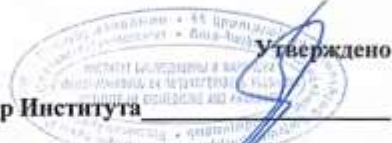


ГОУ ВПО Российско-Армянский (Славянский) университет

Директор Института

«11» 06 2024, протокол № 12



УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование дисциплины: Физическая и коллоидная химия

Автор Енгоян Александр Пайлакович, профессор, доктор хим. наук

Направление подготовки: Фармация

Наименование образовательной программы: 33.05.01 Фармация

1. АННОТАЦИЯ

1.1. Краткое описание содержания данной дисциплины;

Предмет «Физическая и коллоидная химия» раскрывает связь между физическими и химическими явлениями и понимание сущности физико-химических и коллоидно-химических процессов, протекающих в природе и в биологических системах. Данный курс формирует фундаментальный подход к анализу химических и более сложных – биохимических процессов. Знания, полученные при изучении физической и коллоидной химии, составляют теоретическую базу для последующего изучения общенаучных и специальных дисциплин, для их профессиональной подготовки.

1.2. Трудоемкость в академических кредитах и часах, формы итогового контроля (экзамен/зачет);

Общий объем составляет 5 академических кредитов, 180 академических часов (3 семестр) Итоговый контроль – экзамен, 5 академических кредитов, 180 академических часов (4 семестр) Итоговый контроль – экзамен.

1.3. Взаимосвязь дисциплины с другими дисциплинами учебного плана специальности (направления)

Для освоения дисциплины необходимы знания, формируемые на базе общего среднего образования, полученные в курсе общей и неорганической химии, физики, математики.

Физическая и коллоидная химия является предшествующей для изучения дисциплин: фармакология; клиническая фармакология; фармацевтическая химия; токсикологическая химия и фармакогнозия, фармацевтическая технология.

Изучение курса физической и коллоидной химии должно быть максимально приближено к профильным предметам: фармацевтической химии. Преподавание физической и коллоидной химии должно обеспечить развитие у студентов интереса к своей специальности и понимание важности предмета.

Физическая и коллоидная химия является базовой частью химических дисциплин необходимой для современной теоретической подготовки, практической деятельности провизора.

Приемственность и согласованность в преподавании курса физической и коллоидной химии необходима с курсами математики, физики, общей и неорганической, органической и

аналитической химий. Все они пользуются физико-химическими закономерностями и физико-химическими методами для решения общих и конкретных задач.

Материал курса служит естественнонаучной основой формирования знаний и умений для медико-биологических и профильных дисциплин (биологической, фармацевтической, токсикологической химии, фармакогнозии и фармакологии и фармацевтической технологии), а так же для практической деятельности провизора.

1.4. Результаты освоения программы дисциплины:

Код компетенции	Наименование компетенции	Код индикатора достижения компетенций	Наименование индикатора достижений компетенций
ОПК 1	Способен использовать основные биологические, физико-химические, химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовления лекарственных препаратов	ОПК 1.1	Знать методы обнаружения неорганических катионов и анионов, методы разделения веществ (физико-химические, хроматографические, экстракционные); основы качественного анализа органических соединений; особенности применения хроматографических и спектральных методов для обнаружения токсикантов в объектах; основы математического анализа и расчетов для обработки результатов
		ОПК 1.2	Уметь выбирать оптимальный метод качественного и количественного анализа вещества, используя соответствующие приборы, аппараты и реактивы; оценивать достоверность результата анализа
		ОПК 1.3	Владеть практическим опытом проведения качественного и количественного анализа вещества, оценки качества лекарственного препарата с использованием физических приборов и аппаратов

2. УЧЕБНАЯ ПРОГРАММА

2.1. Цели и задачи дисциплины

Цели дисциплины:

1. Подготовить обучающихся к овладению основами дисциплин, изучаемых при подготовке профессиональных кадров в области фармации (и по другим специальностям, связанным с использованием различных физико-химических процессов) с учетом их дальнейшей профессиональной деятельности.
2. Способствовать формированию естественнонаучного мировоззрения, пониманию основных закономерностей различных физико-химических, биологических и иных явлений природы и технологических процессов.
3. Овладение обучающимися физико-химических основ прогнозирования, разработки, контроля, оптимизации различных технологических процессов, особенно – при получении, контроле качества, хранении, применении фармацевтических препаратов и лечебных средств.

