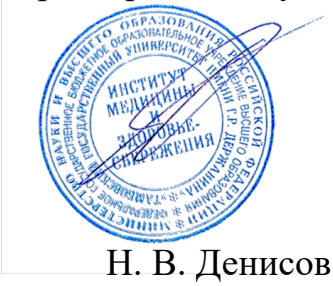
Приложение 5

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Тамбовский государственный университет имени Г.Р. Державина»
Институт медицины и здоровьесбережения
Кафедра биохимии и фармакологии

УТВЕРЖДАЮ:
И.о. директора института



Н. В. Денисов
«17» июня 2026 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по дисциплине Б1.О.7 Химия

Направление подготовки/специальность: 31.05.01 - Лечебное дело

Профиль/направленность/специализация: Лечебное дело

Уровень высшего образования: специалитет

Квалификация: Врач-лечебник

год набора: 2023

Тамбов, 2026

Автор программы:
Кандидат химических наук, доцент Гладышева Ирина Владимировна

Рабочая программа составлена в соответствии с ФГОС ВО по направлению подготовки 31.05.01 - Лечебное дело (уровень специалитета) (приказ Министерства науки и высшего образования РФ от «12» августа 2020 г. № 988).

Рабочая программа принята на заседании Кафедры биохимии и фармакологии «16» июня 2026 г. Протокол № 11

Рассмотрена и одобрена на заседании Ученого совета Института медицины и здоровьесбережения, Протокол от «17» июня 2026 г. № 10.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Цели и задачи дисциплины…… 4

2. Место дисциплины в структуре ОП специалитета……. 5

3. Объем и содержание дисциплины…… 5

4. Контроль знаний обучающихся и типовые оценочные средства…… 17

5. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)…….. 24

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины…… 26

7. Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы……. 26

1. Цели и задачи дисциплины

1.1 Цель дисциплины – формирование компетенций:

УК-8 Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития общества, в том числе при угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов

1.2 Типы задач профессиональной деятельности, к которым готовятся обучающиеся в рамках освоения дисциплины:

- медицинский
- организационно-управленческий

1.3 Дисциплина ориентирована на подготовку обучающихся к профессиональной деятельности в сферах: 02 Здравоохранение (в сфере оказания первичной медико-санитарной помощи населению в медицинских организациях: поликлиниках, амбулаториях, стационарно-поликлинических учреждениях муниципальной системы здравоохранения и лечебно-профилактических учреждениях, оказывающих первичную медико-санитарную помощь населению);, 07 Административно-управленческая и офисная деятельность (в сфере деятельности организаций здравоохранения)

1.4 В результате освоения дисциплины у обучающихся должны быть сформированы:

Обобщенные трудовые функции / трудовые функции / трудовые или профессиональные действия (при наличии профстандарта)	Код и наименование компетенции ФГОС ВО, необходимой для формирования трудового или профессионального действия	Индикаторы достижения компетенций
	УК-8 Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития общества, в том числе при угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов	Применяет основные физико-химические понятия и теории на практике, анализирует результаты физико-химических методов исследования строения, свойств и реакционной способности соединений для решения профессиональных задач

1.5 Согласование междисциплинарных связей дисциплин, обеспечивающих освоение компетенций:

УК-8 Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития общества, в том числе при угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов

№ п/п	Наименование дисциплин, определяющих междисциплинарные связи	Форма обучения
		Очная (семестр)

		2	4
1	Безопасность жизнедеятельности		+
2	Медицинская физика	+	

2. Место дисциплины в структуре ОП специалитета:

Дисциплина «Химия» относится к обязательной части учебного плана ОП по направлению подготовки 31.05.01 - Лечебное дело.

Дисциплина «Химия» изучается в 1 семестре.

3.Объем и содержание дисциплины

3.1.Объем дисциплины: 5 з.е.

Очная: 5 з.е.

Вид учебной работы	Очная (всего часов)
Общая трудоёмкость дисциплины	**180**
Контактная работа	64
Лекции (Лекции)	16
Лабораторные (Лаб. раб.)	32
Практические (Практ. раб.)	16
Самостоятельная работа (СР)	80
Экзамен	36

3.2.Содержание курса:

№ темы	Название раздела/темы	Вид учебной работы, час.				Формы текущего контроля
		Лекции	Лаб. раб.	Практ. раб.	СР	
		О	О	О	О	
1 семестр						
1	Элементы химической термодинамики и химической кинетики. Основные типы химических равновесий и процессов в функционировании живых систем	2	10	4	20	Решение ситуационных задач; Защита лабораторных работ; Контрольная работа

2	Свойства растворов низкомолекулярных веществ. Протолитические равновесия и процессы	8	12	6	30	Решение ситуационных задач; Защита лабораторных работ; Контрольная работа; Контрольная работа
3	Физико-химия поверхностных явлений и дисперсных систем в функционировании живых систем	4	6	4	20	Решение ситуационных задач; Защита лабораторных работ; Контрольная работа
4	Химия элементов. Свойства растворов ВМС	2	4	2	10	Защита лабораторных работ

Тема 1. Элементы химической термодинамики и химической кинетики. Основные типы химических равновесий и процессов в функционировании живых систем

(УК-8)

Лекция.

Лекция. Основные понятия химической термодинамики и биоэнергетики. Первое и второе начала термодинамики. Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие. Предмет и методы химической термодинамики. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме. Химическая термодинамика как теоретическая основа биоэнергетики. Основные понятия термодинамики. Интенсивные и экстенсивные параметры. Функция состояния. Внутренняя энергия. Работа и теплота - две формы передачи энергии. Типы термодинамических систем (изолированные, закрытые, открытые). Типы термодинамических процессов (изотермические, изобарные, изохорные). Стандартное состояние. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования вещества, стандартная энтальпия сгорания вещества. Стандартная энтальпия реакции. Закон Гесса. Применение первого начала термодинамики к биосистемам. Второе начало термодинамики. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Энтропия. Энергия Гиббса. Термодинамические условия равновесия. Стандартная энергия Гиббса образования вещества, стандартная энергия Гиббса биологического окисления вещества. Стандартная энергия Гиббса реакции. Примеры экзергонических и эндергонических процессов, протекающих в организме. Предмет и основные понятия химической кинетики. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Скорость реакции, средняя скорость реакции в интервале, истинная скорость. Классификации реакций, применяющиеся в кинетике: реакции, гомогенные, гетерогенные и микрогетерогенные; реакции простые и сложные (параллельные, последовательные, сопряженные, цепные). Молекулярность элементарного акта реакции. Кинетические уравнения. Порядок реакции. Период полупревращения. Зависимость скорости реакции от концентрации. Кинетические уравнения реакций первого, второго и кулевого порядков. Экспериментальные методы определения скорости и константы скорости реакций. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов. Энергетический профиль реакции; энергия активации; уравнение Аррениуса. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитической реакции. Особенности каталитической активности ферментов. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые по направлению реакции. Термодинамические условия равновесия в изолированных и закрытых системах. Константа химического равновесия. Общая константа последовательно и параллельно протекающих процессов. Уравнения изотермы и изобары химической реакции.

Практическое занятие.

Практическое занятие 1

Основные закономерности протекания химических реакций (термодинамика, кинетика)

Разобрать теоретический материал:

1. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах; роль энтальпийного и энтропийного факторов.

2. Как определяется изменение энтропии системы в результате протекания определённого процесса в стандартных условиях?

Ситуационные задачи:

1. Скорость реакции A+2B=AB2 при концентрации A 0,2 моль/л и B 0,4 моль/л равна 0,08 моль/(л·мин). Определите константу скорости взаимодействия A и B и укажите её размерность.

2. При 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,5, рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если проводить её при 80°C.

3. Период полураспада инсектицида составляет 6 месяцев. Некоторое количество его попало в водоём, где установилась концентрация 0,000001 моль/л. За какое время концентрация инсектицида понизится до уровня 0,00000025 моль/л?

4. Рассчитайте изменение энтропии, энтальпии и энергии Гиббса при с.у. для реакции окисления глюкозы до этанола, протекающей в организме:

C6H12O6 (к) = 2 C2H5OH(ж) + 2 CO2(г).

Практическое занятие 2

Основные типы равновесий и процессов жизнедеятельности

Разобрать теоретический материал:

1. Прогнозирование смещения химического равновесия.

