

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

Учебно-методическое объединение по медицинскому образованию

УТВЕРЖДАЮ

Первый заместитель Министра
образования Республики Беларусь

В.А. Богуш

Регистрационный № ТД- 2.446 /тип.

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Типовая учебная программа по учебной дисциплине
для специальности 1-79 01 08 «Фармация»

СОГЛАСОВАНО

Первый заместитель
Министра здравоохранения
Республики Беларусь

Д.Л. Пиневиц

31.06.2014 г.

СОГЛАСОВАНО

Директор государственного
учреждения «Республиканский
методический центр по высшему и
среднему медицинскому и
фармацевтическому образованию»

О.М. Жерко

26.06.2014 г.

СОГЛАСОВАНО

Сопредседатель Учебно-
методического объединения
по медицинскому образованию

В.П. Дейкало

19.06.2014 г.

СОГЛАСОВАНО

Начальник Управления высшего
образования Министерства
образования Республики Беларусь

С.И. Романюк

29.08.2014 г.

СОГЛАСОВАНО

Проректор по научно-методической
работе Государственного учреждения
образования «Республиканский
институт высшей школы»

И.В. Титович

15.08.2014 г.

Эксперт-нормоконтролер

Н.Н. Корса

15.08.2014

Минск 20 14

Информация об изменениях размещается на сайтах:

<http://www.nihe.bsu.by>

<http://www.edubelarus.info>

СОСТАВИТЕЛИ:

В.П. Хейдоров, заведующий кафедрой общей, физической и коллоидной химии учреждения образования «Витебский государственный ордена Дружбы народов медицинский университет», доктор фармацевтических наук, профессор;

З.С. Кунцевич, профессор кафедры общей, физической и коллоидной химии учреждения образования «Витебский государственный ордена Дружбы народов медицинский университет», доктор педагогических наук, доцент

РЕЦЕНЗЕНТЫ:

Кафедра общей химии учреждения образования «Белорусской государственной медицинской академии»;

А.А. Чиркин, заведующий кафедрой химии учреждения образования «Витебский государственный университет имени П.М. Машерова», доктор биологических наук, профессор

РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ:

Кафедрой общей, физической и коллоидной химии учреждения образования «Витебский государственный ордена Дружбы народов медицинский университет»
(протокол № 10 от 18.04.2014 г.);

Центральным учебно-методическим советом учреждения образования «Витебский государственный ордена Дружбы народов медицинский университет»
(протокол № 5 от 22.05.2014 г.);

Научно-методическим советом по фармации Учебно-методического объединения по медицинскому образованию
(протокол № 2 от 11.06.2014 г.)

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Общая и неорганическая химия – учебная дисциплина, содержащая систематизированные научные знания, необходимые для понимания и применения химических основ процессов анализа, выделения и очистки лекарственных веществ, производства лекарственных форм, правил хранения и применения лекарственных средств.

Типовая учебная программа по учебной дисциплине «Общая и неорганическая химия» разработана в соответствии со следующими нормативными документами:

- образовательным стандартом высшего образования по специальности 1-79 01 08 «Фармация» (ОСВО 1-79 01 08-2013), утвержденным и введенным в действие постановлением Министерства образования Республики Беларусь от 30.08.2013 г. № 88;

- типовым учебным планом по специальности 1-79 01 08 «Фармация» (регистрационный № L 79-1-008/тип.), утвержденным Первым заместителем Министра образования Республики Беларусь 30.05.2013 г.

Цели преподавания и изучения учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» состоят в:

- формировании у студентов и приобретении ими научных знаний о законах и теориях общей и неорганической химии, которые являются фундаментом для освоения других естественнонаучных, общепрофессиональных и специальных дисциплин;

- формировании системных знаний для понимания основных закономерностей взаимосвязи между строением и химическими свойствами веществ, протекания химических реакций, структурой химических соединений и их биологической активностью;

- формировании умений выполнять расчеты параметров процессов для прогнозирования превращения неорганических и координационных соединений на основе общих законов химии, свойств и реакций этих соединений;

- развитии у будущего провизора-специалиста химического мышления, что является необходимым условием для изучения естественнонаучных, профессиональных и специальных дисциплин, а также формировании умений и навыков химического эксперимента.