Задачи дисциплины:

1. Изучение дисциплины Физическая и коллоидная химия предусматривает решение комплекса задач, направленных на приобретение компетенций по следующим основным разделам современной физико-химической науки:
2. Роль и значение методов физической и коллоидной химии в фармации.
3. Основные разделы физической химии.
4. Основные этапы развития физической и коллоидной химии, её современное состояние.
5. Основы химической термодинамики.
6. Учение о химическом равновесии.
7. Термодинамика фазовых равновесий.
8. Основы учения о растворах.
9. Основные понятия и методы электрохимии.
10. Основы химической кинетики.
11. Основы учения об адсорбции и катализе.
12. Основы физикохимии дисперсных систем, растворов высокомолекулярных соединений.
13. Основные литературные источники и справочная литература по физической и коллоидной химии.

2.2 Трудоемкость дисциплины и виды учебной работы

216	Всего, в акад. часах	Распределение по семестрам	
		<u>3</u> сем	<u>4</u> сем
1	2	3	4
1.Общая трудоемкость изучения дисциплины по семестрам, в т. ч.:	360	180	180
1.1.Аудиторные занятия, в т. ч.:	172	86	86
1.1.1.Лекции	36	18	18
1.1.2.Практические занятия	68	34	34
1.1.3. Лабораторные работы	68	34	34
1.1.4. Самостоятельная работа	134	67	67
Итоговый контроль (Экзамен)	54	Экз. 27	Экз. 27

2.3. Содержание дисциплины

2.3.1. Тематический план и трудоемкость аудиторных занятий (модули, разделы дисциплины и виды занятий) по рабочему учебному плану

Разделы и темы дисциплины	Всего (ак. часов)	Лекции(ак. часов)	Практ. Занятия (ак. часов)	Лабор. (ак. часов)
1	2=3+4+5	3	4	5
Тема 1.Введение. Предмет физической химии	6	2	4	-
Тема .2.Химическая термодинамика	35	7	14	14
Тема 3. Химическая кинетика	39	7	14	18
Тема 4. Химическое равновесие	12	4	8	
Тема 5. Растворы	28	4	8	16
Тема 6. Коллоидная химия	56	12	24	20
ИТОГО	172	36	68	68

2.3.2. Краткое содержание разделов дисциплины в виде тематического плана

Тема 1. Предмет, задачи и методы физической химии

Основные этапы развития физической химии. Роль отечественных и зарубежных ученых в развитии физической химии. Место физической 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.

Тема 2. Основные понятия и законы химической термодинамики. Термохимия

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

Тема 3. 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. Теплоты нейтрализации, растворения, гидратации. Энтальпийные диаграммы. Зависимость теплоты процесса от температуры, уравнение Кирхгофа.

Тема 4. 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. Энтропия и ее связь с термодинамической вероятностью состояния системы. Формула Больцмана.

Третье начало термодинамики. Абсолютная энтропия. Стандартная энтропия.

Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса; связь между ними. Изменение энергии Гельмгольца и энергии Гиббса в самопроизвольных процессах. Химический потенциал.

Тема 5. Термодинамика химического равновесия

Термодинамические условия достижения и состояния химического равновесия.

Уравнение изотермы химической реакции. Термодинамическое обоснование закона действующих масс для гомогенного и гетерогенного химического равновесия. Константа химического равновесия и способы ее выражения.

Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Следствия, вытекающие из этих уравнений. Константа химического равновесия и принцип Ле-Шателье-Брауна. Расчет константы химического равновесия с помощью таблиц термодинамических величин.

Тема 6. 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. Прогнозирование фазовых переходов при изменении условий.

Однокомпонентные системы . Диаграммы состояния однокомпонентных систем (вода, углекислый газ, сера). Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Связь с принципом Ле-Шателье-Брауна.

Двухкомпонентные (бинарные) системы. Диаграммы плавкости бинарных систем. Термический анализ. Понятие о физико-химическом анализе (Н.С. Курнаков), применение для изучения лекарственных форм. Закон Рауля - обоснование 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-Гиббса. Дробная и непрерывная перегонка (ректификация). Растворимость жидкостей в жидкостях. Верхняя и нижняя критические температуры растворения (В.Ф. Алексеев).

Взаимонерастворимые жидкости. Теоретические основы перегонки с водяным паром.

Трехкомпонентные системы. Закон Нернста распределения веществ между двумя несмешивающимися жидкостями. Коэффициент распределения. Принципы получения настоек, отваров. Экстракция.

Тема 7. Термодинамика разбавленных растворов

Взаимосвязь между коллигативными свойствами: относительным понижением давления пара, понижением температуры замерзания растворителя, повышением температуры кипения растворителя и осмотическим давлением разбавленных растворов нелетучих неэлектролитов.

Криоскопическая и эбулиоскопическая константы и их связь с теплотой кипения и плавления растворителя.

Осмотические свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент.

Криометрический, эбулиометрический и осмометрический методы определения молярных масс, изотонического коэффициента.