Ситуационные задачи:

1. Вычислите при стандартных условиях константу равновесия реакции образования метилового спирта: CO(г) + 2 H2(г) ↔ CH3OH(ж). Сделайте заключение о практической обратимости реакции при стандартных условиях.

2. Равновесие в системе N2(г) + 3 H2(г) « 2 NH3(г) установилось при следующих значениях равновесных концентраций: азот – 0,3 моль/л, водород – 0,8 моль/ и аммиак – 0,5 моль/л. Определить Кр и исходные концентрации азота и водорода.

3. Для приведённых ниже уравнений напишите формулы для определения константы равновесия. В каком направлении сместятся равновесия при увеличении давления. Ответ обосновать.

1) 2NH3(г) ↔ 3H2(г) + N2(г); 2) ZnCO3(к) ↔ ZnO(к) + CO2(г);

3) 2HBr(г) ↔ H2(г) + Br2(ж); 4) CO2(г) + C(графит) ↔ 2CO(г).

Лабораторные работы.

Лабораторное занятие 1

Ознакомительная лабораторная работа. Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории. Правила работы в химической лаборатории. Правила противопожарной безопасности. Меры оказания первой помощи при несчастных случаях.

Перед началом работы необходимо внимательно изучить содержание опыта и усвоить технику его исполнения, а не читать ход работы во время выполнения эксперимента.

На лабораторных занятиях по химии все опыты проводятся с малым количеством реактивов, что снижает риск возникновения несчастных случаев, но полностью не исключает. Поэтому необходимо соблюдать правила техники безопасности, а также знать меры оказания первой помощи при несчастных случаях.

Лабораторная работа № 1. Навыки работы с химической посудой

Цель работы: изучить классификацию химической посуды в зависимости от назначения. Правила работы со спиртовкой, пипеткой, бюреткой.

Контрольные вопросы и задания: предложенный набор химической посуды (рис. 1-3) зарисовать и определить назначение в лабораторной практике.

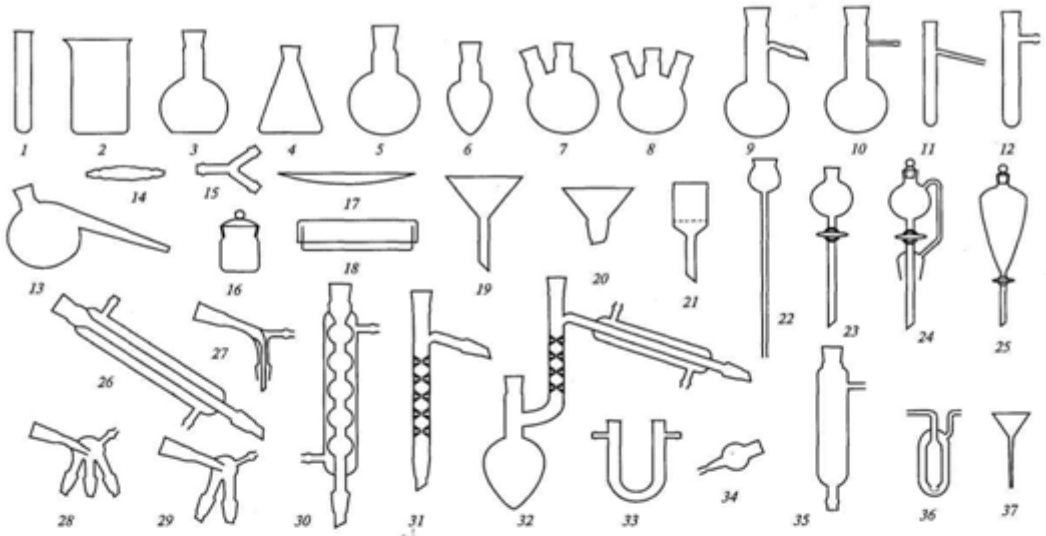


Рис. 1. Стеклянная химическая посуда

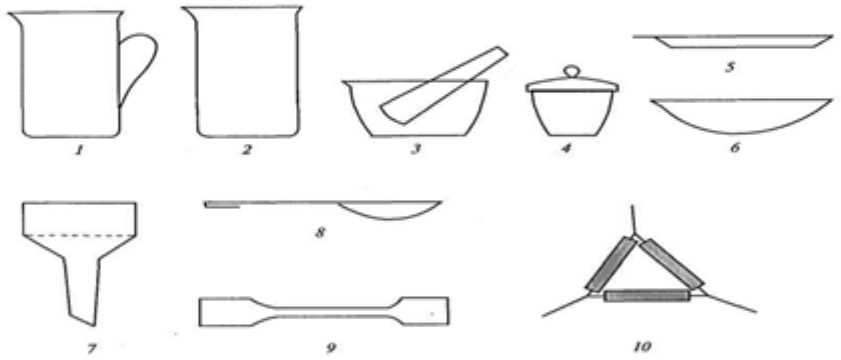


Рис. 2. Фарфоровая химическая посуда

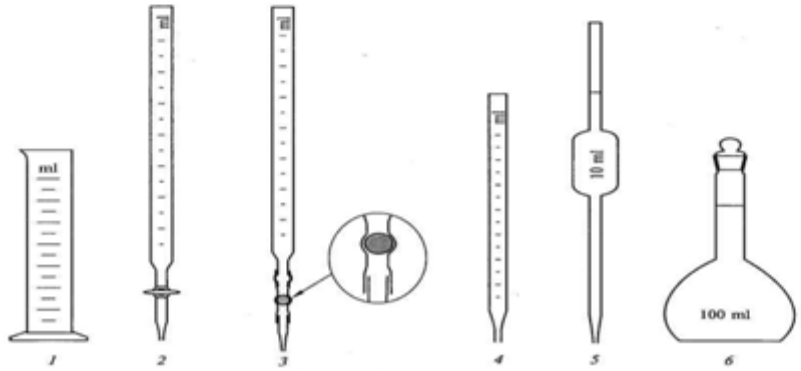


Рис. 3. Мерная химическая посуда

Лабораторное занятие 2

Лабораторная работа №2. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации одноосновной кислоты раствором щелочи

Цель работы: научиться экспериментально определять тепловые эффекты химических реакций. Рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации одноосновной кислоты и определить процент ошибки.

Контрольные вопросы:

1. Что называется термодинамической системой? Какие параметры характеризуют состояние системы?

2. Как определяется изменение энтропии системы в результате протекания определённого процесса в стандартных условиях?

3. Что называется тепловым эффектом реакции? При каких условиях он называется изменением энтальпии реакции?

4. Напишите уравнения химической реакции (в полном и сокращенном ионном виде), тепловой эффект которой определяется в эксперименте. Каков знак энтальпии и теплового эффекта этой реакции?

Лабораторное занятие 3

Лабораторная работа № 3. Скорость химической реакции

Цель работы: изучить влияние концентрации реагирующих веществ, температуры и присутствия катализаторов на скорость химической реакции.

Контрольные вопросы:

1. Что называют скоростью химической реакции? Какова ее размерность? Как и почему скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ и температуры?

2. Что такое энергия активации?

3. Что такое катализатор, ингибитор?

4. От каких факторов зависит скорость химической реакции? Приведите формулировки закона действия масс и правила Вант-Гоффа.

Лабораторное занятие 4

Лабораторная работа № 4. Химическое равновесие

Цель работы: Изучить факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ. Смещение химического равновесия при изменении температуры.

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение понятию «химическое равновесие».

2. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

3. Как влияет температура на смещение химического равновесия? Объясните это смещение на конкретных примерах/

Лабораторное занятие 5

Контрольный срез по темам: Основные закономерности протекания химических реакций (термодинамика, кинетика), химическое равновесие.

Решение ситуационных задач.

Задания для самостоятельной работы.

1. Изучить материалы лекции, учебной литературы и других источников по данной теме.

2. Ответить на вопросы:

1. Что такое константа равновесия химической реакции?

2. Каковы особенности выражения константы равновесия для гетерогенных химических процессов?

3. Как константа равновесия связана с изменением изобарно-изотермического потенциала реакции?

4. Термодинамические параметры, характеризующие состояние системы.

