

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ**  
Учебно-методическое объединение по естественнонаучному образованию

**УТВЕРЖДАЮ**

Первый заместитель Министра образования  
Республики Беларусь

\_\_\_\_\_ В.А. Богущ

(подпись)

(И.О..Фамилия)

« \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2015 г.

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

**ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Типовая учебная программа по учебной дисциплине  
для специальности 1-31 05 01 Химия (по направлениям):**

**СОГЛАСОВАНО**

Председатель  
Учебно-методического объединения  
по естественно-научному образова-  
нию

\_\_\_\_\_ А.Л. Толстик

« \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2015 г.

**СОГЛАСОВАНО**

Начальник Управления высшего об-  
разования Министерства образова-  
ния Республики Беларусь

\_\_\_\_\_ С.И. Романюк

(подпись)

(И.О..Фамилия)

« \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2015 г.

**СОГЛАСОВАНО**

Проректор по научно-методической  
работе Государственного учрежде-  
ния образования « Республиканский  
институт высшей школы»

\_\_\_\_\_ И.В. Титович

(подпись)

(И.О..Фамилия)

« \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2015 г.

Эксперт-нормоконтролер

\_\_\_\_\_ « \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2015 г.

Минск 2015

**СОСТАВИТЕЛИ:**

А.В. Блохин, профессор кафедры физической химии Белорусского государственного университета, доктор химических наук, профессор;

Л.А. Мечковский, 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 университет информатики и радиоэлектроники»

Г.С. Петров, доцент кафедры физической и коллоидной химии Учреждения образования «Белорусский государственный технологический университет», кандидат химических наук

**РЕКОМЕНДОВАНА К УТВЕРЖДЕНИЮ В КАЧЕСТВЕ ТИПОВОЙ:**

Кафедрой физической химии Белорусского государственного университета (протокол № 12 от 11 мая 2015 г.);

Научно-методическим советом Белорусского государственного университета (протокол № \_\_\_ от «\_\_\_» \_\_\_\_\_ 2015 г.);

Научно-методическим советом по Химии Учебно-методического объединения по естественно-научному образованию (протокол № 2 от 01.06. 2015 г.)

Ответственный за редакцию: Блохин Андрей Викторович

Ответственный за выпуск: Блохин Андрей Викторович

## ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Типовая учебная программа по учебной дисциплине «Физическая химия» разработана для учреждений высшего образования Республики Беларусь в соответствии с требованиями образовательного стандарта высшего образования по специальности 1-31 05 01 «Химия (по направлениям)», в соответствии с современным методологическим и научным содержанием курса физической химии и с учетом опыта его преподавания в ведущих учреждениях высшего образования ближнего и дальнего зарубежья.

Изучение учебной дисциплины «Физическая химия» 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. Изучение естественной взаимосвязи химических и физических явлений и установление соответствующих закономерностей – основная задача физической химии.

Цель данной учебной дисциплины – выработать умение научно обоснованного предсказания хода физико-химического процесса и его конечного результата на основе исследования строения и свойства индивидуальных веществ и их смесей, общих закономерностей протекания химических и фазовых превращений, условий достижения состояний химического и фазового равновесия.

Задачи данной учебной дисциплины:

- дать первоначальное, но достаточно полное представление об общих законах, аппарате и применении физической химии;
- научить студента на основе анализа физико-химических свойств веществ, прогнозировать возможность и основные закономерности протекания химических реакций и процессов и рассчитывать максимальный выход целевого продукта реакции;
- научить студента анализировать общие закономерности протекания химических реакций во времени и создавать обоснованные модели химических процессов;
- сформировать у студента навыки самостоятельной работы с учебной и специальной литературой, навыки проведения физико-химического эксперимента, умения обобщать и обсуждать полученные экспериментальные результаты.

Учебная дисциплина «Физическая химия» создает теоретическую основу для изучения большого количества общепрофессиональных и специальных дисциплин химического цикла, таких как «Электрохимия», «Общая химическая технология», «Химия твердого тела», «Высокомолекулярные соединения» и др.