Задачи изучения учебной дисциплины состоят в приобретении студентами академических и социально-личностных компетенций, основу которых составляет способность к самостоятельному поиску учебно-информационных ресурсов, овладению методами приобретения и осмысления знания:

- в области современных представлений о строении вещества, основ теорий химических процессов, учения о растворах, равновесных процессах в растворах электролитов и неэлектролитов, химии элементов, роли и значения основных понятий, методов и законов общей и неорганической химии в фармации и в профессиональной деятельности провизора; основных разделов и этапов развития и современного состояния химической науки;

– современных теорий и понятий общей химии для выявления фундаментальных связей между положением химического элемента в периодической системе Д.И. Менделеева, строением его соединений и их физическими и химическими свойствами, биологической активностью и токсичностью; номенклатуры неорганических соединений;

Задачи преподавания учебной дисциплины состоят в формировании профессиональных компетенций, основа которых заключается в знании и применении:

– методик расчета энергетических характеристик химических процессов, определения направления и глубины их протекания, способов расчета химических равновесий и скорости реакций по известным исходным и конечным концентрациям взаимодействующих веществ;

– методов проведения химических экспериментов (реакций, приготовления растворов заданной концентрации и др.).

Требования к подготовке студента по окончании изучения учебной дисциплины

В результате изучения учебной дисциплины студент должен

знать:

– правила безопасной работы в химической лаборатории с неорганическими веществами;

– характеристику химического равновесия, способы расчета его констант;

– основные положения теории растворов сильных и слабых электролитов;

– основы современного учения о строении атомов;

– виды и характеристику химической связи;

– строение комплексных соединений и их свойства;

– химические свойства элементов и их соединений;

уметь:

– составлять уравнения химических реакций;

– проводить расчеты по определению направления протекания химических процессов;

– готовить растворы заданной концентрации;

– самостоятельно работать со справочной и учебной литературой по общей и неорганической химии;

владеть:

– навыками проведения химического эксперимента;

– методами определения физико-химических показателей неорганических веществ;

– навыками прогнозирования физико-химических и биологических свойств неорганических веществ.

– Знания, умения и навыки, приобретённые при изучении учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия» будут использованы при изучении учебных дисциплин: «Физическая и коллоидная химия», «Органическая химия», «Аналитическая химия», «Фармацевтическая химия», «Токсикологическая химия».

Характеристика рекомендуемых методов обучения

При организации обучения используются традиционные методы: лекции, в том числе с мультимедийными презентациям, лабораторные занятия.

На изучение учебной дисциплины отведено 306 часов, из них аудиторных 165 часов (54 часа лекций, 111 часов лабораторных занятий) и 141 час самостоятельной работы.

Форма текущей аттестации – зачет (1 семестр), экзамен (2 семестр).

ПРИМЕРНЫЙ ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

Наименование раздела (темы)	Количество часов аудиторных занятий	
	лекций	лабораторных
1. Введение в учебную дисциплину «Общая и неорганическая химия»	4	5
2. Основные закономерности протекания химических процессов	14	32
2.1. Энергетика, направление и глубина протекания химических реакций. Химическое равновесие. Скорость химических реакций	6	12
2.2. Учение о растворах	6	14
2.3. Реакции с переносом электронов -окислительно-восстановительные реакции	2	6
3. Строение вещества	10	23
3.1. Электронные оболочки атомов и периодический закон Д.И. Менделеева. Природа химической связи и строение химических соединений	8	20
3.2. Комплексные соединения	2	3
4. Химия элементов	26	51
4.1. Общая характеристика s-элементов. Элементы IA-IIA групп	2	6
4.2. Общая характеристика d-элементов. Элементы IIIB-VIB групп	2	3
4.3. Элементы группы VIIB	2	3
4.4. Элементы группы VIIIB	2	6
4.5. Элементы группы IB	2	3
4.6. Элементы группы IIB	2	3
4.7. Общая характеристика p-элементов. Элементы группы IIIA	2	3
4.8. Элементы группы IVA	4	6
4.9. Элементы группы VA	4	9
4.10. Элементы группы VIA	2	6
4.11 Элементы групп VIIA-VIIIA	2	3
Всего	54	111

СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОГО МАТЕРИАЛА

1. Введение в учебную дисциплину «Общая и неорганическая химия»

Предмет, задачи и методы учебной дисциплины «Общая и неорганическая химия», её место в системе естественных наук и фармацевтического образования, значение для развития медицины и фармации.

