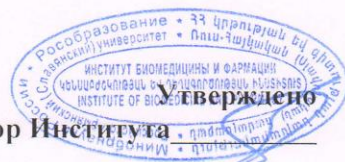


**ГОУ ВПО Российско-Армянский (Славянский)
университет**



Директор Института _____

«07» июля 2025, протокол № 21

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование дисциплины: **Физическая химия**

Автор **Енгоян Александр Пайлакович, профессор, доктор хим. наук**

Направление подготовки: **30.05.01 Медицинская биохимия**

Наименование образовательной программы: **30.05.01 Медицинская биохимия**

1. АННОТАЦИЯ

1.1. Краткое описание содержания данной дисциплины;

Физическая химия - учебная дисциплина для студентов второго курса по направлению биомедицины, четвертый семестр. Данная дисциплина охватывает основные концепции и принципы физической химии, которые необходимы для понимания биохимических и физиологических процессов в организме человека. Курс включает в себя изучение следующих тем: **Коллигативные свойства электролитов и неэлектролитов**: осмотическое давление, понижение температуры замерзания, повышение температуры кипения и уменьшение давления пара. **Термодинамика**: основные законы термодинамики, энтальпия, энтропия и свободная энергия. **Кинетика химических реакций**: теории скорости реакции, механизм реакции, влияние температуры и катализаторов. **Электрохимия**: основы электрохимических процессов, гальванические элементы, электролиз. **Буферные растворы**: принципы действия буферных систем, роль буферных растворов в поддержании кислотно-щелочного баланса в организме. Программа курса нацелена на формирование у студентов фундаментальных знаний в области физической химии, которые являются необходимыми для дальнейшего изучения биохимии, фармакологии и других медицинских дисциплин. В рамках курса предусмотрены лекции, лабораторные работы и практические занятия, направленные на закрепление теоретических знаний и развитие навыков научного мышления и экспериментальной работы.

1.2. Трудоемкость в академических кредитах и часах, формы итогового контроля (экзамен/зачет); Общий объем составляет 4 академических кредита, 144 академических часов, итоговый контроль – зачет (4 семестр);

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

Физическая химия играет ключевую роль в подготовке специалистов по биомедицине, так как она закладывает фундаментальные знания и навыки, необходимые для понимания и освоения ряда других дисциплин. Взаимосвязь физической химии с другими дисциплинами учебного плана специальности включает следующие аспекты:

1. **Биохимия:** Физическая химия предоставляет основы для понимания термодинамических и кинетических аспектов биохимических реакций. Знание законов термодинамики и механизмов химических реакций позволяет более глубоко изучить метаболические пути и ферментативные процессы.
2. **Фармакология:** Понимание кинетики химических реакций и коллигативных свойств растворов помогает в изучении процессов всасывания, распределения, метаболизма и выведения лекарственных средств. Буферные растворы играют важную роль в поддержании стабильности лекарственных форм и их биодоступности.
3. **Физиология:** Электрохимия и поверхностные явления имеют непосредственное отношение к исследованию биоэлектрических процессов в нервной и мышечной тканях. Коллоидная химия важна для понимания свойств биологических мембран и жидкостей организма.
4. **Микробиология и иммунология:** Знания о буферных системах и коллоидной химии необходимы для создания питательных сред и стабилизации вакцин и сывороток. Понимание физико-химических свойств растворов помогает в изучении механизмов действия антисептиков и дезинфицирующих средств.
5. **Экология и охрана окружающей среды:** Принципы термодинамики и химической кинетики используются для моделирования процессов загрязнения и очистки окружающей среды. Коллигативные свойства растворов важны для оценки воздействия токсичных веществ на водные экосистемы.

Таким образом, физическая химия интегрируется с широким спектром дисциплин, способствуя формированию целостного научного мировоззрения и развитию междисциплинарных компетенций, необходимых для успешной профессиональной деятельности в области биомедицины.

1.4. Результаты освоения программы дисциплины:

Код компетенции	Наименование компетенции	Код индикатора достижения компетенций	Наименование индикатора достижений компетенций
ОПК-1	Способен использовать и применять фундаментальные и прикладные медицинские, естественнонаучные знания для постановки и решения	ОПК1.1	Знать основные естественнонаучные понятия законы, фундаментальные основы математических

	стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности		дисциплин и компьютерных наук, основы прикладной математики
		ОПК1.2	Уметь ставить и решать стандартные и инновационные задачи профессиональной деятельности
		ОПК1.3	Владеть методами математического и компьютерного моделирования, необходимыми при решении указанных задач

