

Аннотация рабочей программы дисциплины

Физическая и коллоидная 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

Задачи 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	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• физико-химическую сущность химических процессов и явлений

информационной безопасности	
<p>ОПК – 7</p> <p>готовность к использованию основных физико-химических, математических и иных естественнонаучных понятий и методов при решении профессиональных задач</p>	<p>Уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> • пользоваться химическим оборудованием • прогнозировать направление и результат физико-химических процессов и химических превращений <p>Знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> • основные типы химических равновесий (протеолитические, гетерогенные, окислительно–восстановительные) в процессах жизнедеятельности. • элементы химической термодинамики • основы фазовых равновесий

Место дисциплины в структуре основной профессиональной образовательной программы

Дисциплина «Физическая и коллоидная химия» входит в Базовую часть Блока 1 ОПОП специалитета.

Объём дисциплины составляет 7 зачетных единиц, 252 академических часов, в том числе 134 часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем и 118 часов самостоятельной работы обучающихся.

Формы промежуточной аттестации

По завершении обучения дисциплине «Физическая и коллоидная химия» в III семестре проводится трехэтапный экзамен с использованием результатов балльно-накопительной системы.

Содержание дисциплины

Модуль 1. Химическая термодинамика

1.1. Предмет физической и коллоидной химии и ее значение для фармации.

Основные этапы развития физической химии. Место физической химии среди других наук и ее значение в развитии фармации. Место физической и коллоидной химии среди других наук и ее значение в развитии фармации. М.В.Ломоносов, Д.И.Менделеев, Н.С.Курнаков, Г.И.Гесс, В.Ф.Алексеев, Н.Н.Бекетов – российские ученые, основоположники физической химии.

1.2. Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия — функции состояния. Теплоемкость. Закон Кирхгофа.

Основные понятия. Системы: изолированные, закрытые и открытые. Состояние системы. Функция состояния. Процессы: изобарные, изотермические, изохорные и адиабатические. Внутренняя энергия системы. Работа. Теплота.

Первое начало термодинамики. Математическое выражение 1-го начала. Энтальпия. Изохорная и изобарная теплоты процесса и соотношение между ними. Закон Гесса. Термохимические уравнения. Стандартные теплоты образования и сгорания веществ.

Расчет стандартной теплоты химических реакций по стандартным теплотам образования и сгорания веществ. Зависимость теплоты процесса от температуры, уравнение Кирхгофа.

Расчет стандартной энтальпии химических реакций по стандартным энтальпиям образования и сгорания веществ.

Расчет теплового эффекта реакции при температуре, отличающейся от 25°C. Зависимость теплового эффекта от температуры (уравнение Кирхгофа).

1.3. Второе начало термодинамики. Термодинамические потенциалы. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Третье начало термодинамики.

Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Максимальная работа процесса. Полезная работа. Энтропийная формулировка второго начала термодинамики. Энтропия — функция состояния системы. Изменение энтропии в изолированных системах. Изменение энтропии при изотермических процессах и изменении температуры. Статистический характер второго начала термодинамики. Стандартная энтропия. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца (изохорно-изотермический потенциал). Энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал). Изменение энергии Гельмгольца и энергии Гиббса в самопроизвольных процессах.

Расчет стандартной энтропии реакции по стандартным значениям энтропии реагентов.

Расчет изменения стандартной энергии Гиббса реакции по стандартным значениям энергии Гиббса образования реагентов и продуктов.

Расчет стандартной энергии Гиббса реакции по величинам стандартной энтальпии и стандартной энтропии. Анализ энтропийного и энтальпийного факторов.

Расчет температуры равновероятного протекания прямого и обратного процессов.

1.4. Термодинамика химического равновесия. Химический потенциал. Уравнение изотермы, изобары и изохоры химической реакции.

Химический потенциал. Уравнение изотермы химической реакции. Закон действующих масс для гомогенного и гетерогенного химического равновесия. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Следствия, вытекающие из этих уравнений. Расчет константы химического равновесия с помощью таблиц термодинамических величин.

