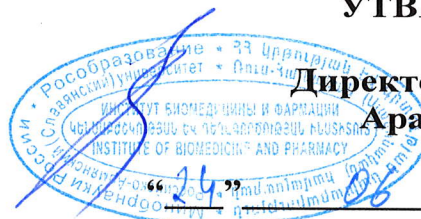


ГОУ ВПО РОССИЙСКО-АРМЯНСКИЙ (СЛАВЯНСКИЙ) УНИВЕРСИТЕТ

Составлена в соответствии с государственными требованиями к минимуму содержания и уровню подготовки выпускников по указанному направлению 33.05.01 Фармация и Положением РАУ о порядке разработки и утверждения учебных программ.

УТВЕРЖДАЮ:



Директор ИБМиФ
Аракелян А.А.

2021 г.

Институт: Институт биомедицины и фармации

Кафедра: Общей и фармацевтической химии

Специальность: Медицинская биохимия

Автор: кандидат химических наук, доцент Габриелян Лиана Сергеевна

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина: Физическая и органическая химия

ЕРЕВАН

1. Аннотация

Дисциплина «Физическая химия» является базовой частью химических дисциплин, необходимой для современной теоретической подготовки и практической деятельности специалистов биомедицинского профиля. Дисциплина непосредственно связана с дисциплинами естественнонаучного и математического цикла (математика, физика, биология). Все они пользуются физико-химическими закономерностями и физико-химическими методами для решения общих и конкретных задач.

Преподавание курса «Физическая химия» предусмотрено в объёме 126 часов, из них 36 часов лекции, 54 часов – лабораторные работы и 36 часов – практические занятия.

2. Требования к исходным уровням знаний и умений студентов

До освоения дисциплины «Физическая химия» должны быть изучены следующие дисциплины: «Математика», «Физика», «Общая и неорганическая химия», «Аналитическая химия».

3. Учебная программа

3.1 Цель и задачи дисциплины

Цель освоения дисциплины

Способствовать формированию у студентов естественнонаучного мировоззрения, пониманию основных закономерностей различных физико-химических, биологических и иных явлений природы и технологических процессов. Овладение обучающимися физико-химическими основами прогнозирования, разработки, контроля, оптимизации различных технологических процессов.

Задачи дисциплины:

К основным задачам данного курса относится ознакомление студентов с основами физической химии, приобретение студентами компетенций по следующим основным разделам современной физико-химической науки – основы химической термодинамики, химической кинетики, учения о растворах, учения о химическом равновесии, физикохимии дисперсных систем, основы статистической термодинамики.

2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы высшего профессионального образования

Дисциплина «Физическая химия» представляет фундаментальный курс в структуре образовательной программы по медицинская биохимии и биотехнологии.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля.

3.2 Требования к уровню освоения содержания дисциплины

В результате освоения дисциплины студент:

✓ должен знать

1. цели и задачи физической химии; пути и способы их решения;
2. основные законы физики и химии, физико-химические явления и закономерности, используемые в физической химии;
3. основные разделы физической химии;

4. основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния;
5. начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики;
6. методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах;
7. термодинамику растворов электролитов и электрохимических систем;
8. уравнения формальной кинетики и кинетики сложных реакций;
9. основные теории катализа;
10. об основополагающих представлениях и закономерностях коллоидной химии как науки о поверхностных явлениях и дисперсных системах;
11. основы статистической термодинамики;
12. основные литературные источники и справочную литературу по физической химии.

✓ **должен уметь**

1. самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии;
2. пользоваться основными приемами и методами физико-химических измерений;
3. рассчитывать термодинамические функции состояния системы, тепловые эффекты химических процессов,
4. определять направленность процесса в заданных начальных условиях;
5. прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях;
6. составлять кинетические уравнения в дифференциальной и интегральной форме для простых реакций;
7. обрабатывать, анализировать и обобщать результаты физико-химических наблюдений и измерений, графически представлять их;
8. применять полученные знания в научно-исследовательской деятельности.