Основные законы, положения и понятия общей и неорганической химии для решения профессиональных задач провизора.

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 концентраций растворов.

2. Основные закономерности протекания химических процессов

2.1. Энергетика, направление и глубина протекания химических реакций. Химическое равновесие. Скорость химических реакций

Понятие о химической термодинамике. Поглощение и выделение различных видов энергии при химических превращениях. Теплота и работа. Система, типы систем.

Внутренняя энергия системы. Понятие об энтальпии. Стандартные значения энтальпии. Теплоты химических реакций при постоянной температуре и давлении или постоянном объеме. Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ.

Закон Гесса. Расчеты стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений на основе закона Гесса.

Понятие об энтропии как мере неупорядоченности системы (уравнение Больцмана).

Энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамическая устойчивость химических соединений. Таблицы стандартных энергий Гиббса образования веществ.

Обратимые и необратимые по направлению химические реакции и состояние химического равновесия. Качественная характеристика состояния химического равновесия и его отличие от кинетически заторможенного состояния системы.

Закон действующих масс для состояния химического равновесия. Константа химического равновесия и её связь со стандартным изменением энергии Гиббса процесса. Определение направления протекания реакции в системе при стандартных условиях.

Принцип Ле-Шателье-Брауна.

Средняя и мгновенная скорости реакции. Понятие о механизме реакции. Простые и сложные реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах.

Зависимость скорости реакции от концентрации. Закон действующих

масс. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.

Энергия активации реакции. Зависимость энергии активации от механизма протекания реакции.

Энергия активации каталитических реакций и сущность действия катализатора. Понятие о ферментативном катализе в биологических системах.

2.2. 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 газов в жидкостях. Законы Генри, Генри-Дальтона, И.М.Сеченова.

Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных (общих) свойствах растворов. Понижение давления насыщенного пара раствора (закон Рауля), повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания (кристаллизации) растворов. Осмос и осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Теория электролитической диссоциации (Аррениус С., Каблуков И.А.). Изотонический коэффициент. Гипо-, изо- и гипертонические растворы. Роль осмоса и осмотического давления в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургор.

Растворы слабых электролитов. Применение закона действия масс к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации (диссоциации). Ступенчатый характер ионизации. Закон разбавления Оствальда. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов.

Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов.

Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Константа растворимости K_s (произведение растворимости). Условия растворения и образования осадков.

Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель – рН; рН растворов слабых и сильных кислот и оснований.

Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда и Лоури). Константы кислотности (K_a) и основности (K_b). Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. рН растворов слабых кислот, оснований, гидролизующихся солей. Гидролиз солей по катиону и аниону.

Амфотерные электролиты (амфолиты).

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

2.3. Реакции с переносом электронов – 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 (ПСЭ) и степени окисления элементов в соединениях.

Сопряженные пары окислитель-восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.

Стандартное изменение энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы). Определение направления протекания окислительно-восстановительных реакций.

Влияние среды (рН) и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов. Окислительно-восстановительная двойственность.

Роль окислительно-восстановительных реакций в метаболизме, применение в медицине и фармации.

3. Строение вещества

3.1. Электронные оболочки атомов и периодический закон Д.И. Менделеева. Природа химической связи и строение химических соединений

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.

Квантовый характер поглощения и излучения энергии атомами (Планк). Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Уравнение де-Бройля. Волновые свойства частиц и принцип неопределенности.

Характер движения электронов в атоме. Электронное облако. Волновая функция. Квантово-механическая модель строения атомов. Электронные энергетические уровни атома. Главное квантовое число. Форма s-, p-, d-орбиталей атома. Орбитальное квантовое число. Магнитное квантовое число и пространственная ориентация p- и d-орбиталей. Спиновое квантовое число.

Принцип Паули. Принцип наименьшей энергии. Правило Гунда. Основное, возбужденное и ионизированное состояния атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов.

Структура ПСЭ: периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f-классификация химических элементов (блоки). Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСЭ. Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность. Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов, гидроксидов и водородных соединений элементов.