3. Решить задачи:

1. Константа скорости распада пенициллина при 36 оС равна 6·10-6 с-1, а при 41 оС она составляет 1,2·10-5 с-1. Вычислите температурный коэффициент реакции.

2. Рассчитайте изменение энтропии, энтальпии и энергии Гиббса реакции образования глицилглицина 2 $CH_2(NH_2)COOH$(ж) → $CH_2(NH_2)CONHCH_2COOH$(ж) + H_2O(ж) при 298К.

3. Для реакции 2 NO_2(г) ↔ N_2O_4(г) вычислите $\Delta G°$р-ции и температуру, при которой оба направления процесса равновероятны.

4. Подготовиться к письменной контрольной работе с элементами тестирования/контрольный срез.

Тема 2. Свойства растворов низкомолекулярных веществ. Протолитические равновесия и процессы (УК-8)

Лекция.

Лекция 1. Свойства растворов низкомолекулярных веществ Роль воды и растворов в жизнедеятельности. Физико-химические свойства воды, обусловливающие ее уникальную роль как единственного биорастворителя. Автопротолиз воды. Константа автопротолиза воды. Зависимость растворимости веществ в воде от соотношения гидрофильных и гидрофобных свойств; влияние внешних условий, на растворимость. Термодинамика растворения. Понятие об идеальном растворе. Способы выражения концентраций растворов. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Закон Рауля и следствия из него: понижение температуры замерзания раствора, повышение температуры кипения раствора, осмос. Осмотическое давление: закон Вант-Гоффа. Термодинамика растворов. Гидролиз солей. Электропроводность растворов электролитов и тканей организма. Коллигативные свойства растворов электролитов и неэлектролитов. Элементы теории растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Осмоляльность и осмолярность биологических жидкостей и перфузионных растворов. Роль осмоса в биологических системах. Лекция 2. Протолитические равновесия и процессы. Буферные системы. Гетерогенные равновесия в растворах электролитов Протолитические реакции. Ионизация слабых кислот и оснований. Константа кислотности и основности. Связь между константой кислотности и константой основности в сопряженной протолитической паре. Конкуренция за протон: изолированное и совмещенное протолитические равновесия. Общая константа совмещенного протолитического равновесия. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Амфолиты. Изоэлектрическая точка. Буферное действие - основной механизм протолитического гомеостаза организма. Механизм действия буферных систем. Зона буферного действия и буферная емкость. Расчет pH протолитических систем. Гетерогенные реакции в растворах электролитов. Константа растворимости. Конкуренция за катион или анион: изолированное и совмещенное гетерогенные равновесия в растворах электролитов. Общая константа совмещенного гетерогенного равновесия. Условия образования и растворения осадков. Реакции, лежащие в основе образования неорганического вещества костной ткани гидроксидфосфата кальция. Механизм функционирования кальций-фосфатного буфера. Лекция 3. Окислительно-восстановительные реакции Электронная теория окисления-восстановления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Влияние среды раствора на протекание ОВР. Потенциалы окислительно-восстановительных электродов. Механизм возникновения электродного и редокс-потенциалов. Уравнения Нернста-Петерса. Сравнительная сила окислителей и восстановителей. Прогнозирование направления редокс-процессов по величинам редокс-потенциалов. Константа окислительно-восстановительного процесса. Лекция 4. Комплексные соединения. Использование комплексов металлов в медицине Основные положение координационной теории Вернера. Классификация, изомерия, номенклатура комплексных соединений. Диссоциация комплексных ионов. Константа нестойкости (устойчивости). Комплексообразование в организме. Реакции замещения лигандов. Конкуренция за лиганд или за комплексообразователь: изолированное и совмещенное равновесия замещения лигандов. Общая константа совмещенного равновесия замещения лигандов. Представления о строении металлоферментов и других биокомплексных соединений (гемоглобин, цитохромы, кобаламины). Физико-химические принципы транспорта кислорода гемоглобином. Металло-лигандный гомеостаз и причины его нарушения. Термодинамические принципы хелатотерапии. Механизм цитотоксического действия соединений платины.

Практическое занятие.

Практическое занятие 1

Способы выражения концентрации растворов

Разобрать теоретический материал:

1. Сформулируйте основные положения современной физико-химической теории растворов?

2. Назовите основные способы выражения концентрации растворов. Как связаны между собой эти величины?

Ситуационные задачи:

1. В медицинской практике используют гормональный препарат адреналин в виде растворов. В ампуле содержится 1 мл 0,1%-ного раствора (ρ = 1 г/мл). Вычислите молярную концентрацию этого раствора и массу адреналина в 0,5 мл раствора, введенного в организм (Мадр = 219,7 г/моль).

2. При определении кислотности желудочного сока на титрование 15 мл сока было израсходовано 6,5 мл раствора с молярной концентрацией гидроксида натрия 0,02 моль/л. Какова масса соляной кислоты в 100 мл желудочного сока?

3. При недостаточной кислотности желудочного сока применяют внутрь (часто вместе с пепсином) разбавленную соляную кислоту с массовой долей 8%. Определите мольные доли HCl и воды в этом растворе.

Практическое занятие 2

Свойства растворов низкомолекулярных веществ. Буферные системы

Разобрать теоретический материал:

1. Какую роль играет осмос в живых системах? Приведите примеры.

2. Как изменится температура замерзания раствора сахарозы, если в него добавить: а) воду, б) мочевину? Дайте краткие пояснения.

3. Общие представления о механизме действия редокс-буферных систем.

4. Расчет pH буферных систем.

5. Природные буферные системы. Механизм действия аммиачной буферной смеси.

Ситуационные задачи:

1. К 50 мл 0,3 М соляной кислоты добавили 120 мл 0,125 М раствора аммиака. Вычислите количество аммиака, которое необходимо добавить к полученному раствору, чтобы получить pH = 9.

2. При исследовании осмотической стойкости эритроцитов в клинических лабораториях применяют фосфатный буфер, который готовят из безводного гидрофосфата натрия массой 23,71 г, дигидрофосфата натрия массой 4,86 г и хлорида натрия массой 180 г. Объем раствора доводят до 2 л. Вычислите pH такого буферного раствора.

Практическое занятие 3

Протолитические равновесия и процессы. Комплексные соединения

Разобрать теоретический материал:

1. Строение гема.

2. Характер связи в комплексных соединениях.

3. Примеры КС, являющихся неэлектролитами; солями, в состав которых входит комплексный анион, комплексный катион.

4. Токсичность тяжелых металлов.

Ситуационные задачи:

1. Имеется водный раствор этилендиаминтетраацетата железа (II). Какие ионы могут заменить в стандартном состоянии центральный ион в этом КС? Ответ объясните.

2. Назовите комплексное соединение, укажите комплексообразователь, заряд комплексообразователя, координационное число и дентатность лиганд, внешнюю и внутреннюю сферу, укажите заряд комплексного иона, написать выражение для расчета константы нестойкости и константы стойкости

а) [Al(H2O)6]2(SO4)3,

б) Ba[Cr(NH3)2(SCN)4]2

Лабораторные работы.

Лабораторное занятие 1

Лабораторная работа № 5. Приготовление раствора заданной концентрации

Цель работы: научиться готовить растворы заданной концентрации.

Приготовление раствора уксусной кислоты заданной концентрации.

Контрольные вопросы:

1. Значение титриметрического анализа в медико-биологических исследованиях?

4. Каким образом можно точно измерить объем раствора?

5. Что такое точка эквивалентности?

6. Что такое титрант и титруемое вещество?

7. Какие вещества называются индикаторами?

8. Что такое раствор? Какими способами можно выразить содержание растворенного вещества в растворе?

Лабораторное занятие 2

Определение концентрации веществ в биологических жидкостях. Решение ситуационных задач.

Лабораторное занятие 3

Лабораторная работа № 6. Свойства буферных растворов

Цель работы: научиться готовить буферные растворы; исследовать зависимость показателя pH буферного раствора от концентраций компонентов буферной системы.

Приготовление буферных растворов с различным значением pH.

Изучение влияния небольших количеств сильных кислот и оснований на показатель pH буферного раствора.

Контрольные вопросы:

1. Перечислите типы буферных растворов (название, состав).

2. Перечислите факторы, влияющие на pH буферного раствора.

3. Опишите сферы существования и области применения буферных систем (применительно для живых организмов и медицины).