Расчет константы равновесия по изменению стандартной энергии Гиббса реакции. Выяснение практической обратимости реакции в стандартном состоянии.

Расчет по уравнению изотермы реакции. Определение направления обратимой реакции в состоянии, отличающемся от стандартного.

Расчет константы равновесия и стандартной энтальпии реакции по двум константам при разных температурах по уравнению изобары реакции.

Рубежный контроль – тестовые задания, контрольная работа.

Модуль 2. Термодинамика фазовых равновесий

2.1 Основные понятия. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния однокомпонентных систем.

Термодинамика фазовых равновесий. Основные понятия. Гомогенная и гетерогенная системы. Фаза. Составляющие вещества. Компоненты. Фазовые превращения и равновесия: испарение, сублимация, плавление, изменение аллотропной модификации. Число компонентов и число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы. Диаграммы состояния однокомпонентных систем (вода, сера). Уравнение Клапейрона — Клаузиуса. Связь с принципом Ле-Шателье.

Расчеты параметров фазового перехода по уравнению Клайперона–Клаузиуса.

Прогнозирование по диаграммам состояния фазовых переходов при изменении условий.

2.2. Коллигативные свойства разбавленных растворов нелетучих неэлектролитов.

Относительное понижение давления пара, понижение температуры замерзания раствора, повышением температуры кипения раствора и осмотическое давление разбавленных растворов нелетучих неэлектролитов. Криоскопическая и эбулиоскопическая константы и

их связь с теплотой кипения и плавления растворителя. Осмотические свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент.

Расчет осмотического давления растворов электролитов и неэлектролитов.

Расчет повышения температуры кипения и понижения температуры замерзания растворителя.

Решение задач на I и II законы Рауля.

2.3. *Двухкомпонентные (бинарные) системы. Закон Рауля. Диаграммы состояния «Давление – состав», «Температура – состав».*

Закон Рауля — вывод методом химических потенциалов на основе общего закона распределения вещества между двумя фазами. Идеальные и реальные растворы. Типы диаграмм «состав — давление пара», «состав — температура кипения». Азеотропы. Первый и второй законы Коновалова.

Построение диаграммы «температура кипения – состав» с положительным и отрицательным отклонением от закона Рауля, нахождение характеристических точек.

2.4. *Двухкомпонентные (бинарные) системы. Диаграммы плавления.*

Диаграммы плавления бинарных систем.

Построение диаграммы плавкости, нахождение характеристических точек.

Рубежный контроль – контрольная работа.

Модуль 3. Термодинамика растворов электролитов. Термодинамика разбавленных растворов. Электрохимия.

3.1. *Термодинамика растворов сильных электролитов. Теория Дебая — Хюккеля.*

Теория растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Понятие об ионной атмосфере. Активность ионов и ее связь с концентрацией. Коэффициент активности и зависимость его величины от общей концентрации электролитов в растворе. Ионная сила раствора. Правило ионной силы. Зависимость коэффициента активности от ионной силы раствора.

Расчет ионной силы.

Расчет активности ионов.

3.2. *Буферные системы и растворы.*

Буферные системы. Механизм их действия. Буферная емкость и влияющие на нее факторы.

Расчет pH буферных растворов.

Расчет объемов растворов веществ для приготовления буферного раствора с заданными параметрами.

Выявление буферных свойств раствора на основании анализа количеств веществ его компонентов.

3.3. *Электропроводность растворов электролитов. Проводники второго рода.*

Проводники второго рода. Удельная и молярная электропроводности (Э.Х.Ленц), их изменение с разведением раствора. Молярная электропроводность при бесконечном разведении. Закон Кольрауша. Электропроводность неводных растворов. Скорость движения и подвижность ионов. Подвижность и гидратация (сольватация) ионов.

Расчет электропроводности растворов.

3.4. *Электродные потенциалы.*

Электродные потенциалы. Механизм возникновения. Уравнение Нернста.

Электрохимический потенциал. Стандартные электродные потенциалы.

Классификация электродов. Стандартный водородный электрод. Измерение электродных потенциалов. Концентрационные гальванические элементы.

Окислительно-восстановительные электроды. Механизм возникновения. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал.