✓ **должен владеть**

1. методами статистической обработки экспериментальных результатов физико-химических исследований;
2. навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций с целью прогнозирования возможности осуществления и направления протекания химических процессов;
3. навыками вычисления тепловых эффектов химических реакций при заданной температуре в условиях постоянства давления или объема;
4. навыками вычисления констант равновесия химических реакций при заданной температуре;
5. методами расчета скоростей химической реакций;
6. методами выполнения необходимых физико-химических расчетов в физической химии, экспериментов с применением соответствующих методик, средств измерений и лабораторного оборудования.

✓ **должен демонстрировать способность и готовность к самостоятельной работе.**

3.3 Разделы дисциплины с указанием видов занятий (лекции, семинарские и практические занятия, лабораторные работы) и их трудоёмкость в академических часах и кредитах:

Виды учебной работы	Всего	Количество часов по семестрам
---------------------	-------	-------------------------------

		<u>3</u> сем	<u>—</u> сем	<u>—</u> сем	<u>—</u> сем.	<u>—</u> сем	<u>—</u> сем.
1	3	4	5	6	7	10	11
1. Общая трудоемкость изучения дисциплины по семестрам, в т. ч.:	216	216					
1.1. Аудиторные занятия, в т. ч.:	126	126					
1.1.1. Лекции	36	36					
1.1.2. Практические занятия, в т. ч.	36	36					
1.1.2.1. Обсуждение прикладных проектов	16	16					
1.1.2.2. Контрольные работы	4	4					
1.1.2.3. Семинары	16	16					
1.1.3. Лабораторные работы	54	54					
1.1.4. Другие виды аудиторных занятий							
1.2. Самостоятельная работа	54	54					
1. Форма текущего контроля: Устный опрос на семинаре и тестирование умений							
2. Форма промежуточного контроля: 2 письменных контрольных по темам							
3. Форма итогового контроля:		экзамен					

3.4.1. Разделы дисциплины с указанием видов занятий (лекции, семинарские и практические занятия, лабораторные работы) и их трудоёмкость в академических часах и кредитах:

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.	7	1	2		4	
Тема 2. Первый закон термодинамики.	14	4	2		8	
Тема 3. Второй закон термодинамики.	6	2	2		2	
Тема 4. Третий закон термодинамики.	3	1	2			
Тема 5. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса.	3	1	2			
Тема 6. Термодинамика фазовых равновесий.	12	2	2		8	
Тема 7. Термодинамика химического равновесия.	12	2	2		8	
Тема 8. Термодинамика растворов неэлектролитов.	9	3	2		4	
Первый промежуточный контроль						
Раздел 2. Электрохимия						
Тема 9. Термодинамика растворов электролитов.	7	1	2		4	
Тема 10. Электропроводность растворов электролитов.	5	1	2		2	
Тема 11. Химические источники тока.	5	1	2		2	
Раздел 3. Основы химической кинетики						
Тема 12. Основные понятия химической кинетики.	6	2	2		2	
Тема 13. Кинетика простых реакций.	12	2	2		8	
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.	6	2	2		2	
Тема 18. Молекулярные механизмы адсорбции.	3	1	2			
Раздел 4. Статистическая термодинамика						
Тема 19. Распределение Больцмана	6	4	2			
Второй промежуточный контроль						
ИТОГО	126	36	36		54	

12.6. Модульная структура дисциплины с распределением весов по формам контролей

Вид учебной работы/контроля	Вес формы текущего контроля в результирующей оценке текущего контроля			Вес формы промежуточного контроля в итоговой оценке промежуточного контроля			Вес итоговых оценок промежуточных контролей в результирующей оценке промежуточного контроля	Вес оценки посещаемости, результирующей оценки промежут. контролей и оценки итог. контроля в результирующей оценке итогового контроля
	М1 ¹	М2	М3	М1	М2	М3		
Контрольная работа					0.5	0.5		
Тест								
Курсовая работа								
Лабораторные работы		0.5	0.5					
Письменные домашние задания								
Эссе (реферативного типа)								
Устный опрос (семинарс.)		0.5	0.5					
Реферат								
Вес результирующей оценки текущего контроля в итоговых оценках промежуточных контролей					0.5	0.5		
Вес итоговой оценки 1-го промежуточного контроля в результирующей оценке промежуточных контролей								
Вес итоговой оценки 2-							0.5	