Успешное освоение учебной программы по физической химии предусматривает освоение студентами ряда предшествующих дисциплин типового учебного плана, таких как «Физика», «Высшая математика», «Основы экологии», «Аналитическая химия», «Неорганическая химия», и др. Необходимо также владение средствами вычислительной техники и основами информационных технологий.

Таким образом, изучение учебной дисциплины «Физическая химия» по рассматриваемой учебной программе должно обеспечить получение студентами достаточного объема знаний, необходимых для последующего освоения ими учебных дисциплин соответствующей специальности, и тем самым обеспечить подготовку специалистов химиков и преподавателей химии, способных компетентно и грамотно решать профессиональные и социальные задачи.

В результате изучения учебной дисциплины «Физическая химия», студент должен

**знать:** – основные задачи, положения, постулаты и законы физической химии, их обоснование;

– границы применимости основных законов физической химии, идеализированных моделей и схем;

– условия, необходимые для протекания химических процессов и факторы, определяющие их направление и скорость;

**уметь:** – планировать и проводить физико-химический эксперимент;

– обрабатывать и анализировать результаты физико-химического эксперимента;

– сопоставлять результаты эксперимента с предсказаниями теории.

**владеть:** – базовыми знаниями по физической химии;

– методами физико-химического анализа как совокупности теоретических положений и экспериментальных методов исследования взаимодействия веществ при различных условиях.

В результате изучения учебной дисциплины студент должен закрепить и развить следующие академические (АК) и профессиональные (ПК) компетенции, предусмотренные образовательным стандартом высшего образования первой степени:

АК-1. Уметь применять базовые научно-теоретические знания для решения теоретических и практических задач.

АК-2. Владеть системным и сравнительным анализом.

АК-4. Уметь работать самостоятельно.

ПК-1. Использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, анализировать перспективы и направления развития отдельных областей химической науки.

ПК-2. Принимать участие в научных исследованиях, связанных с совершенствованием и развитием химии, биотехнологии, фармации, экологии и физико-химических методов исследования.

ПК-3. Формулировать цели и задачи научно-исследовательской деятельности, осуществлять ее планирование, принимать участие в подготовке отчетов и публикаций.

ПК-5. Формулировать и решать задачи, возникающие в процессе производственно-технологической деятельности.

ПК-6. На основе анализа показателей режимов, параметров схемы и технического состояния оборудования выявлять причины неоптимальности технологических процессов и разрабатывать пути их устранения.

ПК-9. Работать с научной, технической и патентной литературой, электронными базами данных.

ПК-16. Вести переговоры, устанавливать контакты с другими заинтересованными участниками.

ПК-17. Готовить доклады, материалы к презентациям и представлять их на них.

Типовая учебная программа по учебной дисциплине «Физическая химия» состоит из двух основных разделов: «Химическая термодинамика» и «Химическая кинетика и катализ».

Преподавание учебной дисциплины «Физическая химия» предусматривает проведение лекций, семинарских, лабораторных и практических занятий, которые должны быть обеспечены методическими пособиями, техническими средствами обучения, соответствующим лабораторным оборудованием и реактивами.

На изучение учебной дисциплины отведено 384 часа, из которых 256 аудиторные занятия.

### ПРИМЕРНЫЙ ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

№ Темы	Название раздела	Количество аудиторных Часов				Количество часов для самостоятельной работы
		Всего	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	
1	2		3	4	5	6
	<b>Введение</b>	1	1			
	<b>Раздел 1. Химическая термодинамика.</b>	155	61	54	40	76
1.1.	Основные понятия, терминология и постулаты химической термодинамики. Первый закон термодинамики.	12	5	6	1	6
1.2.	Термохимия.	18.5	4	7.5	7	8
1.3.	Второй закон термодинамики и его приложения.	17	6	8	3	6
1.4.	Фундаментальные уравнения термодинамики.	20.5	10	1.5	9	15
1.5.	Термодинамика растворов	20	10	4	6	12
1.6.	Термодинамика гетерогенных систем	17.5	4	11.5	2	3