2. УЧЕБНАЯ ПРОГРАММА

2.1. Цели и задачи дисциплины

- формирование у обучающихся естественно-научного мировоззрения, понимание сути различных физико-химических явлений и процессов, формирование у обучающихся умений и навыков для практического проведения физико-химических исследований, а также умений и навыков решения проблемных и ситуационных физико-химических задач; обеспечение физико-химической подготовки обучающихся к овладению основами курсов, изучаемых далее. приобретение знаний в области теоретических основ физической химии, являющейся фундаментом для понимания функционирования биологических систем на молекулярном уровне; приобретение студентами знаний по физикохимии поверхностных явлений, дисперсных систем (наносистем) и высокомолекулярных соединений.
- формирование умения подобрать подходящий метод физико-химического анализа из изученных на практических занятиях для решения конкретной практической задачи; формирование у студентов навыков работы с конспектами лекций, учебной и научной литературой; формирование у студентов навыков пользования приборами для физико-химического анализа и лабораторной посудой, которые использовались на практических занятиях; приобретение студентами умения представлять результаты измерений в виде графиков, схем, таблиц; формирование у студентов знаний и необходимости соблюдения правил охраны труда и техники безопасности при работе в химической лаборатории.

2.2. Трудоемкость дисциплины и виды учебной работы (в академических часах и зачетных единицах)

Виды учебной работы	Всего, в акад. часах	Распределение по семестрам
		4 сем
1	2	4
1. Общая трудоемкость изучения дисциплины по семестрам, в т. ч.:	144	144
1.1. Аудиторные занятия, в т. ч.:	96	96
1.1.1. Лекции	32	32
1.1.2. Практические занятия, в т. ч.	32	32
1.1.3. Лабораторные работы	32	32
2. Самостоятельная работа	48	48
Итоговый контроль	Зачет	Зачет

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 часов	Лекции, часов	Практ. занятия, ак. часов	Семинары, часов	Лабор, часов	Другие виды занятий, часов
1	2	3	4	5	6	7
Введение	1	1				
Раздел 1. Основы химической термодинамики						
Тема 1. Основные понятия химической термодинамики.	6	2	2		2	
Тема 2. Первый закон термодинамики.	9	4	4		2	
Тема 3. Второй закон термодинамики.	7	3	2		2	
Тема 4. Третий закон термодинамики.	2	1	1			
Тема 5. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса.	2	1	1			
Тема 6. Термодинамика фазовых равновесий.	5	2	2		4	
Тема 7. Термодинамика химического равновесия.	6	2	2		2	
Тема 8. Термодинамика растворов неэлектролитов.	6	3	2		4	
Первый промежуточный контроль						
Раздел 2. Электрохимия						
Тема 9. Термодинамика растворов электролитов.	5	1	2		2	
Тема 10. Электропроводность растворов электролитов.	5	2	2		4	
Тема 11. Химические источники тока.	3	1	2			
Раздел 3. Основы химической кинетики						
Тема 12. Основные понятия химической кинетики.	6	2	2		4	

Тема 13. Кинетика простых реакций.	7	2	2		4	
Тема 14. Кинетика сложных реакций.	4	2	2			
Тема 15. Катализ.	4	2	2			
Раздел 4. Дисперсные системы						
Тема 16. Структура дисперсных систем.	1	1				
Тема 17. Термодинамика поверхностных явлений.	5	2	2		2	
Тема 18. Молекулярные механизмы адсорбции.	3	1	2			
Второй промежуточный контроль						
ИТОГО	96	32	32		32	

2.3.2. Краткое содержание разделов дисциплины в виде тематического плана

ВВЕДЕНИЕ

Предмет, задачи и методы физической химии, ее значение для естественных наук.

Раздел 1. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Тема 1. Основные понятия химической термодинамики. Системы: изолированные, закрытые и открытые. Состояние системы. Функция состояния. Процессы: изобарные, изотермические, изохорные и адиабатические. Нулевой закон термодинамики. Уравнение состояния идеального газа. Закон Дальтона. Реальные газы, уравнение Ван-дер-Ваальса.

Тема 2. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия системы. Работа. Теплота. Математическое выражение 1-го начала. Энтальпия. Теплоемкость, гипотермия. Изохорная и изобарная теплоты процесса и соотношение между ними. Работы расширения идеального газа. Термохимия, 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. Зависимость теплоты процесса от температуры, уравнение Кирхгофа.

Тема 3. Второй закон термодинамики. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Энтропия - функция состояния системы. Второй закон термодинамики. Термодинамическая формулировка второго закона термодинамики. Цикл Карно. Статистический характер второго начала термодинамики. Энтропия и ее связь с термодинамической вероятностью состояния системы. Формула Больцмана. Изменение энтропии в изолированных системах. Изменение энтропии в различных процессах.

Тема 4. Третий закон термодинамики. Абсолютная энтропия. Стандартная энтропия. Применение законов термодинамики в биологических системах.

Тема 5. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса; связь между ними. Изменение энергии Гельмгольца и энергии Гиббса в самопроизвольных процессах. Химический потенциал.

