

Белорусский государственный университет



« 14 » октября 2014 г.

Регистрационный № УД- 1363 /уч.

Физическая и коллоидная химия

Учебная программа учреждения высшего образования по учебной дисциплине для специальностей:

1-31 01 01 Биология (по направлениям)
направления специальности 1-31 01 01-03 Биология (биотехнология);
1-31 01 02 Биохимия;
1-31 01 03 Микробиология

2014 г.

СОСТАВИТЕЛИ:

Людмила Михайловна Володкович, старший преподаватель кафедры физической химии Белорусского государственного университета;

Александра Евгеньевна Усенко, старший преподаватель кафедры физической химии Белорусского государственного университета, кандидат химических наук;

Марина Григорьевна Кривова, старший преподаватель кафедры физической химии Белорусского государственного университета, кандидат химических наук

РЕЦЕНЗЕНТЫ:

Александр Семенович Тихонов, доцент кафедры Учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет им. М. Танка», кандидат химических наук, доцент;

Геннадий Стефанович Петров, доцент кафедры физической и коллоидной химии Учреждения образования «Белорусский государственный технологический университет», кандидат химических наук, доцент

РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ:

Кафедрой физической химии Белорусского государственного университета (протокол № 11 от 26 июня 2014 г.);

Научно-методическим советом Белорусского государственного университета (протокол № 1 от 15 сентября 2014 г.)

Ответственный за редакцию: Людмила Михайловна Володкович

Ответственный за выпуск: Кривова Марина Григорьевна

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Современная физическая химия представляет собой одну из фундаментальных дисциплин химического цикла и является теоретической основой современной химии. Изучение физической химии показывает, что универсальные физико-химические закономерности связывают воедино все области химии и естествознания независимо от объекта исследования и находят успешное применение для решения конкретных практических задач. Именно поэтому курс физической и коллоидной химии на биологических факультетах университетов является необходимой базой для успешного изучения как химических (аналитическая, органическая, неорганическая, коллоидная и биологическая химии), так и специальных дисциплин.

Основная цель курса – раскрыть физический смысл основных физических законов, научить студентов видеть области применения этих законов и четко понимать их принципиальные возможности при решении конкретных научных проблем.

Учебная программа составлена на основе требований образовательного стандарта в соответствии с современным методологическим и научным содержанием курса физической и коллоидной химии, с учетом опыта его преподавания в ведущих вузах ближнего и дальнего зарубежья.

Основными задачами изучения курса физической и коллоидной химии являются:

1. Изучение основ химической термодинамики, термохимии, учений о химическом и фазовом равновесиях, скоростях и механизмах химических реакций, их взаимосвязи с электрическими явлениями, учений о дисперсно-коллоидных системах и поверхностных явлениях на границах раздела фаз;

2. Применение теоретических законов физической и коллоидной химии к решению различных теоретических и практических задач, проведение расчетов выхода продуктов химических реакций, использование различных диаграмм для предсказания свойств многокомпонентных материалов и коллоидных систем.

В результате изучения дисциплины обучаемый должен:

знать:

- основные понятия, законы и теории физической химии;
- основы химической кинетики и термодинамики;
- основы электрохимии;
- строение и свойства дисперсных систем и растворов;
- основные достижения в области химии и перспективы их использования в практике и решении различных проблем; в живой и неживой природе, медицине

уметь:

- применять изученные законы и понятия при характеристике составов, строения и свойств веществ, химических реакций, способов получения веществ и их практического использования;

- проводить численные расчеты при решении химических задач;
- устанавливать связь между строением и свойствами веществ;
- проводить химический эксперимент.

владеть:

- понятийным аппаратом и фундаментальными знаниями в области физической и коллоидной химии
- основными методами расчёта физико-химических свойств веществ и параметров химических превращений,
- базовыми навыками проведения физико-химического эксперимента и приемами обработки его результатов;
- принципами отбора методик физико-химического исследования объектов живой и неживой природы, медицины.

Программа курса рассчитана на 130 часов, из которых 62 часа отводится на аудиторные занятия (30 – лекционных, 28 – лабораторных, 4 – контролируемой самостоятельной работы студентов).