¹ Учебный Модуль

го промежуточного контроля в результирующей оценке промежуточных контролей								
Вес итоговой оценки 3-го промежуточного контроля в результирующей оценке промежуточных контролей т.д.							0.5	
Вес результирующей оценки промежуточных контролей в результирующей оценке итогового контроля								0.5
Экзамен/зачет (оценка итогового контроля)								0.5
	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$	$\Sigma = 1$

4.2 Содержание дисциплины

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 раствором. 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.

Раздел 4. СТАТИСТИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Тема 19. Термодинамическая вероятность. Распределение Больцмана Молекулярная сумма по состояниям. Вырожденность. Канонический ансамбль. Сумма по состояниям системы и её свойства. Связь с молекулярной суммой по состояниям в случае идеального газа. Связь суммы по состояниям с внутренней энергией, теплоёмкостью и другими термодинамическими функциями. Расчёт сумм по состояниям для поступательного, вращательного, колебательного движений. Электронная сумма по состояниям. Расчёт констант равновесия K_p и K_c .

Краткое содержание лабораторного практикума

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ

лабораторных занятий по курсу физической химии

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.

5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения

Лекции, семинарские занятия (устный опрос, представление и обсуждение рефератов), письменные домашние задания и тесты.

6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

Образец экзаменационного билета

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ N

1. Фазовое равновесие в однокомпонентных системах, уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Диаграмма состояния воды.
2. Гальванический элемент Даниэля-Якоби. Термодинамика гальванического элемента. Уравнение Нернста.
3. Плазма человеческой крови замерзает при -0.56°C . Каково ее осмотическое давление при 37°C , измеренное с помощью мембраны, проницаемой только для воды? Криоскопическая постоянная воды равна $1.86 \text{ K кг моль}^{-1}$.
4. Период полураспада радиоактивного изотопа ^{90}Sr , который попадает в атмосферу при ядерных испытаниях – 28 лет. Предположим, что организм новорожденного ребенка поглотил 1 мг этого изотопа. Сколько стронция останется в организме через а) 18 лет, б) 70 лет, если считать, что он не выводится из организма?

Литература

1. И. Тиноко, К. Зауэр, Дж. Вэнг, Дж. Паглиси. Физическая химия. Принципы и применение в биологических науках, М., Техносфера, 2005, 744 с.
2. Ерёмин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В. Основы физической химии. Теория и задачи. М.: Экзамен, 2005.
3. Ерёмин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В. Задачи по физической химии. М.: Экзамен, 2003;
4. R. Chang, Physical Chemistry for the Biosciences, University Science Book, 2005, 678 p.
5. P. Atkins, Physical Chemistry, 7nd ed., John Wiley & Sons, Inc., 2001, 999 p.
6. T. Engel, G. Drobny, P Reid, Physical Chemistry for the Life Sciences, Pearson Education International, 2008, 739 p.
7. C. Garlan, J. Nibler, D. Shoemaker, Experiments in Physical Chemistry, 7th ed., McGrawHill, 2003, 792 p.
8. Евстратова, К.И Физическая и коллоидная химия/ К.И.Евстратова, Н.А. Купина, Е.Е.Малахова. - М.: Высшая школа, 1990. – 487 с.
9. Фролов Ю.Г. Курс коллоидной химии. Поверхностные явления и дисперсные системы / Ю.Г.Фролов. - М.: Химия, 1989. – 473 с.
10. Зимон А.Д. Коллоидная химия / А.Д. Зимон. - М.: Агар, 2001. – 320 с.

Программные средства освоения дисциплины

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.