4. Приведите пример буферных систем живого организма.

Лабораторное занятие 5

Контрольный срез по темам: Свойства растворов низкомолекулярных веществ, буферные системы. Решение ситуационных задач.

Лабораторное занятие 6

Лабораторная работа № 7. Комплексные соединения

Цель работы: овладение навыками синтеза комплексных соединений и исследование их свойств.

Синтез соли сульфата тетраамминмеди(II) и изучение ее свойств.

Получение комплексных соединений с комплексными анионами и катионами.

Исследование прочности комплексов.

Лабораторное занятие 7

Контрольный срез по темам: Протолитические равновесия и процессы. Комплексные соединения. ОВР.

Задания для самостоятельной работы.

1. Изучить материалы лекции, учебной литературы и других источников по данной теме.

2. Ответить на вопросы и решить задачи:

1. Значение титриметрического анализа в медико-биологических исследованиях?

2. При внутривенном струйном введении гидрохлорида преднизолона используется изотонический (0,9%-ный) раствор хлорида натрия. Сколько дистиллированной воды и хлорида натрия надо взять, чтобы получить 250 мл такого раствора (ρ = 1007 кг/м3).

3. Явление изоморфизма: замещение в гидроксидфосфате кальция гидроксид-ионов на ионы фтора, ионов кальция на ионы стронция.

4. Токсическое действие окислителей (нитраты, нитриты, оксиды азота). Обезвреживание кислорода, пероксида водорода и супероксид-иона. Применение редокс-реакций для детоксикации.

3. Рассчитайте ионную силу плазмозамещающего солевого раствора, приготовленного по следующей прописи: ацетат натрия – 0,2 г; хлорид натрия – 0,5 г; хлорид калия – 0,1 г; вода для инъекций до 100 мл.

4. Осмотическое давление крови в норме 740-780 кПа. Вычислите осмолярность крови.

5. Рассчитайте осмотическое давление при 310 К 5%-ного водного раствора глюкозы (плотность 1,02 г/мл) для внутривенного введения при кровопотере. Каким является этот раствор (гипо-, гипер- или изотоническим), по отношению к растворам, имеющим следующие значения осмотического давления: а)780 кПа (кровь, верхняя граница); б) 3091 кПа.

3. Подготовиться к письменной контрольной работе с элементами тестирования/контрольный срез.

Тема 3. Физико-химия поверхностных явлений и дисперсных систем в функционировании живых систем (УК-8)

Лекция.

Лекция 1. Физико-химия поверхностных явлений в функционировании живых систем Адсорбционные равновесия и процессы на подвижных границах раздела фаз. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. Адсорбция. Уравнение Гиббса. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Изменение поверхностной активности в гомологических рядах (правило Траубе). Изотерма адсорбции. Ориентация молекул в поверхностном слое и структура биомембран. Адсорбционные равновесия на неподвижных границах раздела фаз. Физическая адсорбция и хемосорбция. Адсорбция газов на твердых телах. Адсорбция из растворов. Уравнение Ленгмюра. Зависимость величины адсорбции от различных факторов. Правило выравнивания полярностей. Избирательная адсорбция. Значение адсорбционных процессов для жизнедеятельности. Лекция 2. Физико-химия дисперсных систем в функционировании живых систем Классификация дисперсных систем. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности; по агрегатному состоянию фаз; по силе межмолекулярного взаимодействия между дисперсной фазой и дисперсионной средой. Природа коллоидного состояния. Получение и свойства дисперсных систем. Получение суспензий, эмульсий, коллоидных растворов. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация. Физико-химические принципы функционирования искусственной почки. Молекулярно-кинетические свойства коллоидно-дисперсных систем: броуновское движение, диффузия, осмотическое давление, седиментационное равновесие. Оптические свойства: рассеивание света (Закон Рэлея). Строение двойного электрического слоя. Электрокинетический потенциал и его зависимость от различных факторов. Устойчивость дисперсных систем. Седиментационная, агрегативная и конденсационная устойчивость лиозолей. Факторы, влияющие на устойчивость лиозолей. Коагуляция. Порог коагуляции и его определение, правило Шульце-Гарди, явление привыкания. Взаимная коагуляция. Понятие о современных теориях коагуляции. Коллоидная защита и пептизация. Коллоидные ПАВ; биологически важные коллоидные ПАВ (мыла, детергенты, желчные кислоты). Мицеллообразование в растворах ПАВ. Определение критической концентрации мицеллообразования.

Практическое занятие.

Практическое занятие 1

Физико-химия поверхностных явлений

Разобрать теоретический материал:

1. Каковы физико-химические основы адсорбционной терапии?

2. Какие электрокинетические явления наблюдаются при механическом перемещении: а) частиц дисперсной фазы относительно дисперсионной среды; б) дисперсионной среды относительно частиц дисперсной фазы?

Ситуационные задачи:

1. Определить величину адсорбции пеларгоновой кислоты $C_8H_{17}COOH$ с ее содержанием в растворе 50 мг/л, если поверхностное натяжение исследуемого раствора равно 57,0 10-3Н/м, а поверхностное натяжение воды – 74,22 мН/м.

2. Концентрация кетоновых тел, накапливаемых в крови больных сахарным диабетом в течении суток, достигает 0,2 моль/л. Какое количество кетоновых тел адсорбируется из крови при гемосорбции, если предельная адсорбция составляет $3 \cdot 10^{-3}$моль/г, а = $6 \cdot 10^{-2}$моль/л.

3. Вычислите поверхностное натяжение анилина, если с помощью сталагмометра получены следующие данные: число капель анилина 42, число капель воды 18. Плотность анилина 1,4×103 кг/м3, поверхностное натяжение воды равно 72,75 мН/м.

Практическое занятие 2

Физико-химия дисперсных систем

Разобрать теоретический материал:

1. Строение коллоидной частицы.

2. Коагуляция. Порог коагуляции и его определение, правило Шульце-Гарди. Взаимная коагуляция. Значение коагуляции в медицине.

Ситуационные задачи:

1. Золь сульфата бария получен сливанием равных объемов растворов нитрата бария и серной кислоты. Одинаковы ли исходные концентрации электролитов, если при электрофорезе частица перемещается к аноду? Напишите формулу мицеллы золя $BaSO_4$.

2. Противоионами золя сульфида золота оказались ионы натрия. Напишите схему строения мицеллы этого золя, если он образован хлоридом золота и сульфидом натрия.

Лабораторные работы.

Лабораторное занятие 1

Лабораторная работа № 8. Адсорбция уксусной кислоты активированным углем

Цель работы: исследовать адсорбцию на границе раздела твердое тело - жидкость, научиться строить изотермы адсорбции.

Контрольные вопросы:

1. К какому типу относится адсорбция уксусной кислоты активированным углем?

2. Сформулируйте правило уравнивания полярностей Ребиндера.

3. Запишите уравнения Фрейндлиха и Ленгмюра. В каких координатах строят график для определения константы Фрейнлиха и параметра n в уравнении адсорбции Фрейндлиха?

4. От каких факторов зависит величина адсорбции?

Лабораторное занятие 2

Лабораторная работа № 9. Получение и свойства коллоидных растворов

Цель работы: освоение навыков получения коллоидных растворов и работы с ними; изучение методов стабилизации и коагуляции дисперсных систем.

Получение гидрозоля канифоли методом замены растворителя.

Получение гидрозоля гексацианоферрата(II) меди методом обмена.

Получение гидрозоля гидроксида железа (III) методом гидролиза и определение порога коагуляции сульфатом калия.

Определение электролита с наибольшей коагулирующей способностью.

Пептизация осадка $Fe(OH)_3$ электролитами.

Контрольные вопросы:

1. Охарактеризуйте типы устойчивости дисперсных систем (седиментационная, агрегативная, конденсионная).

2. Укажите факторы, влияющие на устойчивость лиозолей.

3. Дайте определение коагуляции. Что такое порог коагуляции? Как его рассчитывают?

4. Сформулируйте правило Шульце-Гарди.

Лабораторное занятие 3

Контрольный срез по темам: Физико-химия поверхностных явлений и дисперсных систем. Решение ситуационных задач.

Задания для самостоятельной работы.

1. Изучить материалы лекции, учебной литературы и других источников по данной теме.