Термодинамика растворов электролитов

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.

Буферные системы и растворы: кислотно-основные, концентрационные, окислительно-восстановительные. Механизм их действия. Ацетатный, фосфатный, аммиачный, карбонатный, гемоглобиновый буферы. Буферная емкость и влияющие на нее факторы. Значение буферных систем для химии и биологии.

Тема 8. Электрохимия

Проводники второго рода. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность; 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.

Электродные потенциалы. Механизм возникновения. Уравнение Нернста. Электрохимический потенциал. Стандартные электродные потенциалы. Классификация электродов. Стандартный водородный электрод. Измерение электродных потенциалов. Концентрационные гальванические элементы. Химические источники тока.

Окислительно-восстановительные потенциалы. Механизм возникновения. Окислительно-восстановительные электроды. Реальный стандартный окислительно-восстановительный потенциал.

Ионоселективные электроды. Стеклоанный электрод. Другие виды ионоселективных электродов. Применение в биологии, медицине, фармации. Потенциометрический метод измерения рН. Потенциометрическое титрование. Значение этих методов в фармацевтической практике. Потенциометрическое определение стандартной энергии Гиббса реакции и константы химического равновесия.

Тема 9. Кинетика химических реакций и катализ

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. Молекулярность и порядок реакции.

Уравнения кинетики необратимых реакций нулевого, первого, второго порядка. Период полупревращения. Методы определения порядка реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции. Теория активных бинарных соударений. Энергия активации. Связь между скоростью реакции и энергией активации. Определение энергии активации. Ускоренные методы определения сроков годности лекарственных препаратов. Элементы теории переходного состояния (активированного комплекса).

Сложные 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.

Каталитические процессы. Положительный и отрицательный катализ. Гомогенный катализ. Механизм действия катализатора. Энергия активации каталитических реакций. Кислотно-

основной катализ. Металлокомплексный катализ. Ферментативный катализ. Торможение химических реакций. Механизм действия ингибиторов.

Тема 10. Термодинамика поверхностных явлений

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

Термодинамика многокомпонентных систем с учетом поверхностной энергии. Адсорбция на границе раздела фаз. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Изотерма поверхностного натяжения. Уравнение Шишковского. Поверхностная активность. Правило Дюкло-Траубе.

Молекулярные механизмы адсорбции. Ориентация молекул в поверхностном слое. Определение площади, занимаемой молекулой поверхностно-активного вещества в насыщенном адсорбционном слое, и максимальной длины молекулы ПАВ.

Термодинамический анализ адсорбции. Избыточная адсорбция Гиббса. 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.

Адсорбция электролитов. Неспецифическая (эквивалентная) адсорбция ионов. Избирательная адсорбция ионов. Правило Панета-Фаянса. Ионообменная адсорбция. Иониты и их классификация. Обменная емкость. Применение ионитов в фармации.

Хроматография (М.С.Цвет). Классификация хроматографических методов по технике выполнения и по механизму процесса. Применение хроматографии для получения и анализа лекарственных веществ. Гель-фильтрация.

Тема 11. КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ

Предмет, задачи и методы коллоидной химии

Основные этапы развития коллоидной химии. Т. Грэм и И.Г. Борщов- основатели коллоидной химии. Роль отечественных и зарубежных ученых в развитии коллоидной химии (А.В. Думанский, В. Оствальд, П.А. Ребиндер). 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.

Молекулярно-кинетические и оптические свойства коллоидных систем

Броуновское движение (уравнение Эйнштейна), диффузия (уравнения Фика), осмотическое давление. Их взаимосвязь.

Седиментация. Седиментационная устойчивость и седиментационное равновесие. Центрифуга и ее применение для исследования коллоидных систем.

Рассеивание и поглощение света. Уравнение Рэлея. Ультрамикроскопия и электронная микроскопия коллоидных систем. Определение формы, размеров и массы коллоидных частиц.

Строение и электрический заряд коллоидных частиц. Электрокинетические явления
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.

Электрокинетические явления. Электрофорез. Связь электрофоретической скорости коллоидных частиц с их электрокинетическим потенциалом (уравнение Гельмгольца-Смолуховского). Электрофоретическая подвижность. Электрофоретические методы исследования в фармации.

Электроосмос. Электроосмотический метод измерения электрокинетического потенциала. Практическое применение электроосмоса в фармации.

Тема 12. 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 зольей смесями электролитов. Правило аддитивности, антагонизм и синергизм ионов.

Гелеобразование (желатинирование). Коллоидная защита. Гетерокоагуляция. Пептизация.

Теории коагуляции. Адсорбционная теория Фрейндлиха. Теория Дерягина-Ландау-Фервея-Овербека.