ПРИМЕРНЫЙ ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

№ разделов и тем	Наименование разделов и тем	Аудиторные часы			
		Всего	Лекции	Лабораторные занятия	УСР
I.	Химическая термодинамика				
1.1.	Основные понятия и постулаты термодинамики. Первый закон термодинамики. Термохимия.	5	2	3	
1.2.	Второй закон термодинамики и его приложения. Фундаментальные уравнения термодинамики.	3	2		1
1.3.	Термодинамика растворов и гетерогенных систем.	6	2	4	
1.4.	Химические равновесия	6	2	4	
II.	Химическая кинетика и катализ				
2.1.	Основные понятия и постулаты химической кинетики. Кинетика химических реакций в статических условиях.	7	4	3	
2.2.	Теории химической кинетики	2	2		
2.3.	Кинетические особенности некоторых типов реакций	3	2		1
2.4.	Катализ. Теории катализа.	6	2	4	
III.	Электрохимия				
3.1	Предмет и задачи электрохимии. Теория растворов электролитов.	1	1		
3.2	Неравновесные явления в растворах электролитов	5	2	3	

3.3.	Электродные равновесия	5	2	2	1
IV.	Коллоидная химия				
4.1.	Общая характеристика и классификация дисперсных систем	1	1		
4.2.	Поверхностные явления. Адсорбция на границе раздела фаз.	3	1	2	
4.3.	Получение дисперсных систем и их свойства.	3	2	1	
4.4.	Высокомолекулярные соединения и их растворы.	5	2	2	1
4.5.	Коллоидно-химические основы охраны окружающей среды.	1	1		
ИТОГО:		62	30	28	4

СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОГО МАТЕРИАЛА

ВВЕДЕНИЕ

Предмет, задачи и разделы физической и коллоидной химии.

Этапы развития физической химии как теоретической основы современной химии.

Коллоидная химия как наука о дисперсных системах и поверхностных явлениях.

1. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

1.1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ, ТЕРМИНОЛОГИЯ И ПОСТУЛАТЫ ТЕРМОДИНАМИКИ. ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ. ТЕРМОХИМИЯ.

Предмет и методы исследования термодинамики. Термодинамический и статистический методы исследования. Термодинамическая система и окружающая среда. Типы термодинамических систем: изолированные, закрытые, адиабатически изолированные, замкнутые, открытые. Равновесное состояние системы, его описание.

Параметры состояния системы, их классификация. Параметры внешние и внутренние, интенсивные и экстенсивные. Независимые параметры и функции. Функции состояния и функции процесса. Термодинамические процессы: равновесные, неравновесные, обратимые, необратимые, циклические. Характеристики равновесных и обратимых процессов.

Исходные постулаты термодинамики. Постулат о существовании температуры (нулевой закон термодинамики) Внутренняя энергия системы, теплота, работа, их определение, единицы измерения. Правила выбора знаков теплоты и работы.

Первый закон термодинамики, его формулировки. Аналитическое выражение первого закона термодинамики. Вечный двигатель первого рода. Работа расширения идеальных газов в различных обратимых процессах. Энтальпия. Теплоемкость, средняя и истинная теплоемкость, их связь. Соотношения между C_p и C_v .

Термохимия. Теплота и тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса как следствие первого закона термодинамики. Формулировки закона Гесса и следствий из него. Стандартное состояние и стандартные условия, базисные температуры. Выбор стандартного состояния газов и конденсированных фаз. Стандартные теплоты (энтальпии) образования химических соединений. Базисная (стандартная) энтальпия образования элементов. Стандартные теплоты сгорания и их определение. Стандартные энтальпии химических реакций, их обозначения.

