

**Министерство образования Республики Беларусь**  
Учебно-методическое объединение вузов Республики Беларусь  
по естественнонаучному образованию

**УТВЕРЖДАЮ**

Первый заместитель Министра образования  
Республики Беларусь

\_\_\_\_\_ А. И. Жук  
« \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2011 г.

Регистрационный № ТД- \_\_\_\_\_ /тип.

**ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ**

**Типовая учебная программа**  
**для учреждений высшего образования по специальности:**  
**1-31 01 02 Биохимия**  
**1-31 01 03 Микробиология**

**СОГЛАСОВАНО**

Председатель  
учебно-методического объединения  
вузов Республики Беларусь  
по естественнонаучному  
образованию

\_\_\_\_\_ А.Л. Толстик  
« \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2011 г.

Начальник Управления высшего и  
среднего специального образования  
Министерства образования Респу-  
блики Беларусь

\_\_\_\_\_ Ю. И. Миксюк  
« \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2011 г.

Проректор по учебной и воспита-  
тельной работе Государственного  
учреждения образования «Республи-  
канский институт высшей школы»

\_\_\_\_\_ В.И. Шупляк  
« \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2011 г.

Эксперт-нормоконтролер

\_\_\_\_\_ Н.П. Машерова  
« \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2011 г.

### **СОСТАВИТЕЛИ:**

В.В.Паньков, заведующий кафедрой физической химии Белорусского государственного университета, доктор химических наук, профессор;

А.А.Савицкий, доцент кафедры физической химии Белорусского государственного университета, кандидат химических наук, доцент;

Л.М.Володкович, старший преподаватель кафедры физической химии Белорусского государственного университета.

### **РЕЦЕНЗЕНТЫ:**

Кафедра химии учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка»;

Г.С.Петров, доцент кафедры физической и коллоидной Белорусского государственного технологического университета, кандидат химических наук, доцент.

### **РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ В КАЧЕСТВЕ ТИПОВОЙ:**

Кафедрой физической химии Белорусского государственного университета (протокол № 1 от 01.09.2011);

Научно-методическим советом Белорусского государственного университета (протокол № \_\_\_\_\_ от \_\_\_\_\_ 2011 г.);

Научно-методическим советом по химии Учебно-методического объединения вузов Республики Беларусь по естественнонаучному образованию (протокол № \_\_\_\_\_ от \_\_\_\_\_ 2011 г.);

Ответственный за редакцию: Л.М.Володкович

Ответственный за выпуск: А.А.Савицкий

## 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 задача 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.

Типовая 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 целями 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.

Не все вопросы, перечисленные в программе, выносятся на лекцию. Часть разделов описательного характера предлагается изучить самостоятельно по литературе, указанной в конце программы или на лабораторных занятиях. Контроль качества усвоения такого материала осуществляется в ходе сдачи теоретических коллоквиумов и лабораторного практикума.

Лабораторные занятия предусматривают освоение техники выполнения химического эксперимента, методов подготовки веществ, методики приготовления растворов, проведения исследовательского эксперимента и анализа его результатов, и должны быть обеспечены химической посудой, реактивами, общелабораторным и специальным оборудованием, средствами наглядности.

Для организации самостоятельной работы студентов по курсу следует использовать современные информационные технологии: разместить в сетевом доступе комплекс учебных и учебно-методических материалов (программа, методические указания к лабораторным занятиям, список рекомендуемой литературы и информационных ресурсов, 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, коллоквиумов, тестового компьютерного контроля по темам и разделам курса. Для общей оценки качества усвоения студентами учебного материала рекомендуется использование рейтинговой системы.

Программа курса рассчитана на 92 часа, из которых 62 часа отводится на аудиторные занятия (30 – лекционных, 28 – лабораторных, 4 – контрольные мероприятия).

## ПРИМЕРНЫЙ ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

№ разделов и тем	Наименование разделов и тем	Аудиторные часы		
		Всего	Лекции	Лабораторные занятия
1	2	3	4	5
I.	<b>Химическая термодинамика</b>			
1.1.	Основные понятия, терминология и постулаты термодинамики. Первый закон термодинамики. Термохимия.	6	2	4
1.2.	Второй закон термодинамики и его приложения. Фундаментальные уравнения			

	термодинамики.	2	2	
1.3.	Термодинамика растворов и гетерогенных систем.	6	2	4
1.4.	Химические равновесия	6	2	4
II.	<b>Химическая кинетика и катализ</b>			
2.1.	Основные понятия и постулаты химической кинетики. Кинетика химических реакций в статических условиях.	8	4	4
2.2.	Теории химической кинетики	2	2	
2.3.	Кинетические особенности некоторых типов реакций	2	2	
2.4.	Катализ. Теории катализа.	6	2	4
III.	<b>Электрохимия</b>			
3.1	Предмет и задачи электрохимии. Теория растворов электролитов.	1	1	
3.2	Неравновесные явления в растворах электролитов	6	2	4
3.3.	Электродные равновесия	4	2	2
IV.	<b>Коллоидная химия</b>			
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.	4	2	2
4.4	Высокомолекулярные соединения и их растворы.	4	2	2
4.5	Коллоидно-химические основы охраны окружающей среды.	1	1	
<b>ИТОГО :</b>		<b>62</b>	<b>30</b>	<b>32</b>

## 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 давления 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 об-



ласть 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 применения теории активированного комплекса для расчета константы скорости химической реакции и сопоставление ее результатов с результатами теории активных соударений. Термодинамический аспект теории активированного ком-

плекса. 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. Термодинамика 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 ионов 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 элементов* 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 электроосмос 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. Самопроиз-

вольное образование растворов ВМС, их свойства и устойчивость. Высаливание и коацервация. Вязкость и осмотическое давление растворов полимеров. Определение молекулярной массы полимеров.

Применение ВМС для защиты зелей 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 аэрозолей.

#### ЛИТЕРАТУРА

Основная:

1. *Тиноко И., Зауэр К., Вэнг Дж., Паглицси 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.