Потенциометрический метод измерения pH. Потенциометрическое титрование. Значение этих методов в фармацевтической практике. Потенциометрическое определение стандартной энергии Гиббса реакции и константы химического равновесия.

Расчет ЭДС гальванического элемента.

Расчет ЭДС концентрационного гальванического элемента.

Расчет электродного потенциала водородного электрода.

Расчет рН исследуемого раствора по известному значению электродного потенциала водородного электрода.

Расчет константы равновесия в гальванических элементах.

Рубежный контроль – тестовые задания, контрольная работа.

Модуль 4. Кинетика химических реакций и катализ

4.1. Предмет и методы химической кинетики. Основные понятия.

Предмет и методы химической кинетики. Основные понятия. Реакции простые (одностадийные) и сложные (многостадийные), гомогенные и гетерогенные. Скорость гомогенных химических реакций и методы ее измерения. Зависимость скорости реакции от различных факторов. Закон действующих масс для скорости реакции.

Расчет скорости реакции по константе скорости реакции и концентрации.

4.2. Уравнения кинетики реакций нулевого, первого, второго порядка.

Кинетические уравнения реакций нулевого, первого, второго порядка. Период полупревращения. Методы определения порядка реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции. Теория активных соударений. Энергия активации. Связь между скоростью реакции и энергией активации. Определение энергии активации. Элементы теории переходного состояния (активированного комплекса).

Определение порядка реакции по кинетическим данным.

4.3. Кинетика сложных реакций. Каталитические процессы.

Реакции обратимые (двусторонние), конкурирующие (параллельные), последовательные, сопряженные (Н.А.Шилов). Превращения лекарственного вещества в организме как совокупность последовательных процессов; константа всасывания и константа элиминации. Цепные реакции (М. Боденштейн, Н. Н. Семенов). Отдельные стадии цепной реакции. Неразветвленные и разветвленные цепные реакции. Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход реакции. Ферментативные реакции. Положительный и отрицательный катализ. Гомогенный катализ. Механизм действия катализаторов. Энергия активации каталитических реакций. Кислотно-основной катализ. Ферментативный катализ.

Рубежный контроль – тестовые задания, контрольная работа.

Модуль 5. Термодинамика поверхностных явлений

5.1. Термодинамика поверхностного слоя.

Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. Краевой угол смачивания. Зависимость поверхностного натяжения от температуры. Связь поверхностной энергии Гиббса и поверхностной энтальпии. Энтальпия смачивания и коэффициент гидрофильности.

Адсорбция на границе раздела фаз. Поверхностно-активные, поверхностно-инактивные и поверхностно-неактивные вещества. Изотерма поверхностного натяжения. Уравнение Шишковского. Поверхностная активность. Правило Дюкло-Траубе.

5.2. Молекулярные механизмы адсорбции. Адсорбция электролитов.

Молекулярные механизмы адсорбции. Ориентация молекул в поверхностном слое. Термодинамический анализ адсорбции. Уравнение изотермы адсорбции Гиббса. Измерение адсорбции на границах раздела твердое тело — газ и твердое тело — жидкость. Факторы, влияющие на адсорбцию газов и растворенных веществ. Мономолекулярная адсорбция, уравнение изотермы адсорбции Лэнгмюра, Фрейндлиха. Полимолекулярная адсорбция. Капиллярная конденсация, абсорбция, хемосорбция.

Рубежный контроль – тестовые задания.

Модуль 6. Дисперсные системы

6.1. Предмет, задачи и методы коллоидной химии. Структура и классификация дисперсных систем. Методы получения и очистки коллоидных растворов.

Значение коллоидной химии в развитии фармации. Дисперсные системы. Структура дисперсных систем. Дисперсная фаза, дисперсионная среда. Степень дисперсности. Классификация дисперсных систем: по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды, по характеру взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой, по подвижности дисперсной фазы. Методы получения и очистки коллоидных растворов. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация.

6.2. Молекулярно-кинетические и оптические свойства коллоидных систем.