Разные классы коллоидных систем

Аэрозоли и их свойства. Получение, молекулярно-кинетические свойства. Электрические свойства. Агрегативная устойчивость и факторы, ее определяющие. Разрушение. Применение аэрозолей в фармации.

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. Свойства концентрированных и высококонцентрированных эмульсий. Применение суспензий и эмульсий в фармации.

Коллоидные системы, образованные поверхностно-активными веществами: растворы мыл, детергентов, таннидов, красителей. Мицеллярные коллоидные системы. Мицеллообразование в растворах ПАВ. Критическая концентрация мицеллообразования, методы ее определения. Солюбилизация и ее значение в фармации. Мицеллярные коллоидные системы в фармации.

Высокомолекулярные соединения (ВМС) и их растворы.

Молекулярные коллоидные системы. Методы получения ВМС. Классификация ВМС, гибкость цепи полимеров. Внутреннее вращение звеньев в макромолекулах ВМС. Кристаллическое и аморфное состояние 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. Причины аномальной вязкости растворов полимеров. Методы измерения вязкости растворов ВМС. Удельная, приведенная и характеристическая вязкости. Уравнение Штаудингера и его модификация. Определение молярной массы полимера вискозиметрическим методом.

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. Мембранное равновесие Доннана.

Факторы устойчивости растворов ВМС. Высаливание, пороги высаливания. Лиотропные ряды ионов. Зависимость порогов высаливания полиамфолитов от рН среды. Коацервация - простая и комплексная. Микрокоацервация. Биологическое значение. Микрокапсулирование. Застудневание. Влияние различных факторов на скорость застудневания. Тиксотропия студней и гелей. Синерезис.

2.3.3. Краткое содержание практических занятий/лабораторного практикума

- "Основные понятия и законы термодинамики".
- "Термодинамика фазовых превращений".
- "Основы электрохимии".
- "Кинетика химических реакций".
- "Поверхностные явления."
- "Дисперсные системы, строение мицелл".
- "Лиофильные дисперсные системы".

2.3.4. Материально-техническое обеспечение дисциплины

1. Рабочее место преподавателя;
2. Посадочные места по количеству обучающихся;
3. Доска классная;
4. Шкаф для реактивов;
5. Шкаф вытяжной;
6. Стол для нагревательных приборов;
7. Химическая посуда;
8. Реактивы и лекарственные средства;
9. Аппаратура, приборы: калькуляторы, весы, разновесы, дистиллятор, плитка электрическая, баня водяная, спиртометры, термометры химические, микроскоп биологический, ареометр;
10. Технические средства обучения: - компьютер или ноутбук с лицензионным программным обеспечением; - интерактивная доска и проектор, либо проектор и экран. Персональный компьютер, интернет, учебные компьютерные программы, проектор, слайдоскоп.

- Офисные приложения (Microsoft Office Word, Exel, PowerPoint и др.).
- Программное обеспечение для просмотра файлов в форматах PDF, DJV и DJVu (Adobe Reader, WinDjView и др.).
 - Программное обеспечение для работы с архивированными файлами и папками (WinRAR, 7-Zip и др.).
 - Поисковые системы (Google, Yandex и др.).
 - Программы “ISIS 2.1.4” и “Chemoffice” для графического отображения формул химических соединений и химических процессов, пространственного строения молекул. Программы полезны при изучении номенклатуры химических соединений, элементов квантовой механики, формы атомных и молекулярных орбиталей, механизма образования химической связи и других вопросов теоретической химии.
 - Реферативная база данных научной периодики «Scopus» (<http://www.scopus.com/>)
Реферативно-библиографическая база данных научной периодики «Web of Science» (<http://www.webofknowledge.com/>).
 - Медицинский информационный сайт <https://meduniv9r.com>
 - Сеть патентной информации Европейского патентного ведомства «Espacenet» (<http://worldwide.espacenet.com/>).

2.4. Модульная структура дисциплины с распределением весов по формам контролей

Формы контролей	Вес формы (форм) текущего контроля в результирующей оценке текущего контроля (по модулям)		Вес формы промежуточного контроля в итоговой оценке промежуточного контроля		Вес итоговой оценки промежуточного контроля в результирующей оценке промежуточных контролей		Вес итоговой оценки промежуточного контроля в результирующей оценке промежуточных контролей (семестровой оценке)	Весы результирующей оценки промежуточных контролей и оценки итогового контроля в результирующей оценке итогового контроля
	M1	M2	M1	M2	M1	M2		
Вид учебной работы/контроля	M1 ¹	M2	M1	M2	M1	M2		
Контрольная работа (<i>при наличии</i>)			1	1				