Природа химической связи и строение химических соединений.

Типы химических связей и физико-химические свойства соединений с ковалентной, ионной и металлической связями. Экспериментальные характеристики химических связей: энергия связи, длина, полярность, эффективные заряды атомов. Кривая потенциальной энергии молекулы водорода (двухэлектронная химическая связь по Гейтлеру-Лондону на примере молекулы водорода).

Основы метода валентных связей. Механизм образования ковалентной связи. Максимальная ковалентность элемента (насыщаемость ковалентной связи). Направленность ковалентной связи. Образование σ - и π -связей при перекрывании s-, p-, d-орбиталей. Кратность связи в методе валентных связей. Поляризуемость и полярность ковалентной связи. Применение относительных электроотрицательностей атомов для приближенной оценки полярности химической связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул.

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

Описание молекул методом молекулярных орбиталей (МО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО, их энергия и форма. Энергетические диаграммы МО. Заполнение МО электронами в молекулах, образованных атомами и ионами элементов 1-го и 2-го периодов ПСЭ. Кратность связи в методе МО.

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

3.2. Комплексные соединения

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

Способность атомов различных элементов к комплексообразованию. Природа химических связей в КС. Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и константы нестойкости комплексов.

Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания и соли. 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.

4. Химия элементов

4.1. Общая характеристика s-элементов. Элементы IA-IIA групп

Водород, общая характеристика, особенности положения в ПСЭ, реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами.

Характеристика и реакционная способность 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.

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

Общая характеристика, изменение свойств элементов IIA группы в сравнении с элементами IA группы. Характеристики катионов M^+ и M^{2+} . Ионы M^+ и M^{2+} в водных растворах, энергия гидратации ионов.

Взаимодействие металлов с кислородом, образование оксидов, пероксидов, гипероксидов (супероксидов, надпероксидов). Взаимодействие с водой этих соединений. Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, амфотерность гидроксида бериллия. Гидриды щелочных и щелочно-земельных металлов и их восстановительные свойства.

Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных и щелочно-земельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты.

Ионы щелочных и щелочно-земельных металлов как комплексообразователи. Ионофоры и их роль в мембранном переносе калия и натрия. Ионы магния и кальция как комплексообразователи. Реакция с комплексонами (на примере натрия этилендиаминтетраацетата).

Биологическая роль s-элементов-металлов в минеральном балансе организма. Макро- и микро-s-элементы. Поступление s-элементов-металлов в организм с водой; жесткость воды, единицы её 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).

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

4.2. Общая характеристика d-элементов. Элементы IIIB-VIB групп

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

Элементы IIIB группы, общая характеристика, сходство и отличие от элементов группы IIIA; f-элементы как аналоги d-элементов IIIB группы,

сходство и отличие на примере церия, химические основы применения церия (IV) сульфатов в количественном анализе.

Элементы IVB и VB групп, общая характеристика. Химические основы применения титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармации.

Элементы VIB группы, общая характеристика.

Хром, общая характеристика, простое вещество и его химическая активность, способность к комплексообразованию.

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

Хром (III), КО и ОВ характеристики соединений, способность к комплексообразованию.

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

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

Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополиокислот; сравнительная ОВ 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).

4.3. Элементы группы VIIB

Общая характеристика группы VIIB.

Марганец, общая характеристика, химическая активность простого вещества, способность к комплексообразованию (карбонилы марганца).

Марганец (II) и марганец (III): КО и ОВ характеристики соединений, способность к комплексообразованию.

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

4.4. Элементы группы VIIIB

Общая характеристика группы VIIIB. Деление элементов VIIIB 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 характеристики, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа (II) и железа (III) с цианид- и тиоционат-ионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия.

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

Химические основы применения железа и железосодержащих лекарственных средств в медицине и фармации (в том числе фармацевтическом анализе).

Кобальт и никель, химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта (II) и (III), никеля (II), КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию (реакция Чугаева). Никель и кобальт как микроэлементы, кофермент-B12. Химические основы применения соединений кобальта и никеля в медицине и фармации.

Общая характеристика элементов семейства платины.

4.5. Элементы группы IV

Общая характеристика группы IV, физические и химические свойства простых веществ.