1.2. ВТОРОЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ И ЕГО ПРИЛОЖЕНИЯ. ФУНДАМЕНТАЛЬНЫЕ УРАВНЕНИЯ ТЕРМОДИНАМИКИ

Второй закон термодинамики. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы, их характеристика. Направление самопроизвольных процессов. Энтропия – мера необратимого рассеяния энергии. Формулировки второго закона термодинамики Клаузиуса, У.Томсона, У.Томсона – Оствальда. Вечный двигатель второго рода. Формулировка второго закона в химической термодинамике. Обоснование существования энтропии как функции состояния системы. Статистический характер второго закона термодинамики, формула Больцмана. Математическая запись второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Вычисление изменения энтропии в различных обратимых и необратимых процессах. Энтропия идеального газа. Изменение энтропии при изобарно-изотермическом смешении идеальных газов, парадокс Гиббса. Третий закон термодинамики, постулат Планка. Абсолютные энтропии. Вычисление изменения энтропии в химических реакциях.

Фундаментальные уравнения термодинамики. Характеристические функции. Фундаментальное уравнение термодинамики (уравнение Гиббса) для простых и сложных систем. Функции состояния энтальпия (H), энергия Гельмгольца (A), энергия Гиббса (G). Внутренняя энергия как термодинамический потенциал. Энтальпия простых и сложных систем. Энтальпии фазовых переходов. Энтальпия как характеристическая функция и термодинамический потенциал. Энергия Гельмгольца и направление самопроизвольного процесса. Связь энергии Гельмгольца с внутренней энергией, с другими термодинамическими функциями и максимальной работой. Энергия Гиббса. Энергия Гиббса как термодинамический потенциал и характеристическая функция. Связь энергии Гиббса с максимальной полезной работой. Уравнение Гиббса – Гельмгольца и его роль в химии.

Условия равновесия в однокомпонентных гетерогенных системах. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Зависимость давления насыщенного пара вещества от температуры. Фазовые переходы I и II рода. Плавление, испарение,

сублимация. Зависимость температуры плавления от давления.

1.3. ТЕРМОДИНАМИКА РАСТВОРОВ И ГЕТЕРОГЕННЫХ СИСТЕМ

Фундаментальные уравнения термодинамики для открытых систем. Внутренняя энергия и другие термодинамические потенциалы открытых систем. Химический потенциал, его определение через характеристические функции. Парциальные молярные величины. Соотношения между парциальными молярными и интегральными величинами. Химический потенциал компонента в смеси идеальных газов. Закон Дальтона для смеси идеальных газов. Функции смешения идеальных газов.

Растворы. Определение понятия “раствор”, их классификация. Термодинамические условия образования растворов. Закон Рауля, идеальные растворы и их определение. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри. Общее давление насыщенного пара идеального раствора как функция состава раствора и состава насыщенного пара. Диаграммы равновесия жидкость – пар, правило рычага. Температура кипения идеальных растворов, физико-химические основы перегонки растворов. Неидеальные растворы, виды отклонения от закона Рауля. Законы Гиббса – Коновалова, азеотропные растворы. Растворимость в идеальных и предельно разбавленных растворах. Уравнение растворимости Шредера. Коллигативные свойства растворов. Криоскопия, криоскопическая константа растворителей, изотонический коэффициент Вант–Гоффа. Практическое использование криоскопии. Эбулиоскопия, повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ. Осмотические явления и их роль в биологии. Уравнение Вант–Гоффа, область его применимости.

Гетерогенные фазовые равновесия. Условия равновесия в многокомпонентных гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса Диаграмма состояния воды. Двухкомпонентные системы и их анализ на основе правила фаз.

1.4. ХИМИЧЕСКИЕ РАВНОВЕСИЯ

Условия химического равновесия. Закон действия масс Термодинамическая константа равновесия, другие виды констант равновесия и связь между ними. Энергия Гиббса химической реакции (уравнение изотермы химической реакции Вант–Гоффа). Стандартная энергия Гиббса химической реакции и ее связь с термодинамической константой равновесия. Химические равновесия в гетерогенных системах и растворах. Особенности гетерогенных реакций с участием фаз постоянного состава. Принцип смещения равновесия Ле-Шателье – Брауна, его термодинамическая трактовка. Зависимость констант равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Влияние давление на химические равновесия.

Расчеты констант равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций. Расчет выхода продуктов химических реакций различных типов.