1.7.	Химические равновесия в гомогенных и гетерогенных системах	19	6	10	3	8
1.8.	Методы вычисления стандартной энергии Гиббса и константы равновесия химических реакций.	19.5	6	5.5	8	6
1.9.	Элементы статистической термодинамики и термодинамики необратимых процессов.	11	10		1	12
	<b>Раздел 2. Химическая кинетика и катализ.</b>	100	34	36	30	52
2.1.	Основные понятия и постулаты химической кинетики.	19	3	8	8	9
2.2.	Кинетические особенности протекания простых и сложных химических реакций в статических и динамических условиях.	19	4	10	5	8
2.3	Приближенные методы химической кинетики. Зависимость скорости реакции от температуры.	14	4	6	4	2
2.4.	Теории химической кинетики.	16	8		8	12
2.5.	Основы кинетики отдельных типов химических реакций	15	6	6	3	8
2.6.	Катализ.	17	9	6	2	13
	<b>Итого</b>	<b>256</b>	<b>96</b>	<b>90</b>	<b>70</b>	<b>128</b>

## СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОГО МАТЕРИАЛА

### Введение

Предмет, задачи и проблемы современной физической химии. Этапы развития физической химии как теоретической основы современной химии и химической технологии.

### Раздел 1. Химическая термодинамика

#### **Тема 1.1. Основные понятия, терминология и постулаты химической термодинамики. Первый закон термодинамики.**

Предмет и методы исследования термодинамики. Основные понятия и определения химической термодинамики. Уравнения состояния. Термические уравнения состояния идеальных и реальных газов. Особенности изотермы газа Ван-дер-Ваальса. Критическое состояние газа. Связь индивидуальных постоянных двухпараметрических уравнений состояния с критическими параметрами. Принцип соответственных состояний. 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 и аналитическое выражение. Виды работы, потерянная работа. Работа расширения идеальных и реальных газов в различных обратимых и необратимых процессах. Закон Джоуля.

#### **Тема 1.2. Термохимия.**

Энтальпия и ее определение. Средняя и истинная теплоемкость, их связь. Соотношения между  $C_p$  и  $C_v$ . Классическая теория теплоемкости идеального газа. Эмпирические правила для теплоемкости твердых тел Дюлонга и Пти, Коппа и Неймана. Основные положения теории теплоемкости одноатомного кристалла по Эйнштейну и Дебаю. Характеристическая температура и ее оценка. Теплоемкость газов и жидкостей. Зависимость теплоемкости от температуры. Адиабатическое расширение газа. Уравнение Пуассона.

Теплота и тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и следствия из него. Стандартное состояние и стандартные условия, базисные температуры. Выбор стандартного состояния газов и конденсированных фаз. Стандартные теплоты (энтальпии) образования химических соединений, нуль отсчета. Стандартные теплоты сгорания и их определения. Стандартные энтальпии химических реакций. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры, уравнение Кирхгофа.

#### **Тема 1.3. Второй закон термодинамики и его приложения.**

Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Направление самопроизвольных процессов и диссипация энергии. Энтропия как мера необратимого рассеяния энергии. Формулировки второго закона термодинамики. Вечный двигатель второго рода. Энтропия и приведенная теплота. Неравенство Клаузиуса. Энтропия как функции состояния системы. Принцип адиабатической недостижимости Каратеодори. Статистический характер второго

закона термодинамики, формула Больцмана. Математическая запись второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Абсолютная температура. Температурные шкалы, термометрические свойства веществ, эмпирические шкалы температур, принципы их создания. Реперные точки. Термодинамическая (абсолютная) шкала температур. 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, остаточная энтропия. Абсолютные энтропии веществ. Вычисление изменения энтропии в химических реакциях.