2. Ответить на вопросы и решить задачи:

1. Физико-химические основы адсорбционной терапии, гемосорбции, применения в медицине ионитов.

2. Примеры практического использования электрофореза, потенциала течения и потенциала седиментации.

3. Хроматография.

4. Золь сульфата бария получен сливанием равных объемов растворов нитрата бария и серной кислоты. Одинаковы ли исходные концентрации электролитов, если при электрофорезе частица перемещается к аноду? Напишите формулу мицеллы золя $BaSO_4$.

5. В 50 мл раствора с концентрацией уксусной кислоты 0,1 моль/л поместили адсорбент массой 2 г и взбалтывали смесь до достижения адсорбционного равновесия. После этого раствор отфильтровали. На титрование 10 мл фильтрата пошло 15 мл раствора титранта с концентрацией КОН, равной 0,05 моль/л. Определите величину адсорбции уксусной кислоты.

3. Подготовиться к письменной контрольной работе с элементами тестирования/контрольный срез.

Тема 4. Химия элементов. Свойства растворов ВМС (УК-8)

Лекция.

Лекция. Введение в химию элементов, их применение и медико-биологическое значение. Свойства растворов ВМС. Понятие биогенности химических элементов. Химия биогенных элементов s-блока. Химия биогенных элементов p- блока. Химия биогенных элементов d- блока. Свойства растворов ВМС. Особенности растворения ВМС как следствие их структуры. Форма макромолекул. Механизм набухания и растворения ВМС. Зависимости величины набухания от различных факторов. Аномальная вязкость растворов ВМС. Вязкость крови и других биологических жидкостей. Осмотическое давление растворов биополимеров. Полиэлектролиты. Изоэлектрическая точка и методы ее определения. Онкотическое давление плазмы и сыворотки крови.

Практическое занятие.

Практическое занятие 1

Свойства растворов ВМС

Разобрать теоретический материал:

1. Каким образом связаны остатки a-аминокислот в белковых молекулах? Можно ли с помощью биуретовой реакции отличить раствор аминокислоты от раствора белка?

2. Напишите схему синтеза трипептида, образованного аланином, глицином и лейцином.

3. Изоэлектрическая точка и методы ее определения.

Ситуационные задачи:

1. К какому электроду будет перемещаться при электрофорезе b - лактоглобулин при pH раствора равном 7, если его изоэлектрическая точка равна 5,2. Почему?

2. В растворе содержится смесь белков: α -глобулин крови, фибриноген крови и рибонуклеаза. При каком значении pH можно электрофоретически разделить эти белки?

3. Выберите значение pH электрофореза для разделения смеси белков со следующими изоэлектрическими точками: pI1 = 3,2; pI2 = 6,5; pI3 = 9,4. Определите направление движения каждого белка при выбранной вами среде электрофореза.

4. Соли тяжелых металлов токсичны для живых организмов. В качестве первой помощи при отравлении солями тяжелых металлов пострадавшему можно дать выпить сырой яичный белок. Обоснуйте целесообразность таких действий.

5. Пепсин желудочного сока имеет изоэлектрическую точку около 1,0. Какие функциональные группы должны присутствовать в пепсине в относительно большом количестве, чтобы этот фермент мог иметь такую низкую изоэлектрическую точку? Какие аминокислоты имеют эти группы в своем составе?

6. Напишите схему синтеза трипептида, образованного валином, треонином и пролином.

Лабораторные работы.

Лабораторное занятие 1

Лабораторная работа № 10. Набухание ВМС. Определение изоэлектрической точки белка

Цель работы: Приобрести навыки экспериментального определения величины набухания полимеров и ИЭТ белков, изучить влияние различных факторов на величину набухания полимеров.

Изучение влияния электролитов на величину набухания ВМС.

Определение изоэлектрической точки желатина.

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение ИЭТ для аминокислот и белков.
2. Какие связи стабилизируют первичную, вторичную, третичную и четвертичную структуру белка?
3. Что понимают под денатурацией и ренатурацией белков? Какие агенты вызывают денатурацию?

Лабораторное занятие 2

Биологически важные ВМС и их свойства.

Задания для самостоятельной работы.

1. Изучить материалы лекции, учебной литературы и других источников по данной теме.
2. Ответить на вопросы:

1. Высокомолекулярные соединения, их химическая природа и значение в жизнедеятельности организма. Классификация ВМС и способы образования.
2. Высаливание биополимеров из раствора. Коацервация и ее роль в биологических системах.
3. Застудневание растворов ВМС. Свойства студней: синерезис и тиксотропия.

4. Контроль знаний обучающихся и типовые оценочные средства

4.1. Распределение баллов:

1 семестр

- текущий контроль – 35 баллов
- контрольные срезы – 4 среза: 9 баллов, 9 баллов, 9 баллов, 8 баллов
- премиальные баллы – 10 баллов
- ответ на экзамене: не более 30 баллов

Распределение баллов по заданиям:

№ темы	Название темы / вид учебной работы	Формы текущего контроля / срезы	Max. кол-во баллов	Методика проведения занятия и оценки
1.	Элементы химической термодинамики и химической кинетики. Основные типы химических равновесий и процессов в	Решение ситуационных задач	2	Предусмотрено выполнение 2 задач по 1 баллу за каждую. На решение ситуационной задачи отводится 10 минут. Ситуационные задачи для решения выдаются заранее. Решение сводится к: - подробному ответу на проблемные вопросы, которых может быть задано несколько для самостоятельного осмысления, - к изложению материала по определенной тематике. 1 балл – студент решил задачу без ошибок и недочетов, 0 баллов – задача решена неправильно или к решению задачи студент не приступил.

	функционировании живых систем	Защита лабораторных работ	10	Предусмотрено выполнение первой работы на 1 балл, которая оценивается следующим образом: 1 балл – за выполнение лабораторной работы с соблюдением правил техники безопасности и навыков работы с химической посудой. Предусмотрено выполнение следующих 3 работ по 3 балла за каждую. Защите лабораторной работы предшествует ее выполнение с обязательным соблюдением правил техники безопасности. Баллы за защиту одной лабораторной работы суммируются следующим образом: 1 балл – за выполнение лабораторной работы с соблюдением правил техники безопасности; 1 балл – за правильное оформление лабораторной работы в рабочей тетради; 1 балл – за ответ на контрольные вопросы к лабораторной работе (преподаватель задает один или несколько контрольных вопросов из перечня вопросов к лабораторной работе; если студент дает на вопросы полный верный ответ, начисляется 1 балл, если ответ неполный или отсутствует – 0 баллов).
		Контрольная работа(контрольный срез)	9	Письменная контрольная работа с элементами тестирования состоит из 10 заданий. За каждый правильный ответ с 1 по 2 задание по 0,5 баллов. За каждый последующий правильный ответ с решением студент получает 1 балл.
2.	Свойства растворов низкомолекулярных веществ. Протолитические равновесия и процессы	Решение ситуационных задач	3	Предусмотрено выполнение 3 задач по 1 баллу. На решение ситуационной задачи отводится 10 минут. Ситуационные задачи для решения выдаются заранее. Решение сводится к: - подробному ответу на проблемные вопросы, которых может быть задано несколько для самостоятельного осмысления, - к изложению материала по определенной тематике. 1 балл – студент решил задачу без ошибок и недочетов, 0 баллов – задача решена неправильно или к решению задачи студент не приступил.
		Защита лабораторных работ	9	Предусмотрено выполнение 3 работ по 3 балла. Защите лабораторной работы предшествует ее выполнение с обязательным соблюдением правил техники безопасности. Баллы за защиту одной лабораторной работы суммируются следующим образом: 1 балл – за выполнение лабораторной работы с соблюдением правил техники безопасности; 1 балл – за правильное оформление лабораторной работы в рабочей тетради; 1 балл – за ответ на контрольные вопросы к лабораторной работе (преподаватель задает один или несколько контрольных вопросов из перечня вопросов к лабораторной работе; если студент дает на вопросы полный верный ответ, начисляется 1 балл, если ответ неполный или отсутствует – 0 баллов).
		Контрольная работа(контрольный срез)	9	Письменная контрольная работа с элементами тестирования состоит из 10 заданий. За каждый правильный ответ с 1 по 2 задание по 0,5 баллов. За каждый последующий правильный ответ с решением студент получает 1 балл.