Тема 6. Термодинамика фазовых равновесий

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. Диаграммы состояния однокомпонентных систем, уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Фазовые диаграммы воды и углекислого газа. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Типы диаграмм "состав - давление пара", "состав - температура кипения". Азеотропы. Первый и второй законы Коновалова-Гиббса.

Тема 7. Термодинамика химического равновесия

Термодинамические условия достижения и состояния химического равновесия. Константа химического равновесия и способы ее выражения. Зависимость константы равновесия от температуры. Расчет константы химического равновесия с помощью таблиц термодинамических величин.

Тема 8. Термодинамика растворов неэлектролитов

Растворы. Идеальные и неидеальные растворы. Давление пара растворителя над растворами. Закон Рауля. Закон Генри. Коллигативные свойства разбавленных растворов: относительное понижение давления пара, понижение температуры замерзания растворителя, повышение температуры кипения растворителя, осмотическое давление. 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.

Тема 9. 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.

Раздел 2. ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Тема 10. Электропроводность растворов электролитов. Удельная и молярная электропроводность; их изменение с разведением раствора. Молярная электропроводность при бесконечном разведении. Законы Кольрауша. Электропроводность неводных растворов. Скорость движения и подвижность ионов. Подвижность и гидратация (сольватация) ионов.

Тема 11. 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.

Раздел 3. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ

Тема 12. 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.

Тема 13. Уравнения кинетики необратимых реакций нулевого, первого, второго порядка. Период полупревращения. Методы определения порядка реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Теория активных столкновений. Энергия активации. Связь между скоростью реакции и энергией активации. Определение энергии активации. Элементы теории активированного комплекса.

Тема 14. Кинетика сложных реакций: обратимые реакции, параллельные реакции, последовательные реакции. Превращения лекарственного вещества в организме как совокупность последовательных процессов; константа всасывания и константа элиминации.

Тема 15. Катализ. Положительный и отрицательный катализ. Гомогенный катализ. Механизм действия катализатора. Энергия активации каталитических реакций. Ферментативный катализ. Уравнение Михаэлиса-Ментен. Торможение химических реакций. Механизм действия ингибиторов.

Раздел 3. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

Тема 16. 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. Классы дисперсных систем (аэрозоли, порошки, суспензии, эмульсии).

Тема 17. Термодинамика поверхностных явлений. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. Методы определения поверхностного натяжения. Адсорбция на границе раздела фаз. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Изотерма поверхностного натяжения. Уравнение Шишковского. Поверхностная активность. Правило Дюкло-Траубе.

Тема 18. 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.

2.3.3. Краткое содержание семинарских/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

Кабинет «Общей и неорганической химии», оснащенный оборудованием:

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, Excel, 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/>).

Программа “Chemoffice” для графического отображения формул химических соединений и пространственного строения молекул, программа “HyperChem” для оптимизации структуры молекул, расчета геометрических и термодинамических параметров. Программа “Origin” для математического анализа и интерпретации результатов опыта.

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 ₁	M2	M1	M2	M1	M2				
Вид учебной работы/контроля										
Контрольная работа <i>(при наличии)</i>			1	1						
Устный опрос <i>(при наличии)</i>	0.5	0.5								
Тест <i>(при наличии)</i>										
Лабораторные работы <i>(при наличии)</i>	0.5	0.5								
Письменные домашние задания <i>(при наличии)</i>										
Реферат <i>(при наличии)</i>										
Эссе <i>(при наличии)</i>										
Проект <i>(при наличии)</i>										
Другие формы <i>(при наличии)</i>										

Веса результирующих оценок текущих контролей в итоговых оценках промежуточных контролей					0.6	0.6		
Веса 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								1
Вес итогового контроля (Экзамен/зачет) в результирующей оценке итогового контроля								0
	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$

3. Теоретический блок

3.1. Материалы по теоретической части курса

3.1.1. Учебник(и);

3.1.2. Учебное(ые) пособие(я);

- И. Тиноко, К. Зауэр, Дж. Вэнг, Дж. Паглиси. Физическая химия. Принципы и применение в биологических науках, М., Техносфера, 2005, 744 с.
- Ерёмин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В. Основы физической химии. Теория и задачи. М.: Экзамен, 2005.
- Ерёмин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В. Задачи по физической химии. М.: Экзамен, 2003;
- R. Chang, Physical Chemistry for the Biosciences, University Science Book, 2005, 678 p.
- P. Atkins, Physical Chemistry, 7nd ed., John Wiley & Sons, Inc., 2001, 999 p.
- T. Engel, G. Drobny, P Reid, Physical Chemistry for the Life Sciences, Pearson Education International, 2008, 739 p.
- C. Garlan, J. Nibler, D. Shoemaker, Experiments in Physical Chemistry, 7th ed., McGrawHill, 2003, 792 p.
- Фролов Ю.Г. Курс коллоидной химии. Поверхностные явления и дисперсные системы / Ю.Г.Фролов. - М.: Химия, 1989. – 473 с.