Броуновское движение (уравнение Эйнштейна), диффузия (уравнение Фика), осмотическое давление. Седиментация. Седиментационная устойчивость и седиментационное равновесие. Центрифуга и ее применение для исследования коллоидных систем. Рассеивание и поглощение света. Уравнение Рэлея.

6.3. Электрокинетические явления. Строение и электрический заряд коллоидных частиц.

Природа электрических явлений в дисперсных системах. Механизм возникновения электрического заряда на границе раздела двух фаз. Строение двойного электрического слоя. Мицелла, строение мицеллы золя. Заряд и электрокинетический потенциал коллоидной частицы. Влияние электролитов на электрокинетический потенциал. Явление перезарядки коллоидных частиц.

6.4. Устойчивость и коагуляция коллоидных систем.

Кинетическая и термодинамическая устойчивость коллоидных систем. Агрегация и седиментация частиц дисперсной фазы. Факторы устойчивости. Коагуляция и факторы, ее вызывающие. Медленная и быстрая коагуляция. Порог коагуляции, его определение. Правило Шульце — Гарди. Чередование зон коагуляции. Коагуляция золью смесями электролитов. Правило аддитивности, антагонизм и синергизм ионов. Гелеобразование (желатинирование). Теории коагуляции. Адсорбционная теория Фрейндлиха. Теория Дерягина-Ландау-Фервея-Овербека.

6.5. Разные классы дисперсных систем.

Аэрозоли и их свойства. Получение, молекулярно-кинетические свойства. Электрические свойства. Агрегативная устойчивость и факторы, ее определяющие. Разрушение. Порошки и их свойства. Слеживаемость, гранулирование и распыляемость порошков. Применение в фармации. Суспензии и их свойства. Получение. Устойчивость и определяющие ее факторы. Флокуляция. Седиментационный анализ суспензий. Пены. Пасты. Эмульсии и их свойства. Получение. Типы эмульсий. Эмульгаторы и механизм их действия. Обращение фаз эмульсий. Устойчивость эмульсий и ее нарушение. Факторы устойчивости эмульсий. Коалесценция. Коллоидные системы, образованные поверхностно-активными веществами: растворы мыл, детергентов, таннидов, красителей. Мицеллярные коллоидные системы. Мицеллообразование в растворах ПАВ. Критическая концентрация мицеллообразования, методы ее определения.

Рубежный контроль – тестовые задания.

Модуль 7. Высокомолекулярные системы (ВМС) и их растворы

7.1. Методы получения ВМС. Набухание ВМС. Вязкость растворов ВМС.

Молекулярные коллоидные системы. Методы получения ВМС. Классификация ВМС, гибкость цепи полимеров. Внутреннее вращение звеньев в макромолекулах ВМС. Набухание и растворение ВМС. Механизм набухания. Термодинамика набухания и растворения ВМС. Влияние различных факторов на степень набухания. Лиотропные ряды ионов. Вязкость растворов ВМС. Отклонение свойств растворов ВМС от законов Ньютона и Пуазейля. Уравнение Бингама. Методы измерения вязкости растворов ВМС. Удельная, приведенная и характеристическая вязкости. Уравнение Штаудингера и его модификация.

7.2. Осмотические свойства растворов ВМС. Факторы устойчивости растворов ВМС. Высаливание ВМС. Застудневание растворов ВМС.

Полимерные неэлектролиты и полиэлектролиты. Полиамфолиты. Изоэлектрическая точка полиамфолитов и методы ее определения. Осмотические свойства растворов ВМС. Осмотическое давление растворов полимерных неэлектролитов. Отклонение от закона Вант-Гоффа. Уравнение Галлера. Определение молярной массы полимерных

неэлектролитов. Полиэлектролиты. Осмотическое давление растворов полиэлектролитов. Факторы устойчивости растворов ВМС. Высаливание, пороги высаливания. Лиотропные ряды ионов. Зависимость порогов высаливания полиамфолитов от рН среды. Биологическое значение. Микрокапсулирование. Застудневание. Влияние различных факторов на скорость застудневания. Тиксотропия студней и гелей. Синерезис студней.
Рубежный контроль – тестовые задания.