Химические равновесия и тепловая теорема Нернста, следствия из нее. Третий закон термодинамики. Химические равновесия в реальных системах. Реальные газы. Фугитивность (летучесть).

2. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ

2.1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ПОСТУЛАТЫ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ В СТАТИЧЕСКИХ УСЛОВИЯХ.

Предмет химической кинетики. Особенности кинетического подхода к описанию химических реакций. Промежуточные вещества и понятие элементарной стадии химической реакции. Простые и сложные химические реакции. Механизм химической реакции и несоответствие механизмов реакций стехиометрическим уравнениям.

Основные понятия химической кинетики. Скорость химической реакции, ее размерность. Истинная и средняя скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Экспериментальное определение скорости химической реакции. Кинетические кривые и кинетические уравнения. Порядок химической реакции. Общий и частный порядок. Реакции переменного порядка и изменение порядка в ходе реакции. Временной и концентрационный порядок реакции. Кинетическая классификация реакций по их порядку. Реакции псевдо n -го порядка. Молекулярность элементарной химической реакции.

Закон действия масс – основной постулат химической кинетики. Область применения закона действия масс. Составление кинетических уравнений для известного механизма реакции. Прямая и обратная задачи химической кинетики. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл и размерность для реакций различных порядков. Основные принципы химической кинетики: принцип независимости химических реакций и область его применения, принцип лимитирующей стадии химического процесса, принцип детального равновесия.

Кинетические особенности протекания простых необратимых реакций – кинетические уравнения, константа скорости, зависимость концентрации участников реакции от времени, время полупревращения. Реакции нулевого порядка. Реакции первого порядка. Кинетические особенности реакций второго порядка при одинаковой и различной начальной концентрации участников реакции. Реакции третьего порядка.

Методы определения порядка реакции и константы скорости по экспериментальным данным. Понятие об интегральных и дифференциальных методах определения порядка реакции и константы скорости. Метод избытка (метод Оствальда). Метод равных концентраций. Метод подбора уравнений в графическом и аналитическом вариантах. Метод определения порядка реакции по времени полупревращения (метод Оствальда – Нойеса). Дифференциальный метод Вант-Гоффа и особенности его применения для определения временного и концентрационного порядков реакции.

Кинетические особенности протекания сложных необратимых реакций – кинетические уравнения, константа скорости, зависимость концентрации участников реакции от времени. Обратимые реакции. Параллельные реакции. Последовательные реакции на примере двух необратимых реакций первого порядка – анализ кинетических кривых для промежуточного и конечного продуктов реакции. Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Приближенные методы химической кинетики: метод стационарных концентраций Боденштейна и условия его применимости, квазиравновесное приближение.

Зависимость скорости реакции от температуры. Эмпирическое правило Вант–Гоффа и область его применимости. Уравнение Аррениуса и его термодинамический вывод. Понятие об энергии активации химической реакции. Истинная и кажущаяся энергия активации. Нахождение энергии активации химической реакции по экспериментальным данным. Эмпирические правила оценки энергии активации.

2.2. ТЕОРИИ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ

Теория активных соударений. Основы молекулярно-кинетической теории газов. Бимолекулярные реакции в теории активных соударений. Скорость реакции и число активных соударений. Стерический фактор. Расчет константы скорости бимолекулярной химической реакции (формула Траутца – Льюиса). Достоинства и недостатки теории активных соударений.

Теория активированного комплекса. Основные положения теории. Активированный комплекс и его свойства. Понятие о статистическом методе расчета константы скорости бимолекулярной реакции. Особенности применение теории активированного комплекса для расчета константы скорости химической реакции и сопоставление ее результатов с результатами теории активных соударений. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия и энтальпия активации. Достоинства и недостатки теории активированного комплекса.

2.3. КИНЕТИЧЕСКИЕ ОСОБЕННОСТИ НЕКОТОРЫХ ТИПОВ РЕАКЦИЙ

Кинетика цепных реакций. Цепные реакции, их открытие и особенности протекания. Элементарные процессы возникновения, продолжения, развития и обрыва цепи. Разветвленные и неразветвленные цепные реакции. Длина цепи. Особенности кинетики неразветвленных цепных реакций на примере реакции образования HCl . Особенности кинетики разветвленных цепных реакций на примере реакции окисления водорода.