Соединения меди (I) и (II), их КО и ОВ характеристики, 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 лекарственных средств и в фармацевтическом анализе.

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

4.6. Элементы группы IVB

Общая характеристика группы IVB.

Цинк, общая характеристика, химическая активность простого вещества, КО и ОВ характеристики соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Комплексная природа цинксодержащих ферментов и химизм их действия. Химические основы применения в медицине и 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 характеристики, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и

ртути. Химические основы применения соединений ртути в медицине и фармации.

4.7. Общая характеристика p-элементов. Элементы группы IIIA

Общая характеристика группы IIIA. Электронная дефицитность и её влияние на свойства элементов IIIA группы и их соединений. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления +1 и +3 в p-элементах IIIA группы.

Бор, общая характеристика, простые вещества и их химическая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны), особенности стереохимии и природы связи (трехцентровые связи). Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борные кислоты, равновесие в водном растворе. Бораты – производные различных мономерных и полимерных борных кислот. Натрий тетраборат. Эфиры борной кислоты. Качественная реакция на бор и её использование в фармацевтическом анализе. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и её солей.

Алюминий, общая характеристика, простое вещество и его химическая активность. Разновидности оксида алюминия, применение в медицине. Амфотерность гидроксида. Аллюминаты. Ион алюминия как комплексообразователь. Безводные соли алюминия и кристаллогидраты, особенности строения. Галиды. Гидрид алюминия и аланаты. Квасцы. Физико-химические основы применения соединений алюминия в медицине и фармации.

4.8. Элементы группы IVA

Общая характеристика группы IVA.

Общая характеристика углерода. Аллотропические модификации углерода. Типы гибридизации атома углерода и строение углеродсодержащих 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 получение из них углеводородов.

Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристики, 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, равновесие в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и водородкарбонаты (гидрокарбонаты), гидролиз и термическое разложение.

Соединения углерода с галогенами и серой. Углерод (IV) хлорид (четырёххлористый углерод), углерод (IV) оксодихлорид (фосген), фреоны, сероуглерод, тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства соединений углерода с галогенами и серой, их роль в медицине и фармации.

Биологическая роль углерода. Химические основы использования

неорганических соединений углерода в медицине и фармации.

Кремний, общая характеристика, основное отличие от углерода: отсутствие π -связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты. Кислородные соединения кремния. Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Кремнийорганические соединения. 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 лекарственных средств (свинец (II) ацетат, свинец (II) оксид). Химические основы использования соединений олова и свинца в анализе лекарственных средств.

4.9. Элементы группы VA

Общая характеристика группы VA. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль.

Азот, общая характеристика. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Причина малой химической активности диазота. Молекула диазота как лиганд.

Соединения азота с отрицательными степенями окисления. Нитриды (ковалентные и ионные). Аммиак, КО и ОВ характеристики, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Свойства аминокислот как производных аммиака. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксилламин, КО и ОВ характеристики. Азотистоводородная кислота и азиды.

Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды, стереохимия и природа связей, способы получения, КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты, КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты, КО и ОВ характеристики. «Царская водка».

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

Фосфины, фосфин, сравнение с соответствующими соединениями азота.

Соединения фосфора с положительными степенями 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. Ортофосфорная и дифосфорная (пирофосфорная) кислоты. 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, висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша.

Соединения мышьяка, сурьмы и висмута с положительными степенями окисления. Сульфиды, тиосоли. 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 ОВ свойства и гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V).

Понятие о химических основах применения в медицине и в фармации аммиака, оксида азота (I) (закиси азота), нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута. Химические основы использования соединений р-элементов VA группы в фармацевтическом анализе.

4.10. Элементы группы VIA

Общая характеристика группы VIA.

Кислород, общая характеристика. Роль кислорода как одного из наиболее распространенных элементов и составной части большинства неорганических соединений. Особенности электронной структуры молекулы диоксида. Химическая активность диоксида. Молекула O_2 в качестве лиганда в оксигемоглобине. Трикислород (озон), стереохимия и природа связей. Химическая активность в сравнении с диоксидом. Реакция с растворами иодидов. Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: надпероксиды, пероксиды, оксиды, озониды).

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

Сера, общая характеристика, способность к образованию гомоцепей.

Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Водород сульфид (сероводород), КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз. Полисульфиды, КО и ОВ характеристики, устойчивость.

Соединения серы (IV) (оксид, хлорид, оксодихлорид (хлористый тионил), сернистая кислота, сульфиты и водородсульфиты (гидросульфиты)), их КО и ОВ свойства. Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакции с кислотами, окислителями (в том числе с диодом), катионами-комплексобразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства.

Соединения серы (VI) (оксид, гексафторид, диоксодихлорид (сульфурилхлорид), серная кислота и сульфаты), КО и ОВ свойства. Олеум. Дисерная (пироксерная) кислота. Пероксомоно- и пероксодисерная кислоты и их 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 подобными соединениями серы). Биологическая роль селена.

4.11. Элементы групп VIIA-VIIIA

Общая характеристика группы VIIA. 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 галогенов 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 кислотных и окислительно-восстановительных свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь. Хлораты, броматы и иодаты и их свойства. Биологическая роль соединений фтора, хлора, брома и йода.

Понятие о химизме бактерицидного действия хлора и йода. Применение в медицине и фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и иодидов.

р-элементы группы VIIIA, общая характеристика. Физические и химические свойства инертных (благородных) газов. Соединения инертных газов. Применение инертных газов в медицине.

Учение В.И. Вернадского о биосфере и биогеохимии. Понятие о биогенных элементах. Макро- и микроэлементы окружающей среды и в организме человека. Человек и биосфера. Связь эндемических заболеваний с особенностями биогеохимических провинций. Технический прогресс и экология. Вопросы охраны окружающей среды.

ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

ЛИТЕРАТУРА

Основная:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия/ Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2001. – 743 с.
2. Васильева, З.Г. Лабораторные работы по общей и неорганической химии / З.Г. Васильева, А.А. Грановская, А.А. Таперова. – Л.: Химия, 1986. – 287 с.

3. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Высшая школа, 2010. – 752 с.

4. Ершов, Ю.А. Общая химия (учебник для студентов медицинских специальностей высших учебных заведений) / Ю.А. Ершов [и др.] – М.: Высшая школа, 2007. – 559 с.

5. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 240 с.

Дополнительная:

6. Ершов, Ю.А. Механизм токсического действия неорганических соединений / Ю.А. Ершов, Т.В. Плетенева. – М.: Медицина, 1989. – 272 с.

7. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М.: «Химия», 1981. – 632 с.

8. Карапетьянц, М.Х. Строение вещества / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М.: Высшая школа, 1978. – 304 с.

9. Кемпбелл, Дж. Современная общая химия / Дж. Кемпбелл. – Т.1-3, М.: Мир, 1975.

10. Свиридов, В.В. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии / В.В. Свиридов, Г.А. Попкович, Г.И. Васильева. – Минск: Изд-во БГУ, 1982. – 352 с.

11. Угай, А.Я. Общая химия / А.Я. Угай. – М.: ВШ, 1997. – 527 с.

12. Хьюз, М. Неорганическая химия биологических процессов / М. Хьюз. – М.: Мир, 1983. – 416 с.

Методические рекомендации по организации и выполнению самостоятельной работы студентов

Время, отведенное на самостоятельную работу, включает:

- подготовку к практическим и лабораторным занятиям, к коллоквиумам, зачету и экзамену;
- изучение вопросов, не выносимых на лекции;
- решение задач;
- выполнение творческих заданий;
- подготовку тематических докладов и рефератов;
- конспектирование учебной литературы;
- оформление информационных материалов (стендов, плакатов);
- составление тематической подборки интернет-источников.

Перечень рекомендуемых средств диагностики

Для диагностики компетенций используется следующие формы:

1. Устная форма.
2. Письменная форма.
3. Устно-письменная форма.
4. Техническая форма.
5. Визуальная форма.

К устной форме диагностики компетенций относятся:

1. Собеседования.
2. Фронтальные, индивидуальные и комбинированные опросы.
3. Коллоквиумы.
4. Доклады на конференциях.

К письменной форме диагностики компетенций относятся:

1. Тесты.
2. Контрольные работы.
3. Рефераты.
4. Публикации статей, докладов.
5. Зачет.
6. Решение задач.