¹ Учебный Модуль

Устный опрос (при наличии)	0.5	0.5						
Тест (при наличии)								
Лабораторные работы (при наличии)	0.5	0.5						
Письменные домашние задания (при наличии)								
Реферат (при наличии)								
Эссе (при наличии)								
Проект (при наличии)								
Другие формы (при наличии)								
Весы результирующих оценок текущих контролей в итоговых оценках промежуточных контролей					0.6	0.6		
Весы оценок промежуточных контролей в итоговых оценках промежуточных контролей					0.4	0.4		
Вес итоговой оценки 1-го промежуточного контроля в результирующей оценке промежуточных контролей							0,5	
Вес итоговой оценки 2-го промежуточного контроля в результирующей оценке промежуточных контролей							0.5	
Вес результирующей оценки промежуточных контролей в результирующей оценке итогового контроля								0,4
Вес итогового контроля (Экзамен/зачет) в результирующей оценке итогового контроля								0,6
	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$

3. Теоретический блок

Рекомендуемая литература:

Учебники

1. Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд А.С., Книжник А.З. "Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов": Учебник - М., Высшая школа, 2000 и более новый.
2. Хмельницкий А.И. Физическая и коллоидная химия. М.: ООО «Издательский дом Альянс», 2009 – 400с.

3. 2. Сумм. Б. Д. Основы коллоидной химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений. М.: Издательский центр «Академия», 2009.- 240 с.
4. Беляева. - 3-е изд., перераб. и доп. - Москва : ГЭОТАР-Медиа, 2021. - 816 с.

Дополнительная

1. Учебное пособие "Курс коллоидной химии" для студентов фармацевтического факультета. Часть 2. РНИМУ. 2019.
2. Байрамов В.М. Основы химической кинетики и катализа. М.: Академия. 2003.
3. Зимон М.В. Физическая химия. М.: Высшая школа, 2006 – 278 с.
4. Зимон М.В. Коллоидная химия. М.: Высшая школа, 2006 – 278 с.

4. Фонды оценочных средств (указываются материалы, необходимые для проверки уровня знаний в соответствии с содержанием учебной программы дисциплины).

4.1. Планы семинарских занятий

Не предусмотрено

4.2. Планы лабораторных работ и практикумов

1. Расчет теплового эффекта реакции через стандартные энтальпии образования и сгорания веществ
2. Определение скорости гидролиза этилацетата
3. Определение скорости реакции между тиосульфатом натрия и серой кислотой
4. Определение рН растворов
5. Приготовление буферных растворов
6. Получение гидрозоля $\text{Fe}(\text{OH})_3$
7. Влияние электролитов на устойчивость коллоидных растворов

4.3. Материалы по практической части курса

Лабораторный практикум по курсу «Физическая химия» для студентов

медикобиологических факультетов медицинских ВУЗов. РНИМУ. 2019

1. Е.И.Сметанина, В.А.Колпаков Лабораторный практикум по физической химии, 2012
2. Т.А. Афанасьева, В.Д. Тхай. Лабораторный практикум по физической химии (для студентов фармацевтического факультета УГМУ). - Екатеринбург: УГМУ, 2018, 30 с

4.4. Вопросы и задания для самостоятельной работы студентов

См. Перечень экзаменационных вопросов

4.5. Тематика рефератов, эссе и других форм самостоятельных работ

Не предусмотрено

4.6. Образцы вариантов контрольных работ, тестов и/или других форм текущих и промежуточных контролей

1. Химическое равновесие в системе $\text{FeO(т)} + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe(т)} + \text{H}_2\text{O(г)} - Q$

не смещается в случае:

- 1) повышения давления;
- 2) повышения температуры;
- 3) понижения температуры;
- 4) добавления водорода.

2. Равновесие химической реакции $4\text{HCl(г)} + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O(г)} + Q$ смещается в сторону продуктов в случае:

- 1) повышения температуры;
- 2) повышения давления;
- 3) применения катализатора;
- 4) понижения давления.

3. Равновесие химической реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$ будет смещаться в сторону продукта реакции в случае:

- 1) применения катализатора;
- 2) увеличения давления;
- 3) уменьшения давления;
- 4) повышения температуры.

4. Химическое равновесие в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q$ смещается в сторону продукта реакции в случае:

- 1) понижения температуры;
- 2) повышения температуры;
- 3) понижения давления;
- 4) использования катализатора.

5. Химическое равновесие в системе $\text{H}_2\text{O(ж)} + \text{SO}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3(\text{р-р}) + Q$ сместится в сторону исходных веществ в случае:

- 1) понижения температуры;
- 2) повышения температуры;
- 3) повышения давления;
- 4) перемешивания.