Кинетика фотохимических реакций. Основные законы фотохимии: законы Гротгуса, Вант–Гоффа и Эйнштейна. Квантовый выход. Процессы, происходящие при поглощении света веществом. Кинетика фотохимических реакций. Фотосинтез.

Основы кинетики гетерогенных процессов. Скорость гетерогенной химической реакции. Роль диффузии и адсорбции при протекании гетерогенного процесса. Диффузионная и кинетическая области протекания гетерогенной реакции. Топохимические реакции.

2.4. КАТАЛИЗ. ТЕОРИИ КАТАЛИЗА.

Основные понятия и определения теории катализа. Каталитический процесс и особенности его протекания. Активаторы и ингибиторы. Основные механизмы катализа. Специфичность и селективность катализатора. Роль катализаторов в химии и биологии.

Гомогенные каталитические реакции. Механизм и энергетический профиль каталитической реакции. Скорость каталитической реакции. Автокатализ и скорость автокаталитической реакции. Кислотно-основной катализ. Ферментативный катализ и причины высокой каталитической активности ферментов. Механизм реакций ферментативного катализа. Уравнение Михаэлиса – Ментен. Константа Михаэлиса. Методы определения кинетических параметров уравнения Михаэлиса – Ментен по экспериментальным данным. Влияние температуры и pH среды на скорость ферментативной реакции. Ингибирование ферментативных реакций.

Гетерогенные каталитические реакции. Общие принципы гетерогенного катализа. Роль адсорбции в протекании гетерогенной каталитической реакции. Энергетический профиль гетерогенной каталитической реакции. Теория активных центров. Отравление катализатора. Мультиплетная теория Баландина. Принципы геометрического и энергетического соответствия. Теория активных ансамблей Кобозева. Электронная теория катализа Волькенштейна. Важнейшие классы промышленных катализаторов.

3. ЭЛЕКТРОХИМИЯ

3.1. ПРЕДМЕТ И ЗАДАЧИ ЭЛЕКТРОХИМИИ. ТЕОРИЯ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Предмет и основные разделы электрохимии. Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительных реакций, их особенности. Законы Фарадея. Выход по току.

Развитие представлений о строении растворов электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Ионные равновесия в растворах электролитов: диссоциация сильных и слабых электролитов, гидролиз солей, буферные растворы. Достоинства и недостатки теории электролитической диссоциации Аррениуса.

Ион – дипольные взаимодействия в растворах электролитов. Механизм образования растворов. Энергия кристаллической решетки и энергия сольватации. Энтропия сольватации. Особенности гидратации протонов.

Ион – ионные взаимодействия в растворах электролитов. Термодинами-

ка реальных растворов. Средняя ионная активность и средний ионный коэффициент активности, их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов. Основы теории Дебая – Гюккеля. Уравнения для расчета среднего ионного коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая – Гюккеля. Применение результатов теории Дебая – Гюккеля к слабым электролитам. Ионная ассоциация и современные представления о растворах электролитов.

3.2. НЕРАВНОВЕСНЫЕ ЯВЛЕНИЯ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Электропроводность растворов электролитов. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность растворов электролитов. Зависимость электропроводности сильных и слабых электролитов от концентрации и температуры. Физический смысл электрофоретического и релаксационного эффектов. Методы измерения электропроводности.

Подвижность ионов. Природа аномальной подвижности ионов водорода и гидроксид-иона в водных растворах. Закон Кольрауша.

Применение метода измерения электропроводности для экспериментального определения предельной подвижности ионов, степени и константы диссоциации слабых электролитов, произведения растворимости труднорастворимых соединений. Понятие о числах переноса ионных пар и их зависимости от концентрации и температуры.

Представление о механизме проводимости неводных растворов, ионных расплавов и твердых электролитов.