		Контрольная работа(контрольный срез)	9	Письменная контрольная работа с элементами тестирования состоит из 10 заданий. За каждый правильный ответ с 1 по 2 задание по 0,5 баллов. За каждый последующий правильный ответ с решением студент получает 1 балл.
3.	Физико-химия поверхностных явлений и дисперсных систем в функционировании живых систем	Решение ситуационных задач	2	Предусмотрено выполнение 2 задач по 1 баллу. На решение ситуационной задачи отводится 10 минут. Ситуационные задачи для решения выдаются заранее. Решение сводится к: - подробному ответу на проблемные вопросы, которых может быть задано несколько для самостоятельного осмысления, - к изложению материала по определенной тематике. 1 балл – студент решил задачу без ошибок и недочетов, 0 баллов – задача решена неправильно или к решению задачи студент не приступил.
		Защита лабораторных работ	6	Предусмотрено выполнение 2 работ по 3 балла. Защите лабораторной работы предшествует ее выполнение с обязательным соблюдением правил техники безопасности. Баллы за защиту одной лабораторной работы суммируются следующим образом: 1 балл – за выполнение лабораторной работы с соблюдением правил техники безопасности; 1 балл – за правильное оформление лабораторной работы в рабочей тетради; 1 балл – за ответ на контрольные вопросы к лабораторной работе (преподаватель задает один или несколько контрольных вопросов из перечня вопросов к лабораторной работе; если студент дает на вопросы полный верный ответ, начисляется 1 балл, если ответ неполный или отсутствует – 0 баллов).
		Контрольная работа(контрольный срез)	8	Контрольная работа состоит из 10 заданий. За каждый правильный ответ с 1 по 4 задание по 0,5 баллов. За каждый последующий правильный ответ с решением студент получает 1 балл.
4.	Химия элементов. Свойства растворов ВМС	Защита лабораторных работ	3	Предусмотрено выполнение 1 работ по 3 балла. Защите лабораторной работы предшествует ее выполнение с обязательным соблюдением правил техники безопасности. Баллы за защиту одной лабораторной работы суммируются следующим образом: 1 балл – за выполнение лабораторной работы с соблюдением правил техники безопасности; 1 балл – за правильное оформление лабораторной работы в рабочей тетради; 1 балл – за ответ на контрольные вопросы к лабораторной работе (преподаватель задает один или несколько контрольных вопросов из перечня вопросов к лабораторной работе; если студент дает на вопросы полный верный ответ, начисляется 1 балл, если ответ неполный или отсутствует – 0 баллов).
5.	Премиальные баллы		10	Дополнительные премиальные баллы начисляются за постоянную активность во время лабораторных и практических занятий.

6.	Ответ на экзамене	30	15-20 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «удовлетворительно»; 21-25 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «хорошо»; 26-30 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «отлично». Экзамен проводится в письменной форме, время подготовки 40 минут. В билете 4 задания: два теоретических вопроса (5 баллов за каждый) и две ситуационные задачи (10 баллов за каждую). Критерии оценивания вопроса: 5 баллов -исчерпывающий, последовательный, грамотный и логический ответ на вопрос; ответы на дополнительные вопросы верные и чёткие. 4 балла - полный и правильный ответ на поставленный вопрос, умеет самостоятельно обобщать и излагать материал, не допуская ошибок и неточностей. 3 балла - твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допускает существенных ошибок и неточностей в ответе на вопрос. 2 балла - освоил только основной материал, но не знает отдельных деталей. 1 балл - допускает неточности, недостаточно правильно трактует формулировки, нарушает последовательность в изложении ответа на вопрос. 0 баллов - отсутствие знаний по вопросу, допускает принципиальные ошибки, не может правильно применять теоретические положения. Критерии оценивания задачи: 10 баллов - составлен правильный алгоритм решения задачи, в логическом рассуждении, в выборе формул нет ошибок, есть объяснение решения, получен верный ответ, задача решена рациональным способом; ответы на дополнительные вопросы верные, чёткие. 9 баллов - ответ на вопросы задачи дан правильно; объяснение хода её решения подробное, последовательное, грамотное, с теоретическими обоснованиями. 8 баллов - ответ на вопросы задачи дан правильно, объяснение хода её решения подробное, с единичными ошибками в деталях, ответы на дополнительные вопросы верные, но недостаточно чёткие. 7 баллов - ответ на вопросы задачи дан правильно, объяснение хода её решения подробное, но недостаточно логичное, с единичными ошибками в деталях, некоторыми затруднениями в теоретическом обосновании. 6 баллов - ответы на вопросы задачи даны правильно; объяснение хода ее решения недостаточно полное, с ошибками, слабым теоретическим обоснованием, в том числе лекционным материалом. Ответы на дополнительные вопросы недостаточно четкие. 5 баллов - ответы на вопросы задачи даны правильно; объяснение хода ее решения недостаточно полное, непоследовательное, с ошибками, слабым теоретическим обоснованием, в том числе лекционным материалом. Ответы на дополнительные вопросы с ошибками в деталях. 4 балла - ответы на вопросы задачи даны правильно; объяснение хода ее решения дано частичное, без теоретического обоснования. Ответы на дополнительные вопросы с ошибками в деталях. 3 балла - задание понято правильно, в логическом рассуждении нет существенных ошибок, но допущены существенные ошибки в выборе формул или в математических расчетах; задача решена не полностью или в общем виде. 2 балла - ответы на вопросы задачи даны неправильно

7.	Индивидуальные задания, с помощью которых можно набрать дополнительные баллы	30	Набор дополнительных баллов разрешен студенту, раскрывшему на экзамене основные вопросы и задания билета на оценку не ниже «удовлетворительно». Необходимо выполнить задания текущих контрольных срезов или ответить на устные вопросы (по выбору преподавателя), причем баллы, набранные ранее за данные виды работы, обнуляются.
8.	Итого за семестр	100	

Итоговая оценка по экзамену выставляется в 100-балльной шкале и в традиционной четырехбалльной шкале. Перевод 100-балльной рейтинговой оценки по дисциплине в традиционную четырехбалльную осуществляется следующим образом:

100-балльная система	Традиционная система
85 - 100 баллов	Отлично
70 - 84 баллов	Хорошо
50 - 69 баллов	Удовлетворительно
Менее 50	Неудовлетворительно

4.2 Типовые оценочные средства текущего контроля

Защита лабораторных работ

Тема 3. Физико-химия поверхностных явлений и дисперсных систем в функционировании живых систем

1. К какому типу относится адсорбция уксусной кислоты активированным углем?
2. Сформулируйте правило уравнивания полярностей Ребиндера.
3. Запишите уравнения Фрейндлиха и Ленгмюра. В каких координатах строят график для определения константы Фрейнлиха и параметра n в уравнении адсорбции Фрейндлиха?
4. От каких факторов зависит величина адсорбции?
5. Охарактеризуйте типы устойчивости дисперсных систем (седиментационная, агрегативная, конденсионная).
6. Укажите факторы, влияющие на устойчивость лиозолей.
7. Дайте определение коагуляции. Что такое порог коагуляции? Как его рассчитывают?

Контрольная работа

Тема 3. Физико-химия поверхностных явлений и дисперсных систем в функционировании живых систем

1. Буферная емкость это - ...

(а) количество моль-эквивалентов сильной кислоты или сильной щелочи, которое нужно ввести в 1 литр буферного раствора, чтобы изменить водородный показатель на единицу;

(б) количество эквивалентов сильной кислоты или сильной щелочи, которое нужно ввести в 1 литр буферного раствора, чтобы изменить водородный показатель на единицу;

(в) количество моль сильной кислоты или сильной щелочи, которое нужно ввести в 1 литр буферного раствора, чтобы изменить водородный показатель на два;

(г) количество моль сильной щелочи, которое нужно ввести в 1 литр буферного раствора, чтобы изменить водородный показатель на единицу.

2. Определите концентрацию (моль/дм3) ионов H+, если pH = 4

(а) 10–2; (б) 10–3; (в) 10–4; (г) 10–5.

3. Дисперсная система с газообразной дисперсионной средой

(а) аэрозоль; (б) эмульсия; (в) суспензия; (г) пена.