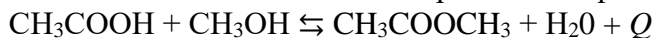
6. Химическое равновесие $C_3H_7Br(ж) + HOH(ж) \rightleftharpoons C_3H_7OH(р-р) + HBr(р-р)$ сместится в сторону образования спирта, если:

- 1) добавить серную кислоту;
- 2) увеличить давление;
- 3) добавить гидроксид натрия;
- 4) понизить давление.

7. Реакция дегидрирования углеводородов обратимая и эндотермическая. Для максимального смещения равновесия реакции в сторону продуктов реакции необходимо:

- 1) повысить давление и температуру;
- 2) понизить давление и температуру;
- 3) повысить давление и понизить температуру;
- 4) понизить давление и повысить температуру.

8. Чтобы сместить химическое равновесие реакции



в сторону образования продуктов, необходимо:

- 1) повысить температуру;
- 2) отгонять сложный эфир;
- 3) добавить воду;
- 4) применить катализатор.

9. Химическое равновесие в системе $2CO(г) \rightleftharpoons CO_2(г) + C(кр.) + 173 \text{ кДж}$ можно сместить в сторону продуктов реакции:

- 1) при повышении температуры;
- 2) при понижении температуры;
- 3) при понижении давления;
- 4) при использовании катализатора.

10. Уравнение реакции, для которой повышение давления вызовет смещение равновесия в сторону исходных веществ, — это:

- 1) $CH_4(г) + H_2O(г) \rightleftharpoons 3H_2(г) + CO(г)$;
- 2) $C_2H_5Cl(р-р) + H_2O(ж) \rightleftharpoons C_2H_5OH(ж) + HCl(р-р)$;
- 3) $CO(г) + 2H_2(г) \rightleftharpoons CH_3OH(г)$;
 $C_2H_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2CH_4$.

4.7. Перечень экзаменационных вопросов

1. Термодинамические переменные. Температура. Интенсивные и экстенсивные величины. Обратимые и необратимые процессы.
2. Теплота и работы различного рода. Работа расширения для различных процессов. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Закон Гесса и его следствия.
3. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций. Теплота сгорания.

4. Теплоты образования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах.
5. Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Энтропия. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Обоснование второго начала термодинамики. Теорема Карно - Клаузиуса. Различные шкалы температур. Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах. Абсолютная энтропия.
6. Химический потенциал. Стандартный химический потенциал. Способы вычисления изменений химического потенциала. Условие термодинамического равновесия. Константа равновесия.
7. Влияние температуры и давления на величину константы равновесия.
8. Растворы различных классов. Различные способы выражения состава раствора. Смеси идеальных газов. Термодинамические свойства газовых смесей. Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и закон Генри. Идеальные и неидеальные растворы.
9. Вывод условия химического равновесия. Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Химическое сродство. Закон действия масс.
10. Стандартная энергия Гиббса химической реакции. Константа равновесия. Различные виды констант равновесия и связь между ними. Химические равновесия в растворах. Константы равновесия при различном выборе стандартных состояний для участников реакции.
11. Зависимость констант равновесия от температуры и давления.
12. Сущность химической кинетики. Кинетическая классификация реакций, молекулярность, порядок реакции по компоненту, общий порядок реакции.
13. Основные понятия и определения кинетики: элементарная стадия, скорость элементарной стадии, истинная и средняя скорость. В каких интервалах изменяется скорость химических реакций.
14. Понятие о сложных реакциях: параллельные, последовательные и обратимые реакции. 4. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости реакции, ее физический смысл и размерность.

15. Вывод кинетического уравнения необратимой элементарной реакции I-го порядка, размерность константы скорости, период полураспада.
16. Кинетические уравнения необратимых реакций 2-го порядка, их вывод, размерность константы скорости.
17. Методы определения порядка реакций (метод проб и ошибок - аналитическая и графическая формы; метод Раковского)
18. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса, его анализ, физический смысл констант, входящих в это уравнение. Энергия активации.
19. Катализ, катализатор, ингибитор. Гомогенный, гетерогенный и ферментативный катализ. Механизм действия катализаторов.
20. Сущность электрохимии, ее значимость в современной промышленности.
21. Дайте определение электролитам. Приведите примеры. Основные положения теории электролитов Аррениуса, степень диссоциации, константа диссоциации, недостатки теории.
22. Электролиты, степень диссоциации, активность и коэффициент активности, произведение активностей ионов и растворимость, термодинамическая константа диссоциации.
23. Электролиты и неэлектролиты: определение, пример. Механизм образования растворов электролитов. Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов. Ионная атмосфера.
24. Электропроводность, удельная, эквивалентная, эквивалентная при бесконечном разбавлении. Экспериментальное определение электропроводности, мостовая схема Уитстона.
25. Электропроводность растворов электролитов. Скорость движения ионов и факторы, влияющие на нее. Удельная и эквивалентная электропроводность. Закон Кольрауша.
26. Аномальная подвижность протона и гидроксильных ионов. Понятие о pH растворов, формула для расчета, классификация растворов в зависимости от значения pH.
27. Электродвижущие силы и электродный потенциал. Возникновение скачка потенциала на границе раздела фаз, двойной электрический слой.
28. Понятие о pH растворов. Водородный и хингидронный электроды, использование их для измерения pH, расчетные формулы.
29. Гальванический элемент, его электродвижущая сила. Водородный электрод, стандартный электродный потенциал, водородная шкала потенциалов. Формула Нернста.