3.3. ЭЛЕКТРОДНЫЕ РАВНОВЕСИЯ

Электрохимическое равновесие на границе раздела фаз. Природа скачка потенциала на границе раздела фаз. Электрохимический потенциал. Уравнение Нернста. Равновесие в электрохимической цепи. ЭДС равновесной электрохимической цепи, ее связь с изменением энергии Гиббса электрохимической реакции. Понятие электродного потенциала. Стандартный электродный потенциал. Международная конвенция об ЭДС и электродных потенциалах.

Классификация электродов. Электроды первого рода, обратимые по катиону и аниону, амальгамные электроды. Электроды второго рода, насыщенный каломельный электрод. Окислительно–восстановительные и газовые электроды. Стандартный водородный электрод и его применение для экспериментального измерения потенциалов отдельных электродов. Мембранные электроды. Стекланный электрод.

Классификация электрохимических цепей. Физические, химические и концентрационные цепи. Простые и сложные цепи. Электрохимические цепи с переносом и без переноса. Элемент Вестона. Термодинамика гальванического элемента.

Практическое применение метода измерения ЭДС гальванических эле-

ментов для определения термодинамических характеристик потенциалобразующих реакций, рН, произведения растворимости труднорастворимых солей, средней ионной активности и среднего ионного коэффициента активности, констант равновесия ионных реакций.

4. КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ

4.1. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА И КЛАССИФИКАЦИЯ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

Коллоидное (дисперсное) состояние вещества, дисперсная фаза и дисперсионная среда. Количественная характеристика дисперсности. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности и агрегатному состоянию фаз. Лиофобные и лиофильные дисперсные системы. Поверхностные явления и их классификация. Роль поверхностных явлений в процессах, протекающих в дисперсных системах. Природные дисперсные системы.

Общая классификация методов получения коллоидных систем.

4.2. ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ. АДСОРБЦИЯ НА ГРАНИЦЕ РАЗДЕЛА ФАЗ

Адсорбция как самопроизвольный процесс концентрирования компонентов на границе раздела фаз. Физическая адсорбция и хемосорбция. Поверхностное натяжение. Поверхностно-активные и поверхностно-инактивные вещества. Классификация поверхностно-активных веществ по их строению и механизму действия. Правило Дюкло – Траубе. Уравнение Шишковского.

Количественная характеристика адсорбции, зависимость величины адсорбции от температуры и давления. Адсорбция электролитов на твердых поверхностях. Правило Пескова – Фаянса. Адсорбция из газовой фазы и из растворов. Уравнение адсорбции Гиббса. Теория мономолекулярной адсорбции Ленгмюра. Уравнение адсорбции Ленгмюра. Полимолекулярная адсорбция.

Адгезия и когезия. Смачивание. Гидрофильные и гидрофобные поверхности. Практическое значение явлений капиллярности и смачивания.

4.3. ПОЛУЧЕНИЕ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ И ИХ СВОЙСТВА

Электрические свойства дисперсных систем. Причины образования двойного электрического слоя (ДЭС) на границе раздела фаз. Модели строения ДЭС – теории Гельмгольца, Гуи –Чепмена и Штерна. Электрокинетический потенциал. Влияние индифферентных и неиндифферентных электролитов на величину электрокинетического потенциала. Электрокинетические явления. Экспериментальное определение величины электрокинетического потенциала. Уравнение Гельмгольца – Смолуховского. Электрофорез и элект-

троосмос в биологии и медицине.

Строение мицеллы гидрофобного золя. Влияние концентрации и природы электролита на величину и знак заряда коллоидной частицы. Изоэлектрическое состояние коллоидной частицы.

Методы получения дисперсных систем и их устойчивость. Основные условия получения дисперсных систем. Понятие о стабилизаторе. Дисперсионные методы получения дисперсных систем. Пептизация. Самопроизвольное диспергирование. Конденсационные способы получения дисперсных систем. Методы очистки коллоидных систем – диализ, электродиализ и ультрафильтрация. Агрегативная и кинетическая (седиментационная) устойчивость коллоидных систем. Коагуляция и седиментация. Коагуляция гидрофобных зольей электролитами. Порог коагуляции. Правило Шульце – Гарди. Лиотропные ряды. Зоны устойчивости при перезарядке коллоидных частиц. Коагуляция смесью электролитов. Взаимная коагуляция зольей.