4. Молярная концентрация или молярность (См) - это:

(а) количество моль эквивалента растворенного вещества в 1 л раствора;

(б) количество моль растворенного вещества, содержащееся в 1л раствора;

(в) отношение массы компонента (растворенного вещества) к массе раствора, выраженное в долях единицы или в процентах;

(г) число моль растворенного вещества в 1000 г растворителя.

5. Равновесие реакции $2SO_2(г)+O_2(г)\leftrightarrow 2SO_3(г) + Q$ сместится влево (←) при:

(а) увеличении давления; (б) повышении концентрации O_2;

(в) повышении температуры; (г) понижении температуры;

(д) уменьшении объема.

Решение ситуационных задач

Тема 3. Физико-химия поверхностных явлений и дисперсных систем в функционировании живых систем

Задача 1. Для реакции крекинга метана CH4 (г) = C (т) + 2H2 (г) + DH

с помощью таблиц термодинамических величин рассчитать DHor 298, DSor 298, DGor 298. Определить, экзо- или эндо-термична данная реакция; возможно ли самопроизвольное протекание её при температуре 298 К.

Решение: Необходимые данные возьмем в справочнике:

Вещество	$\Delta H°_{с\ 298}$, кДж/моль	S°, Дж/моль•К	$\Delta G°_{298}$, кДж/моль
$CH_{4\ (г)}$	−890,31	186,27	−50,85
$C_{(т)}$	−393,51	5,74	0
$H_{2\ (г)}$	−285,84	130,52	0

1. Расчет DHro298 .

В соответствии со следствием закона Гесса:

DHro = SniDHoc i исх. - SniDHoc i прод. = DHoc CH4 - (DHoc C + 2 DHoc H2) = -890,31 - [-393,51 + 2(-285,84)] = +74,88 кДж.

Так как эта величина положительна, реакция является эндотермической.

2. Расчет DSor.

DSor = SniSoi прод. - SniSoi исх. = SoC + 2SoH2 - SoCH4 = 5,74 + 2´130,52 -186,27 = 80,51 Дж/К » 0,08 кДж/К.

3. Расчет DGor.

а) DGor = SniDGoi прод. - SniDGoi исх.= DGoC + 2DGoH2 -DGoCH4 = 0 + 2´0 - (-50,85) = +50,85 кДж

б) DGor = DHîr - TDSor = 74,88 - 298´0,08 = +50,89 кДж .

Так как DGor 298 > 0, то при 298 К реакция самопроизвольно в прямом направлении не пойдет.

Задача 2. Рассчитайте изменение энтропии, энтальпии и энергии Гиббса при с.у. для реакции окисления глюкозы до этанола, протекающей в организме:

$C_6H_{12}O_6$ (тв) = $2C_2H_5OH$(ж) + $2CO_2$(г).

Решение:

используя формулы для расчета энтропии, энтальпии и энергии Гиббса при с.у. произведем расчет для реакции

C6H12O6 (тв)= 2C2H5OH(ж)+ 2CO2(г).
ΔH ° (реакции) = 2 · ΔH° (C2H5OH(ж)) + 2 · ΔH° (CO2(г)) - ΔH° (C6H12O6 (тв)) =
2 · (-276.9) + 2 · (-393.51) – (- 1263.80) = -77.02 кДж/моль
ΔS°298(реакции) = 2 · ΔS°298(C2H5OH(ж)) + 2 · ΔS°298(CO2(г)) - ΔS°298(C6H12O6 (тв)) =
2 · 161.00 + 2 · 213.67 – 269.50 = 515.84 Дж/моль·К
ΔG°298(реакции) = 2 · ΔG°298(C2H5OH(ж)) + 2 ·ΔG°298(CO2(г)) - ΔG°298(C6H12O6 (тв)) =
2 · (-174.20) + 2 · (-394.38) – (- 917.00) = -220.16 кДж/моль
Ответ: ΔH °(реакции) = -77.02 кДж/моль; ΔS°298(реакции) = 515.84 Дж/моль·К;
ΔG°298(реакции) = -220.16 кДж/моль.

Задача 3. Для реакции CO2(g) + C(s) ↔ 2CO(g) рассчитайте:
а) ΔG°р-ции при 298К; б) температуру, при которой оба направления процесса равновероятны.
Решение:
а) ΔG = ΔH – T × ΔS (1)
Рассчитаем △H и △S реакции:
ΔH°298(реакции) = 2 · ΔH°298(CO(g)) - ΔH°298(CO2(g)) = 2·(-110.52) – (-393.51) = - 172.47 кДж/моль
△S°298(реакции) = 2 · ΔS°298(CO(g)) - ΔS°298(CO2(g)) = 2 · 197.54 – 213.67 = 181.41 Дж/(моль К)
Подставляем полученные данные в первое уравнение и получаем
ΔG° р-ции = - 172.47 - 298·181.41·10-3 = - 226.53 кДж/моль
б) если оба направления процесса равны, то ΔG = 0,
тогда ΔH = T · ΔS, а T = 12 O”HO”S"> , рассчитаем T

Ответ: ΔG°р-ции = - 226.53 кДж/моль; T=950,72K

Задача 4. Энергия активации реакции кислотного гидролиза сахарозы при 37 °С равна 102 кДж/моль, а в присутствии фермента энергия активации снижается до 35 кДж/моль. Во сколько раз быстрее протекает реакция гидролиза сахарозы в присутствии фермента?
Решение:
воспользуемся формулой:

температуру переведем в кельвины: T = 37 +273 = 310
ln k2/k1 = - (35 – 102) / (8.31·10-3·310) = 25.996

Ответ: в присутствии фермента реакция протекает быстрее в 1,95·1011 раз.

4.3 Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в форме экзамена

Типовые вопросы экзамена (УК-8)

1. Предмет химии. Химия и окружающая среда. Связь химии с медициной.
2. Химическая система (открытая, закрытая, изолированная). Внутренняя энергия.
3. Энергетические эффекты химических реакций. Виды энергетических эффектов химических реакций. Факторы, влияющие на энергетический эффект химической реакции (природа и количество веществ - участников реакции). Термохимические уравнения. Теплота и энтальпия: химической реакции, образования вещества, химической связи, сгорания, фазового перехода. Стандартное состояние вещества. Закон Гесса и следствия из него.
4. Понятие энтропии. Энтропия вещества, как функция термодинамической вероятности. Факторы, влияющие на изменение энтропии в ходе химической реакции.
5. Изобарный потенциал реакции (свободная энергия Гиббса). Критерий самопроизвольности реакций.

Типовые задания для экзамена (УК-8)

1. Рассчитайте константу равновесия реакции окисления этанола кислородом в уксусный альдегид (органические соединения жидкие) при 310 К.

2. Рассчитайте количество глюкозы и дистиллированной воды для приготовления 150 мл 40%-ного раствора (плотность раствора 1540 кг/м3).

3. При недостаточной кислотности желудочного сока применяют внутрь (часто вместе с пепсином) разбавленную соляную кислоту с массовой долей 8%. Определите мольные доли HCl и воды в этом растворе.

4. Основу почечных и печеночных камней представляет малорастворимый оксалат кальция CaC2O4. Для рассасывания камней применяют метод пептизации. Какое строение имеет мицелла золя CaC2O4, полученного при избытке хлорида кальция? Какой ион может сыграть роль пептизатора для мицеллы такого состава?

4.4. Шкала оценивания промежуточной аттестации

Оценка	Компетенции	Дескрипторы (уровни) – основные признаки освоения (показатели достижения результата)
«отлично» (85 - 100 баллов)	УК-8	Демонстрирует высокий уровень знаний основных физико-химических понятий и теорий; основных методов исследования в химии. Проводит комплексный анализ физико-химической сущности процессов, происходящих в живом организме, на клеточном и молекулярном уровне. Демонстрирует умение прогнозировать свойства веществ и их реакционную способность в конкретных условиях окружающей среды, в том числе живого организма. Свободно применяет физико-химические методы в профессиональной деятельности.
«хорошо» (70 - 84 баллов)	УК-8	Демонстрирует хороший уровень знаний основных физико-химических понятий и теорий; основных методов исследования в химии. Анализирует физико-химическую сущность процессов, происходящих в живом организме, на клеточном и молекулярном уровне. Демонстрирует владение навыками применения физико-химических методов в профессиональной деятельности по предложенному алгоритму.
«удовлетворительно» (50 - 69 баллов)	УК-8	Демонстрирует недостаточно высокий уровень знаний основных физико-химических понятий, определений и теорий. Демонстрирует фрагментарное представление о применении физико-химических методов в профессиональной деятельности.
«неудовлетворительно» (менее 50 баллов)	УК-8	Демонстрирует слабый уровень знаний естественнонаучных понятий и методов. Затрудняется дать оценку сущности процессов, происходящих в живом организме. Демонстрирует неготовность применять физико-химические методы в профессиональной деятельности.

5. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)

Приступая к изучению дисциплины, в первую очередь обучающимся необходимо ознакомиться с содержанием рабочей программы дисциплины (РПД), которая определяет содержание, объем, а также порядок изучения и преподавания учебной дисциплины, ее раздела, части.

Для самостоятельной работы важное значение имеют разделы «Объем и содержание дисциплины», «Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины» и «Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы».

В разделе «Объем и содержание дисциплины» указываются все разделы и темы изучаемой дисциплины, а также виды занятий и планируемый объем в академических часах.

В разделе «Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины» указана рекомендуемая основная и дополнительная литература.

В разделе «Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы» содержится перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем, необходимых для освоения дисциплины.

Рекомендации обучающимся по работе с теоретическими материалами по дисциплине

При изучении и проработке теоретического материала необходимо:

- просмотреть еще раз презентацию лекции в системе MOODLe, повторить законспектированный на лекционном занятии материал и дополнить его с учетом рекомендованной дополнительной литературы;
- при самостоятельном изучении теоретической темы сделать конспект, используя рекомендованные в РПД источники, профессиональные базы данных и информационные справочные системы;
- ответить на вопросы для самостоятельной работы по теме, представленные в пункте 3.2 РПД;
- при подготовке к текущему контролю использовать материалы фонда оценочных средств (ФОС).

Рекомендации по работе с научной и учебной литературой

Работа с основной и дополнительной литературой является главной формой самостоятельной работы и необходима при подготовке к устному опросу на семинарских занятиях. Она включает проработку лекционного материала и рекомендованных источников и литературы по тематике лекций.

Конспект лекции должен содержать реферативную запись основных вопросов лекции, в том числе с опорой на размещенные в системе MOODLe презентации, основных источников и литературы по темам, выводы по каждому вопросу. Конспект может быть выполнен в рамках распечатки выдачи презентаций лекций или в отдельной тетради по предмету. Он должен быть аккуратным, хорошо читаемым, не содержать не относящуюся к теме информацию или рисунки.

Конспекты научной литературы при самостоятельной подготовке к занятиям должны содержать ответы на каждый поставленный в теме вопрос, иметь ссылку на источник информации с обязательным указанием автора, названия и года издания используемой научной литературы. Конспект может быть опорным (содержать лишь основные ключевые позиции), но при этом позволяющим дать полный ответ по вопросу, может быть подробным. Объем конспекта определяется самим студентом.

В процессе работы с основной и дополнительной литературой студент может:

- делать записи по ходу чтения в виде простого или развернутого плана (создавать перечень основных вопросов, рассмотренных в источнике);
- составлять тезисы (цитирование наиболее важных мест статьи или монографии, короткое изложение основных мыслей автора);
- готовить аннотации (краткое обобщение основных вопросов работы);
- создавать конспекты (развернутые тезисы).

Рекомендации по подготовке к отдельным заданиям текущего контроля

Лабораторная работа. Подготовку к лабораторному занятию осуществляют в несколько этапов: предварительная подготовка, начало работы, ее выполнения, составление отчета и оценки работы преподавателем. Готовясь к работе студент, прежде всего, должен осознать ее цель, усвоить теоретический материал, добиться четкого представления о химических и других процессах, на которых основывается работа приборов и установок. При выполнении лабораторной работы необходимо соблюдать правила техники безопасности, предъявляемые к студентам в учебной лаборатории химии.

В ходе лабораторной работы студент должен заполнить соответствующие разделы рабочей тетради, записывая свои наблюдения, заполняя таблицы, делая необходимые расчеты, выполняя построение графиков. Тетрадь оформляется индивидуально каждым студентом. В выводах следует привести числовые значения полученных величин, кратко сформулировать основные результаты выполненной работы. После оформления лабораторной работы студент защищает свою работу, представляя заполненную рабочую тетрадь преподавателю и отвечая на контрольные вопросы. Лабораторная работа считается полностью выполненной и сданной только после ее защиты.

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

6.1 Основная литература:

1. Жолнин А.В. Общая химия : учебник. - Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2014. - 400 с. - Текст : электронный // ЭБС «Консультант студента вуза и медвуза [сайт]. - URL: https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429563.html

2. Беляев А.П., Кучук В.И. Физическая и коллоидная химия : учебник. - Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2021. - 816 с. - Текст : электронный // ЭБС «Консультант студента вуза и медвуза [сайт]. - URL: https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970456903.html

3. Харитонов Ю.Я., Григорьева В.Ю., Краснюк И.И. Аналитическая химия. Аналитика 1. Общие теоретические основы. Качественный анализ : учебник. - Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2022. - 688 с. - Текст : электронный // ЭБС «Консультант студента вуза и медвуза [сайт]. - URL: https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970461839.html

6.2 Дополнительная литература:

1. Тюкавкина Н.А. Биоорганическая химия: руководство к практическим занятиям : учебное пособие. - Москва: ГЭОТАР-Медиа, 2017. - 168 с. - Текст : электронный // ЭБС «Консультант студента вуза и медвуза [сайт]. - URL: https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970442098.html

2. Марахова А. И. Физическая химия : учебник. - Москва: ГЭОТАР - Медиа, 2020. - 228 с.

6.3 Иные источники:

1. Научная электронная библиотека Российской академии естествознания - www.monographies.ru
2. Правовой сайт КонсультантПлюс - http://www.consultant.ru
3. Российская национальная библиотека - www.nlr.ru
4. Российское образование для иностранных граждан - http://www.russia.edu.ru/
5. Словари и энциклопедии онлайн - http://dic.academic.ru/

7. Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Для проведения занятий по дисциплине необходимо следующее материально-техническое обеспечение: учебные аудитории для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, помещения для самостоятельной работы.

Учебные аудитории и помещения для самостоятельной работы укомплектованы специализированной мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации большой аудитории.

Помещения для самостоятельной работы укомплектованы компьютерной техникой с возможностью подключения к сети "Интернет" и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду Университета.

Для проведения занятий лекционного типа используются наборы демонстрационного оборудования, обеспечивающие тематические иллюстрации (проектор, ноутбук, экран/ интерактивная доска).

Лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение:

7-Zip 9.20

Adobe Reader XI (11.0.08) - Russian Adobe Systems Incorporated 10.11.2014 187,00 MB 11.0.08

Kaspersky Endpoint Security для бизнеса - Стандартный Russian Edition. 1500-2499 Node 1 year Educational Renewal Licence

Microsoft Office Профессиональный плюс 2007

Операционная система Microsoft Windows 10

Профессиональные базы данных и информационные справочные системы:

1. Электронная библиотека ТГУ. – URL: https://elibrary.tsutmb.ru/
2. Университетская библиотека онлайн: электронно-библиотечная система. – URL: https://biblioclub.ru
3. ЭБС «Консультант студента»: коллекции: Медицина. Здравоохранение. Гуманитарные науки . – URL: https://www.studentlibrary.ru
4. Цифровой образовательный ресурс IPR SMART. – URL: http://www.iprbookshop.ru
5. Юрайт: образовательная платформа, электронно-библиотечная система. – URL: https://urait.ru
6. Электронный каталог Фундаментальной библиотеки ТГУ. – URL: https://www.tsutmb.ru/biblio/elektronnyij-katalog/
7. Научная электронная библиотека eLIBRARY.ru. – URL: https://elibrary.ru
8. Российская государственная библиотека: официальный сайт. – URL: https://www.rsl.ru

Электронная информационно-образовательная среда

https://auth.tsutmb.ru/authorize?response_type=code&client_id=moodle&state=xyz

Взаимодействие преподавателя и студента в процессе обучения осуществляется посредством мультимедийных, гипертекстовых, сетевых, телекоммуникационных технологий, используемых в электронной информационно-образовательной среде университета.