#### **Тема 1.4. Фундаментальные уравнения термодинамики.**

Фундаментальное уравнение термодинамики (уравнение Гиббса) для простых и сложных систем. Независимые переменные фундаментального уравнения термодинамики, их характеристики. Преобразование Лежандра. Функции состояния: энтальпия ( $H$ ), энергия Гельмгольца ( $A$ ), энергия Гиббса ( $G$ ). Характеристические функции (термодинамические потенциалы)  $U$ ,  $H$ ,  $A$ ,  $G$  – их свойства, зависимость от естественных переменных, вычисление и использование в химической термодинамике. Определение направления самопроизвольного процесса по изменению характеристических функций. Характеристические функции идеального газа. Общие условия равновесия изолированных и закрытых систем. Уравнения Максвелла, их использование при выводе термодинамических соотношений. Уравнение Гиббса–Гельмгольца, его роль в химии. Условия равновесия в однокомпонентных гетерогенных системах. Уравнение Клаузиуса–Клапейрона. Фазовые переходы I и II рода. Плавление, испарение, сублимация. Зависимость температуры плавления от внешнего давления. Энтропия плавления. Зависимость давления насыщенного пара вещества от температуры. Методы измерения давления насыщенного пара веществ. Уравнение Антуана и другие эмпирические уравнения. Правила Труттона и Гильдебранда.

#### **Тема 1.5. Термодинамика растворов.**

Фундаментальные уравнения термодинамики для открытых систем. Термодинамические потенциалы (характеристические функции) открытых систем. Химический потенциал. Химический потенциал и энергия Гиббса индивидуальных веществ. Химический потенциал идеального газа. Однородные функции состава. Теорема Эйлера об однородных функциях. Уравнения Гиббса–Дюгема. Парциальные молярные величины, их определение и методы вычисления. Химический потенциал компонента в смеси идеальных газов. Функции смешения. Растворы. Классификация и термодинамические условия образования растворов. Законы Рауля и Генри, идеальные растворы. Растворимость газов в жидкостях, высаливание, правило Сеченова. Состав и общее давление насыщенного пара над идеальным раствором. Диаграммы равновесия «жидкость – пар», правило рычага. Температура кипения идеальных растворов, физико-химические основы перегонки растворов. Неидеальные растворы, энергия взаимообмена и размерный фактор. Законы Гиббса–

Коновалова, азеотропные растворы. Влияние температуры и давления на состав азеотропа. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Равновесие «пар – жидкий раствор» в системах с ограниченной растворимостью и полной взаимной нерастворимостью жидкостей. Химический потенциал компонента в идеальном, предельно разбавленном и реальном растворах. Активность, методы определения активностей и коэффициентов активностей. Стандартные состояния при определении химических потенциалов компонентов. Функции смешения неидеальных растворов. Избыточные термодинамические функции. Растворимость в идеальных и предельно разбавленных растворах, уравнение Шредера, влияние давления на растворимость твердых тел в жидкостях. Интегральные и парциальные теплоты растворения, теплоты разбавления. Коллигативные свойства растворов. Криоскопия, эбулиоскопия, криоскопическая и эбуллиоскопическая константы растворителей, изотонический коэффициент Вант-Гоффа. Практическое использование криоскопии и эбулиоскопии. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа, его вывод и область применимости.

### **Тема 1.6. Термодинамика гетерогенных систем.**

Гетерогенные фазовые равновесия. Условия равновесия в многокомпонентных гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния однокомпонентных систем: воды, серы, фосфора, углерода. Двухкомпонентные системы с одной фазой переменного состава: с химическими соединениями, плавящимися конгруэнтно и инконгруэнтно, и их анализ на основе правила фаз. Эвтектические и перитектические точки. Твердые растворы, условия их образования. Фазы переменного состава, бертоллиды и дальтониды. Трехкомпонентные системы. Графическое изображение состава трехкомпонентной системы, треугольник Гиббса–Розебума.