Молекулярно–кинетические и оптические свойства дисперсных систем. Броуновское движение и его тепловая природа. Уравнение Эйнштейна – Смолуховского. Диффузия в коллоидных системах. Осмотические явления в дисперсных системах и их значение в биологии. Седиментационное равновесие, уравнение Лапласа – Перрена. Представление о дисперсионном анализе. Рассеяние света в коллоидных системах. Уравнение Релея и его анализ. Опалесценция. Нефелометрия. Ультрамикроскопия.

4.4. ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ И ИХ РАСТВОРЫ

Строение и свойства высокомолекулярных соединений (ВМС). Природные и синтетические ВМС. Белки и их строение. Изоэлектрическое состояние белковой молекулы. Денатурация белков. Взаимодействие ВМС с растворителем. Набухание полимеров. Студни и их свойства. Синерезис. Самопроизвольное образование растворов ВМС, их свойства и устойчивость. Высаливание и коацервация. Вязкость и осмотическое давление растворов полимеров. Определение молекулярной массы полимеров.

Применение ВМС для защиты зольей от коагуляции и для флокуляции.

4.5. КОЛЛОИДНО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ОХРАНЫ ПРИРОДНОЙ СРЕДЫ

Методы очистки природных и сточных вод, основанные на изменении устойчивости дисперсных систем. Использование методов коагуляции, флокуляции, фильтрации. Методы разрушения аэрозольей.

ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

ЛИТЕРАТУРА

Основная:

1. *Тиноко И., Зауэр К., Вэнг Дж., Паглиси Дж.* Физическая химия (Принципы и применения в биологических науках). – М.: Техносфера, 2005.
2. *Мушкамбаров Н.Н.* Физическая и коллоидная химия. – М.: ГЭОТАР–МЕД, 2002.
3. *Мушкамбаров Н.Н.* Элементы математики и физической химии для биологов. – М.: ГЭОТАР–МЕД, 2001.
4. *Уильямс В., Уильямс Х.* Физическая химия для биологов. – М.; Мир, 1976.
5. *Балезин С.А., Ерофеев Б.В., Подобаев Н.И.* Основы физической и коллоидной химии. – М.: Просвещение, 1975.
6. *Горшков В.И., Кузнецов И.А.* Физическая химия. – М.: МГУ, 1986.

Дополнительная:

1. *Киреев В.А.* Краткий курс физической химии. – М.: Химия_, 1978.
2. *Болдырев А.И.* Физическая и коллоидная химия. – М.: Высшая школа, 1974.
3. *Шершавина А.А.* Физическая и коллоидная химия. – М.: Новое знание, 2005.
4. *Зимин А.Д.* Коллоидная химия. – М.: Агар, 2003.
5. *Гельфман М., Ковалевич О., Юстратов В.* Коллоидная химия. – СПб. – М.– Краснодар: Лань, 2005.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

Для организации управляемой самостоятельной работы студентов по курсу следует использовать современные информационные технологии: разместить в сетевом доступе комплекс учебных и учебно-методических материалов (программа, конспект лекций, презентации лекций, список рекомендуемой литературы и информационных ресурсов, вопросы для самоподготовки к зачету, задания в тестовой форме для самоконтроля и др.).

Эффективность самостоятельной работы студентов целесообразно проверять в ходе текущего и итогового контроля знаний в форме устного опроса, контрольных работ, тестового контроля по темам и разделам курса.

ПЕРЕЧЕНЬ РЕКОМЕНДУЕМЫХ СРЕДСТВ ДИАГНОСТИКИ

Учебными планами по направлению специальности 1-31 01 01-03 Биология (биотехнология), специальностей 1-31 01 02 Биохимия и 1-31 01 03 Микробиология в качестве формы итогового контроля по учебной дисциплине рекомендован зачет.

Для текущего контроля качества усвоения знаний студентами можно использовать следующий диагностический инструментарий:

- защита подготовленного студентом реферата;
- письменные контрольные работы по отдельным темам курса;
- устные опросы;
- тестирование.