

Аннотация рабочей программы дисциплины

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования (ФГОС ВО) по направлению «Фармация» (33.05.01), с учётом рекомендаций основной профессиональной образовательной программы (ОПОП) высшего образования.

Цель и задачи дисциплины

Целью освоения дисциплины является формирование у обучающихся общепрофессиональных компетенций для осуществления фармацевтической деятельности в сфере обращения лекарств в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом.

Задачами освоения дисциплины являются:

- формирование мотивации граждан к поддержанию здоровья;
- обеспечение условий хранения и перевозки лекарственных средств;
- участие в контроле качества лекарственных средств;
- анализ научной литературы и официальных статистических обзоров, участие в проведении статического анализа и публичное представление полученных результатов;
- участие в решении отдельных научно-исследовательских и научно-прикладных задач в сфере обращения лекарственных средств.

Планируемые результаты обучения по дисциплине

Формируемые компетенции	Планируемые результаты обучения В результате изучения дисциплины студент должен:
ОПК - 1 готовность решать стандартные задачи профессиональной деятельности с использованием информационных, библиографических ресурсов, медико-биологической терминологии, информационно-коммуникационных технологий и учетом основных требований информационной безопасности	Уметь: пользоваться учебной, научной, научно-популярной литературой, сетью Интернет для профессиональной деятельности Знать: <ul style="list-style-type: none">• правила техники безопасности и работы в химических лабораториях с реактивами и приборами• химико-биологическую сущность процессов, происходящих в живом организме человека на молекулярном и клеточном уровнях• строение и химические свойства основных классов неорганических соединений
ОПК – 7 готовность к использованию основных физико-химических, математических и	Уметь: <ul style="list-style-type: none">• пользоваться химическим оборудованием• прогнозировать направление и результат физико-химических процессов и химических превращений

<p>иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач</p>	<p>Знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> • способы выражения концентраций веществ в растворах • способы приготовления растворов заданной концентрации • основные типы химических равновесий (протолитические, гетерогенные, окислительно–восстановительные) в процессах жизнедеятельности. • строение атомов химических элементов и основы химической связи • основные свойства s, p, d, f-элементов и их соединений
---	--

Место дисциплины в структуре основной профессиональной образовательной программы

Дисциплина «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ» входит в Базовую часть Блока 1 ОПОП специалитета.

Объём дисциплины составляет 6 зачетных единиц, 216 академических часов, в том числе 134 час, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем и 82 часов самостоятельной работы обучающихся.

Формы промежуточной аттестации

По завершении обучения дисциплины «Общая и неорганическая химия» в II семестре проводится трехэтапный экзамен с использованием результатов балльно-накопительной системы.

Содержание дисциплины 1 семестр

Модуль 1. Строение вещества.

1.1 Введение в практикум. Основные понятия и законы химии. Правила работы в химической лаборатории.

Предмет, задачи и методы химии. Основные законы, положения и понятия химии и их приложение для решения профессиональных задач провизора.

Чистота химических веществ. Условные обозначения степени чистоты, классификация веществ по чистоте. Научные основы оценки содержания примесей. Методы очистки химических веществ.

Расчеты по химическим формулам и уравнениям.

Техника безопасности и правила работы в лабораториях химического профиля.

Обработка результатов наблюдений и измерений.

1.2 Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома.

Основные этапы и диалектика развития представлений о существовании и строении атома. Квантово механическая модель строения атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов. ПЗ Д.И. Менделеева и его трактовка на основе современной квантовомеханической теории строения атомов.

Структура ПСЭ: периоды, группы, семейства, s, p, d, f классификация элементов (блоки). Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСЭ.

Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭО). Определяющая роль внешних электронных оболочек для химических свойств элементов. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов, и водородных соединений.

1.3 Химическая связь, строение молекул.

Типы химических связей и физико-химические свойства соединений с ковалентной, ионной и металлической связями. Экспериментальные характеристики связей: энергия связи, длина, направленность.

Описание молекул методом валентных связей (МВС). Первичный и вторичный – донорно-акцепторный, - механизм образования ковалентной связи. Максимальная ковалентность элемента (насыщаемость ковалентной связи) и её определение МВС. Направленность связи как следствие условия максимального перекрывания орбиталей. Сигма и Пи связи и их образование при перекрывании s , p , d - орбиталей. Кратность связей в методе валентных связей. Поляризуемость и полярность ковалентной связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул. Гибридизация атомных орбиталей. Устойчивость гибридных состояний различных атомов. Пространственное расположение атомов в молекулах.

Описание молекул методом молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО, их энергия и форма. Энергические диаграммы МО. Заполнение МО электронами в молекулах, образованных атомами и ионами элементов 1-го и 2-го периодов ПСЭ. Кратность связи в ММО. Метод молекулярных орбиталей как теоретическая основа молекулярной спектроскопии.

1.4 Комплексные соединения

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

Способность атома различных элементов к комплексообразованию. Природа химической связи в КС. Понятие о жестких и мягких центральных и донорных атомах (кислотах и основаниях). Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и нестойкости комплексов.

Классификация и номенклатура КС. Хелатные и макроциклические КС.

Рубежный контроль- тестовые задания, контрольная работа.

Модуль 2. Учение о растворах.

2.1 Растворы. Концентрация растворов

Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Вода, как один из наиболее распространенных растворителей в биосфере и химической технологии. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов.

Основные способы выражения концентрации растворов. Массовая доля растворенного вещества. Молярная концентрация. Разбавление, концентрирование растворов. Расчеты, связанные со смешением растворов. Пересчет концентраций растворов. Разбор расчетных задач по теме занятия.