### **Тема 1.7. Химические равновесия в гомогенных и гетерогенных системах.**

Понятие о химическом сродстве. Химическая переменная. Условия химического равновесия. Закон действующих 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. Принцип смещения равновесия Ле Шателье–Брауна. Зависимость констант равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры реакции. Влияние давления на химические равновесия.

### **Тема 1.8. Методы вычисления стандартной энергии Гиббса и константы равновесия химических реакций.**

Расчет константы равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций – вычисление по методу Темкина–Шварцмана и с помощью функций приведенной энергии Гиббса. Расчеты выхода продуктов химических реакций. Тепловая теорема

Нернста, следствия. Третий закон термодинамики. Химические равновесия в реальных газовых системах. Фугитивность (летучесть), методы ее вычисления. Расчет химических равновесий с реальными газами при высоких давлениях.

### **Тема 1.9. Элементы статистической термодинамики и термодинамики необратимых процессов.**

Макроскопическое и микроскопическое описание состояния системы. Микроскопическое описание состояния системы методами классической и квантовой механики. Фазовые  $\mu$ - и  $\Gamma$ - пространства. Основные постулаты статистической термодинамики. Статистический вес (термодинамическая вероятность) и энтропия, формула Больцмана. Закон распределения Больцмана. Молекулярная сумма по состояниям. Каноническое распределение Гиббса. Сумма по состояниям системы и ее связь с термодинамическими функциями. Поступательная сумма по состояниям. Составляющие внутренней энергии, теплоемкости и энтропии, обусловленные поступательным движением. Вращательная сумма по состояниям жесткого ротатора. Составляющие внутренней энергии, теплоемкости, энтропии, обусловленные вращательным движением. Колебательная сумма по состояниям для гармонического осциллятора. Составляющие внутренней энергии, теплоемкости и энтропии, обусловленные колебательным движением. «Замороженные» колебательные степени свободы. Вычисление химических потенциалов и констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.

## **Раздел 2. Химическая кинетика и катализ**

### **Тема 2.1. Основные понятия и постулаты химической кинетики.**

Химическая кинетика – наука о скоростях и механизмах химических реакций. Термодинамические и кинетические критерии возможности протекания химического процесса и его практическая реализация. 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 на примере реакций окисления водорода, синтеза  $\text{HBr}$  и  $\text{HI}$ . Основные понятия химической кинетики. Истинная и средняя скорость химической реакции, скорость по отдельному реагенту. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Экспериментальное определение скорости химической реакции (графический и аналитический методы). Кинетические кривые и кинетические уравнения. Порядок химической реакции. Общий и частный порядок. Временной и концентрационный порядок реакции. Классификация реакций по их порядку. Реакции псевдо  $n$ -го порядка. Молекулярность элементарной химической реакции. Закон действующих 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.

### **Тема 2.2. Кинетические особенности протекания простых и сложных химических реакций в статических и динамических условиях.**

Кинетические особенности протекания простых необратимых реакций – кинетические уравнения, константа скорости, зависимость концентрации участников реакции от времени, время полупревращения. Реакции нулевого порядка. Реакции первого порядка, средняя продолжительность жизни молекулы в реакции первого порядка. Кинетические особенности реакций второго порядка при одинаковой и различной начальной концентрации участников реакции. Реакции третьего порядка. Общее выражение для константы скорости реакции  $n$ -го порядка. Понятие об интегральных и дифференциальных методах определения порядка реакции и константы скорости реакции по экспериментальным данным. Определение частного порядка реакции, 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. Особенности применения метода Вант-Гоффа 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 первого порядка, нахождение константы скорости прямой и обратной реакций по экспериментальным данным. Параллельные реакции. Последовательные реакции на примере двух необратимых реакций первого порядка. Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов.

Кинетика реакций в динамических условиях. Режимы идеального смешения и идеального вытеснения. Кинетика реакций в потоке на примере необратимой и обратимой реакций первого порядка.