30. Дайте определение: гальванический элемент, потенциал, э. д. с. Компенсационный метод измерения э. д. с., элемент Вестона. Водородная шкала потенциалов.
31. Классификация электродов. Водородный электрод, его схема. Недостатки водородного электрода. Электроды сравнения.
32. Кондуктометрическое титрование, примеры титрования сильных и слабых кислот. Расчет константы диссоциации слабого электролита по величине электропроводности.
33. Буферные смеси, буферная емкость. Расчет рН для различных буферных систем. 24. Коллоидная химия. Какие системы изучаются в этом разделе, дайте определение, приведите примеры?
34. Коллоидная система, дисперсность, классификация коллоидных систем по размеру частиц, по агрегатному состоянию, по межфазному взаимодействию.
35. Что такое коллоидные системы? Особые свойства коллоидных систем. Области применения коллоидных систем. Сущность флотационного метода.
36. Что такое коллоидная частица? Строение коллоидной частицы. Правило Фаянса-Панета.
37. Способы получения коллоидных систем. Методы очистки коллоидных систем.
38. Устойчивость коллоидных систем, ее виды. Коагуляция. Правило Шульце-Гарди. Механизм действия стабилизаторов

4.8. Образцы экзаменационных билетов

ГОУ ВПО РОССИЙСКО-АРМЯНСКИЙ (СЛАВЯНСКИЙ) УНИВЕРСИТЕТ

Институт Биомедицины и фармации

_____ учебный год

Кафедра общей и фармацевтической химии

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 4

Предмет: Физическая и коллоидная химия

-
1. Устойчивость коллоидных растворов.
2. Диализ и электродиализ. Схема диализатора.
3. Представить строение мицеллы, образующейся при реакции
 $\text{AgNO}_3 + \text{KBr} \rightarrow \text{AgBr}\downarrow + \text{KNO}_3$ в условиях избытка KBr.

Заведующий кафедрой _____ А.М. Григорян

4.9. Образцы экзаменационных практических заданий

Не предусмотрено

4.10. Банк тестовых заданий для самоконтроля

4.11. Методики решения и ответы к образцам тестовых заданий

1. (10 баллов) Для увеличения скорости реакции $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightarrow 3\text{H}_2 + \text{CO}$ необходимо:

- 1) понизить давление;
- 2) понизить концентрацию метана;
- 3) понизить температуру;
- 4) использовать катализатор.

2. (10 баллов) Скорость протекания реакции при нагревании увеличится:

- 1) только для эндотермических реакций;
- 2) только для экзотермических реакций;
- 3) только для необратимых реакций;
- 4) практически для любых реакций.

3. (10 баллов) Скорость реакции, уравнение которой $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3 + Q$, увеличится:

- 1) при нагревании;
- 2) при охлаждении;
- 3) при уменьшении давления;
- 4) при удалении SO_3 .

4. (10 баллов) При увеличении концентрации оксида азота (II) в 4 раза скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ увеличится:

- 1) в 4 раза;
- 2) в 8 раз;
- 3) в 16 раз;
- 4) в 32 раза.

5. (20 баллов) Как изменится скорость реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$, если одновременно концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 9 раз?

Ответ: не изменится

6. (20 баллов) Как изменится скорость реакции $2\text{A}_{(\text{г})} + 3\text{B}_{(\text{г})} = \text{C}_{(\text{г})} + \text{D}_{(\text{г})}$, если давление реакционной системы увеличить в 3 раза?

Ответ: увеличится в 243 раза

7. (20 баллов) Как изменится скорость реакции $3\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$, если одновременно концентрацию вещества А уменьшить в 2 раза, а температуру реакционной системы увеличить с 20°C до 60°C . Температурный коэффициент реакции равен 4.

Ответ: увеличится в 32 раза

5. Методический блок

5.1. Методика преподавания

5.1.1. Методические рекомендации для студентов по подготовке к семинарским, практическим или лабораторным занятиям, по организации самостоятельной работы студентов при изучении конкретной дисциплины.