2.2 Закон эквивалентов

Основные способы выражения концентраций растворов. Молярная концентрация вещества и молярная концентрация эквивалента вещества. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов. Расчеты, связанные со смешением растворов различной концентрации.

Разбор расчетных задач по теме занятия.

2.3 Растворимость. Гидролиз солей

Растворимость. Процесс растворения как физико-химическое явление. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Константа растворимости K_s . Гидролиз солей. Константа гидролиза.

Разбор ситуационных задач по теме занятия.

2.4 Ионные равновесия в растворах электролитов

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

Растворы слабых электролитов. Применение ЗДМ к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации. Ступенчатый характер ионизации.

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. pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующих солей.

Амфотерные электролиты (амфолиты).

Разбор ситуационных задач по теме занятия.

Рубежный контроль- тестовые задания, контрольная работа.

Модуль 3. Окислительно-восстановительные (ОВ) реакции, закономерности их протекания.

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

Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в ПСЭ и степени окисления элемента в соединениях.

Сопряженные пары окислитель-восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.

3.2 Стандартное изменение энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы).

Определение направления ОВ реакций по разности стандартных потенциалов. Представление о влиянии среды (pH) на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.

Разбор ситуационных задач по теме занятия.

Рубежный контроль- тестовые задания, контрольная работа.

2 семестр

Модуль 4. s-элементы

4.1 s-элементы. Химические свойства водорода и его соединений

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

Характеристика и реакционная способность связи 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. Пероксид водорода.

4.2 s-элементы. Металлы I и II группы

Общая характеристика. Изменение свойств элементов II а группы в сравнении с I а. Характеристики катионов Me. Ионы Me в водных растворах. Энергия гидратации ионов, жёсткость.

Взаимодействие металлов с кислородом, образование оксидов, пероксидов, гипероксидов (супероксидов, надпероксидов). Взаимодействие с водой этих соединений. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, амфотерность гидроксида беррилия. 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. Реакции с комплексонами (на примере натрия этилендиаминтетраацетата).

Рубежный контроль- тестовые задания.

Модуль 5. d-элементы

5.1 d – элементы I группы

Общая характеристика группы I. 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.

Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики (бактерицидные свойства иона серебра). Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатами.

Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию.

5.2 d – элементы II группы

Элементы II группы. Общая характеристика группы. Цинк. Общая характеристика, химическая активность простого вещества. КО и ОВ характеристики соединений цинка. Комплексные соединения цинка.

Ртуть. Общая характеристика, отличительные от кадмия и цинка 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.

5.3 d – элементы VI группы

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

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

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

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

Соединения хрома (VI) – оксид и дихромовая кислота, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристика; окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от рН среды; окисление органических соединений (спиртов). Пероксосоединения хрома (VI).

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

5.4 d - Элементы VII группы

Элементы группы VII. Общая характеристика группы.

Марганец. Общая характеристика. Химическая активность простого вещества. Способность к комплексообразованию (карбонил марганца).

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

Марганец (VI) – оксид – кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние рН 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 рН, окисление органических соединений, термическое разложение.

5.5 d-элементы VIII группы

Общая характеристика группы VIIIв. Деление элементов VIIIв 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 тиоцианат ионами. 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 в фармации (в том числе и в фармацевтическом анализе).

Рубежный контроль- тестовые задания.

Модуль 6. p-элементы

6.1 p-элементы III группы

Элементы группы III. Общая характеристика группы. Электронная дефицитность и её влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления +3 и +1 в группе IIIа.

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 борная кислота, равновесие в водном растворе. Бораты – производные различных мономерных и полимерных борных кислот. Тетраборат натрия. Эфиры борной кислоты.

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.

6.2 p-элементы IV группы

Элементы IVa группы. Общая характеристика группы.

Общая характеристика углерода. Аллотропы 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 соответствующие им углеводороды.

Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристики. Углерод (II) оксид как лиганд, 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 водородкарбонаты (гидрокарбонаты), гидролиз и термическое разложение. Соединения углерода с галогенами и серой. Углерод (IV) хлорид (четырёххлористый углерод), углерод (IV) оксиддихлорид (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. Основные отличия от углерода: отсутствие п-связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление, 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 соединения. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.

6.3 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. Причина малой химической активности диазота. Молекула диазота как лиганд.

Соединения с отрицательными степенями окисления (CO). 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 гидроксиламин. КО и ОВ характеристики.

Соединения азота с положительными степенями 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 характеристики. «Царская водка».

Фосфор. Общая характеристика. Аллотропы фосфора, их химическая активность.

Фосфины. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота. Соединения фосфора с положительными степенями окисления (CO). 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. Изо-, поли- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.

6.4 р-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 дикислорода. Химическая активность дикислорода. Молекула O_2 в качестве лиганда в оксигемоглобине. Трикислород (озон), стереохимия и природа связей. Химическая активность в сравнении с дикислородом (реакции с растворами иодидов). Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: супероксиды (гипероксиды, надпероксиды), пероксиды, оксиды, озониды). Водород пероксид (H_2O_2), его КО и ОВ характеристики, применение в медицине. Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Химические основы применения дикислорода и озона, а также соединений кислорода в медицине и фармации. Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей. Соединения серы в отрицательных степенях окисления. 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, 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, катионами-комплексобразователями. Политионаты, особенности их строения и свойства. Соединения серы (VI) – оксид, гексафторид, диоксидхлорид, серная кислота и её производные –сульфаты, КО и ОВ свойства. Олеум. Дисерная (пироксерная кислота). Пероксомоно- и пероксодисерная кислоты и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов.

6.5 р-элементы VII

Общая характеристика VII 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 как жесткого основания (лиганда) 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.

Рубежный контроль- тестовые задания.