- Зимон А.Д. Коллоидная химия / А.Д. Зимон. - М.: Агар, 2001. – 320 с.

4. Фонды оценочных средств

4.1. Планы практических и семинарских занятий

Раздел 1. Основы химической термодинамики

Раздел 2. Электрохимия

Раздел 3. Основы химической кинетики

Раздел 4. Дисперсные системы

4.2. Планы лабораторных работ и практикумов

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ

1. Лабораторная работа 1.

Термохимия. Определение теплоты реакции нейтрализации.

2. Лабораторная работа 2.

Фазовые равновесия. Определение давления насыщенных паров воды при различных температурах.

3. Лабораторная работа 3.

Химическое равновесие. Определение константы равновесия гомогенной реакции.

4. Лабораторная работа 4.

Растворы. Определение парциальных молярных объемов.

5. Лабораторная работа 5.

Химическая кинетика. Изучение кинетики реакции первого и второго порядка.

6. Лабораторная работа 6.

Электрохимические равновесия. Определение ЭДС элемента Даниэля-Якоби

7. Лабораторная работа 7.

Поверхностные явления. Адсорбция. Изучение адсорбции поверхностно-активного вещества на границе раздела фаз газ/жидкость.

4.3. Материалы по практической части курса

4.3.1. Смотреть пункт 3.1

4.4. Вопросы и задания для самостоятельной работы студентов

Пример 1. Для определения относительной молекулярной массы вещества, являющегося неэлектролитом, его навеска массой 1,764 г была растворена в воде, и объем раствора доведен до 100 мл. Измеренное осмотическое давление раствора оказалось равным $2,38 \cdot 10$ Па при 20°C. Рассчитайте молярную массу указанного вещества.

Пример 2. Навеска вещества массой 12,42 г растворена в воде объемом 500 мл. Давление пара полученного раствора при 25 °C равно 3297,8 Па. Как по этим данным найти молярную массу растворенного вещества?

Пример 3. Раствор, содержащий 0,85 г хлористого цинка $ZnCl_2$ в 125 г воды, замерзает при — 0,23 °C. Определите кажущуюся степень диссоциации хлористого цинка в этом растворе.

Пример 4. Вычислить, сколько глицерина $C_3H_5(OH)_3$ нужно растворить в 200 г воды, чтобы раствор замерзал при -5°C. Криоскопическая постоянная воды 1,86 град.

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

1. Химическое равновесие в системе $FeO(т) + H_2(г) \rightleftharpoons Fe(т) + H_2O(г) - Q$

не смещается в случае:

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

2. Равновесие химической реакции $4HCl(г) + O_2(г) \rightleftharpoons 2Cl_2(г) + 2H_2O(г) + Q$

смещается в сторону продуктов в случае:

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

3. Равновесие химической реакции $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO - Q$

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 $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q$

смещается в сторону продукта реакции в случае:

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

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

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

6. Химическое равновесие $\text{C}_3\text{H}_7\text{Br}(\text{ж}) + \text{HOH}(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_7\text{OH}(\text{р-р}) + \text{HBr}(\text{р-р})$ 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 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O} + Q$ в сторону образования продуктов, необходимо:

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

9. Химическое равновесие в системе $2\text{CO}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{кр.}) + 173 \text{ кДж}$ 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) $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons 3\text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}(\text{г})$;
 - 2) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{р-р}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) + \text{HCl}(\text{р-р})$;
 - 3) $\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$;
- $\text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{CH}_4$.

4.6. 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 рН растворов, формула для расчета, классификация растворов в зависимости от значения рН.
27. Электродвижущие силы и электродный потенциал. Возникновение скачка потенциала на границе раздела фаз, двойной электрический слой.
28. Понятие о рН растворов. Водородный и хингидронный электроды, использование их для измерения рН, 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

4.7. Образцы экзаменационных билетов

ГОУ ВПО РОССИЙСКО-АРМЯНСКИЙ (СЛАВЯНСКИЙ) УНИВЕРСИТЕТ

Институт Биомедицины и фармации

_____ учебный год

Кафедра общей и фармацевтической химии

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 4

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

4.8. Образцы экзаменационных практических заданий

Не предусмотрено

4.9. Банк тестовых заданий для самоконтроля

4.10. 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 .

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 $2A_{(г)} + 3B_{(г)} = C_{(г)} + D_{(г)}$, если давление реакционной системы увеличить в 3 раза?

Ответ: увеличится в 243 раза

7. (20 баллов) Как изменится скорость реакции $3A + B = C + D$, если одновременно концентрацию вещества A 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.