Обучение складывается из контактной работы, включающей лекционный курс и лабораторные занятия, и самостоятельной работы. Основное учебное время выделяется на практическую работу.

При изучении дисциплины «Общая и неорганическая химия» необходимо использовать литературные и электронные ресурсы, освоить практические умения осуществлять химический эксперимент.

В ходе лекционных занятий необходимо вести конспектирование учебного материала. Обращать внимание на категории, формулировки, раскрывающие содержание тех или иных химических явлений и процессов, научные выводы и практические рекомендации. Желательно оставить в рабочих конспектах поля, на которых делать пометки из рекомендованной литературы, дополняющие материал прослушанной лекции, а также подчеркивающие особую важность тех или иных теоретических положений. Задавать преподавателю уточняющие вопросы с целью понимания теоретических положений, разрешения спорных ситуаций. В ходе подготовки к практикуму или домашнего задания изучить основную литературу, ознакомиться с дополнительной литературой, новыми публикациями в периодических изданиях: журналах, газетах и т.д. При этом учесть рекомендации преподавателя и требования учебной программы по дисциплине. Дорабатывать свой конспект лекции, делая в нем соответствующие записи из литературы, рекомендованной преподавателем и предусмотренной учебной программой.

Рекомендации по работе во время лабораторных занятий и по подготовке к ним: В процессе проведения лабораторных работ, студенты овладевают техникой проведения опытов, глубже и полнее вникают в суть химических процессов, знакомятся со свойствами важнейших веществ и их способом получения. Весь процесс выполнения лабораторных работ включает в себя теоретическую подготовку (ознакомление и конспектирование работы в рабочем журнале, тщательно продумать теоретические вопросы, прочитать и усвоить лекционные записи, порешать задания для самостоятельной работы, используя при

необходимости справочники и задачки), сборку приборов, проведение опыта и измерений, наблюдений, написание уравнений химических реакций, числовую обработку результатов лабораторного эксперимента и сдачу (защиту) выполненной работы. В ходе работы необходимо строго соблюдать правила по технике безопасности; внимательно наблюдать за всеми изменениями; все измерения производить с максимальной точностью; для вычислений использовать микрокалькулятор. Все наблюдения необходимо тщательно записывать.

Своевременное и качественное выполнение **самостоятельной работы** базируется на соблюдении настоящих рекомендаций и изучении рекомендованной литературы. Студент может дополнить список использованной литературы современными источниками, не представленными в списке рекомендованной литературы, и в дальнейшем использовать собственные подготовленные учебные материалы при написании курсовых и дипломных работ. В учебном процессе вуза выделяют два вида самостоятельной работы: аудиторная, т.е. самостоятельная работа по дисциплине выполняется на учебных занятиях под непосредственным руководством преподавателя и по его заданию; внеаудиторная, т.е. самостоятельная работа выполняется студентом по заданию преподавателя, но без его непосредственного участия. Основными видами самостоятельной работы студентов с участием преподавателей являются: - конспектирование лекций; - выполнение и разбор заданий (в часы лабораторных/практических занятий); - выполнение и защита лабораторных работ (во время проведения лабораторных/практических работ); - выполнение курсовых работ в рамках дисциплин (руководство, консультирование и защита курсовых работ (в часы, предусмотренные учебным планом); - обобщение опыта в процессе прохождения и оформления результатов практик; - индивидуальные и групповые консультации.

Подготовка к зачетно-экзаменационной сессии является также самостоятельной работой студента. Основное в подготовке к сессии - повторение всего учебного материала дисциплины, по которому необходимо сдавать зачет. Кто хорошо усвоил учебный материал в течение семестра, тот успешно сдаст сессию. Не следует перебивать студента, ставить дополнительные или уточняющие вопросы, пока он не закончит своего изложения. Во время сдачи зачета с оценкой студент не имеет права пользоваться учебником, учебным пособием, конспектом, каким-либо источником. Однако в необходимых случаях преподаватель может предложить дополнительный вопрос. Дополнительные вопросы должны быть поставлены четко и ясно. При выставлении оценок экзаменатор принимает во внимание не столько знание материала, часто являющееся результатом механического запоминания прочитанного,

сколько умение ориентироваться в нем, логически рассуждать, а равно применять полученные знания к практическим вопросам. Важно также учесть форму изложения. Если студент плохо работал в семестре, пропускал лекции, слушал их невнимательно, не конспектировал, не изучал рекомендованную литературу, то в процессе подготовки к сессии ему придется не повторять уже знакомое, а заново в короткий срок изучать весь учебный материал.