисова Г.Н., Ульянова Н.И. Комплексные соединения. НовГУ, В.Новгород, 2013. 18с.	ЛР, СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1594
10 Кузьмичева В.П., Пчелина Е.А., Исаков В.А. Химия элементов и их соединений НовГУ, В.Новгород, 2013. 204с.	ЛР, СРС	25	https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1377

Таблица 3 – Информационное обеспечение учебного модуля

Название программного продукта, интернет-ресурса	Электронный адрес	Примечание
1.БиблиоТех – электронно-библиотечная система	novsu.bibliotech.ru.	Заходить в ЭБС с паролем входа на именную страницу НовГУ
2. Поисковые системы	yandex.ru, google.ru и т.п	
3. Полный интерактивный курс химии открытая химия 2.6,	CD-ROM, 2005г.Издатель: Новый Диск; Разработчик:Физикон	
4. Неорганическая химия	Электронный ресурс. М., ООО «ИнтелПро», 2004-2008год,1 диск.	
5. Химический каталог: химические ресурсы Рунета	http://www.ximicat.com	
6. Каталог образовательных интернет-ресурсов	http://www.edu.ru/edu.ru/	
7. ХиМиК: сайт о химии для химиков	http://www.xumuk.ru/	
8. Портал фундаментального химического образования России	http://www.chemnet.ru	
9.Химический сервер	http://www.himhelp.ru	
10. Интернет-тренажёры в сфере образования	http://www.i-exam.ru/	

Таблица 4 – Дополнительная литература

Библиографическое описание издания (автор, наименование, вид, место и год издания, кол. стр.)	Кол. экз. в библ. НовГУ	Наличие в ЭБС
Суворов А. В., Общая химия: учеб. для вузов / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. - 5-е изд., испр. - СПб. : Химиздат, 2007. - 623	2	
Суворов А. В., Общая химия : учеб. пособие для вузов / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. - 2-е изд., испр. - СПб. : Химия, 1995. - 624 с.	109	
Будяк Е. В., Общая химия : учеб.-метод. пособие / Е. В. Будяк. - 3-е изд., перераб. и доп. - СПб. : Лань, 2011. - 383 с.	20	
Вольхин В. В., Общая химия. Специальный курс : учеб. пособие для вузов / В. В. Вольхин. - 2-е изд., перераб. и доп. - СПб. : Лань, 2008. - 441 с.	6	
Литвинова Т. Н., Общая химия: задачи с медико-биологической направленностью : учеб. пособие для вузов / Т. Н. Литвинова. - Ростов н/Д : Феникс, 2014. - 319 с.	1	
Общая и неорганическая химия для медиков и фармацевтов : учеб. и практикум для вузов : для вузов / авт. коллектив: В. В. Негребецкий [и др.] ; под общ. ред. В. В. Негребецкого, И. Ю. Белавина, В. П. Сергеевой ; Рос. нац. исслед. мед. ун-т им. Н. И. Пирогова. - М. : Юрайт, 2015. - 358 с.	1	
Угай Я.А., Общая и неорганическая химия : учеб. для студентов вузов. - 5-е изд., стер. - М. : Высшая школа, 2007. - 526,[1]с.	7	
Павлов Н. Н., Общая и неорганическая химия : учеб. для студентов вузов / Н. Н. Павлов. - 2-е изд., перераб. и доп. - М. : Дрофа, 2002. - 447 с.	3	

СОГЛАСОВАНО

НБ НовГУ: зав. отделом обслуживания _____ Е.П. Настуняк

Новгородский государственный университет имени Ярослава Мудрого
НАУЧНАЯ БИБЛИОТЕКА

Действительно для 2017/2018 учебного года. Зав. кафедрой ФПХ _____ И.В. Зыкова

Действительно для 2018/2019 учебного года. Зав. кафедрой ФПХ _____ И.В. Зыкова

Действительно для 2019/2020 учебного года. Зав. кафедрой ФПХ _____ И.В. Зыкова