К устно-письменной форме диагностики

1. Отчеты по домашним практическим упражнениям с их устной защитой.

2. Отчеты по лабораторным работам с их устной защитой.
3. Экзамен.
4. Оценивание на основе модульно-рейтинговой системы.

К технической форме диагностики компетенций относятся:

1. Электронные тесты.

К визуальной форме диагностики компетенций относятся:

1. Визуальная оценка результатов химических реакций.

Примерный перечень тем лабораторных занятий

1. Введение в лабораторный практикум.
2. Основные закономерности протекания химических реакций.
3. Очистка химических веществ.
4. Определение молярной массы эквивалента металла.
5. Определение теплового эффекта реакции.
6. Изучение влияния различных факторов на скорость реакции.
7. Изучение смещения химического равновесия реакций и катализа.
8. Контрольная работа: «Энергетика, направление, химическое равновесие и скорость химических реакций».
9. Приготовление раствора заданной концентрации.
10. Изучение электролитической диссоциации и ионных процессов в растворах.
11. Изучение процесса гидролиза солей.
12. Изучение реакций с переносом электронов.
13. Контрольная работа: «Учение о растворах и закономерностях процессов и реакций, протекающих в растворах электролитов и неэлектролитов».
14. Строение вещества.
15. Изучение электронных оболочек атомов.
16. Изучение периодического закона и периодической системы элементов.
17. Изучение природы химической связи и строения веществ.

18. Изучение свойств комплексных соединений.
19. Заключительное занятие (зачетное).
20. Контрольная работа: «Строение и свойства химических соединений».
21. Химия элементов. Водород и свойства его соединений.
22. s-элементы IA-IIA групп и свойства их соединений.
23. d-элементы IIIB-VIB групп.
24. Элементы группы VIIB и свойства их соединений.
25. Элементы группы VIIIB и свойства их соединений.
26. Элементы группы IB и свойства их соединений.
27. Элементы группы IIB и свойства их соединений.
28. Контрольная работа: «Свойства s- и d-металлов и их соединений».
29. Общая характеристика p-элементов. Элементы IIIA группы и свойства их соединений.
30. Элементы группы IVA и свойства их соединений.
31. Элементы группы VA, свойства азота и его соединений.
32. Свойства соединений фосфора.
33. Свойства соединений: мышьяка, сурьмы и висмута.
34. Элементы группы VIA и свойства их соединений.
35. Элементы групп VIIA-VIIIA. Свойства соединений галогенов.
36. Контрольная работа: «Свойства соединений p-элементов».
37. Итоговое занятие.

Примерная тематика рефератов:

1. Термодинамика процессов растворения.
2. Осмос. Роль осмоса в биосистемах.
3. Теория поля лигандов.
4. Роль координационных соединений в биосистемах.
5. Координационные соединения в составе лекарственных средств.
6. Жесткость воды, пределы, влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах. Методы устранения жесткости.
7. d-элементы III группы, общая характеристика, сходство и отличия от s-элементов II группы.
8. f-элементы как аналоги d-элементов III группы, сходство и отличия.
9. d-элементы IV группы, общая характеристика. Химические основы применения титана.
10. d-элементы V группы, общая характеристика. Химические основы применения ниобия и тантала в хирургии, аммония ванадата в фармации.
11. Спектральные методы изучения строения вещества. Электронные спектры поглощения в ультрафиолетовой и ближней инфракрасной области спектра.
12. Спектры комбинационного рассеяния. Изучение радикалов методом электронного парамагнитного резонанса.
13. Метод ядерного магнитного резонанса.
14. Метод рентгеноструктурного анализа.
15. Возможности расчетно-теоретических методов квантовой химии.

Фамилия, имя, отчество	Хейдоров Василий Петрович
Должность, ученая степень, ученое звание	Заведующий кафедрой общей, физической и коллоидной химии учреждения образования «Витебский государственный медицинский университет», доктор фармацевтических наук, профессор
☎ служебный	(212) 372324
Фамилия, имя, отчество	Кунцевич Зинаида Степановна
Должность, ученая степень, ученое звание	Профессор кафедры общей, физической и коллоидной химии учреждения образования «Витебский государственный медицинский университет», доктор педагогических наук, доцент
☎ служебный	(212) 372324