### **Тема 2.3. Приближенные методы химической кинетики.**

#### **Зависимость скорости реакции от температуры.**

Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Метод квазистационарных концентраций Боденштейна и условия его применения. Лимитирующая стадия сложного процесса. Квазиравновесное приближение. Зависимость скорости реакции от температуры. Эмпирическое правило Вант-Гоффа и область его применения. Температурный коэффициент скорости реакции. 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. Тепловой взрыв.

### **Тема 2.4. Теории химической кинетики.**

Теория активных соударений (ТАС). 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. Истинная энергия активации. Мономолекулярные реакции в ТАС. Схема Линдемана, ее значение. Причины неточности схемы Линдемана. Тримолекулярные реакции. Достоинства и недостатки ТАС.

Теория активированного комплекса (ТАК). Основные положения ТАК, адиабатическое приближение. Поверхность потенциальной энергии для взаимодействия трех атомов и способы ее описания. Активированный комплекс и его свойства. Основная формула ТАС для расчета константы скорости бимолекулярной реакции (формула Эйринга). Трансмиссионный коэффициент. Особенности применения ТАК для расчета константы скорости моно-, и тримолекулярных реакций и сопоставление ее результатов с результатами теории активных соударений. Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия и энтальпия активации, их вычисление на основании экспериментальных данных. Достоинства и недостатки теории активированного комплекса.

### **Тема 2.5. Основы кинетики отдельных типов химических реакций.**

Реакции в растворах. Клеточный эффект. Диффузионный механизм реакций в растворе. Применение основного уравнения теории активированного комплекса к описанию кинетики реакций в растворе. Уравнение Бренстеда–Бьеррума. Реакции между ионами в растворах сильных электролитов. Влияние ионной силы раствора на скорость реакции. Первичный и вторичные солевые эффекты. Цепные реакции, их открытие и особенности протекания. Элементарные процессы возникновения, продолжения, развития и обрыва цепи. Разветвленные и неразветвленные цепные реакции. Особенности кинетики неразветвленных цепных реакций на примере реакции образования  $\text{HCl}$ . Особенности кинетики разветвленных цепных реакций на примере реакции окисления водорода. Предельные явления – первый, второй и третий пределы воспламенения и их природа. Полуостров воспламенения. Уравнение Семенова и его анализ для различных режимов протекания цепного процесса. Метод квазистационарных концентраций Семенова и его применение для описания предельных явлений в окрестностях первого и второго пределов воспламенения. Фотохимические реакции. Основные законы фотохимии: законы Гротгуса, Вант-Гоффа и Эйнштейна. Квантовый выход. Элементарные фотохимические процессы, происходящие при поглощении света веществом. Флуоресценция и фосфоресценция. Кинетика фотохимических реакций - механизм Штерна-Фольмера. Определение кинетических параметров фотохимических реакций по экспериментальным данным. Фотохимические реакции в природе. Основы кинетики гетерогенных процессов. Роль диффузии и адсорбции при протекании поверхностной реакции. Адсорбционный коэффициент. Диффузионная и кинетическая области протекания гетероген-

ной реакции. Топохимические реакции, их механизм и особенности протекания. Скорость топахимической реакции. Уравнение Ерофеева-Колмогорова.

### **Тема 2.6. Катализ.**

Роль катализаторов в химии. Общая характеристика и классификация каталитических реакций. Активность катализатора. Активаторы и ингибиторы. Специфичность и селективность катализатора. Промоторы. Основные механизмы катализа.

Гомогенные каталитические реакции. Механизм и энергетический профиль каталитической реакции. Скорость каталитической реакции. Автокатализ – возможные механизмы и скорость автокаталитической реакции. Колебательные реакции и их особенности. Реакция Белоусова–Жаботинского. Кисотно-основной катализ. Классификация и механизмы реакций кислотно-основного типа. Кинетические особенности реакций специфического кислотно-основного катализа. Кинетические особенности реакций общего кислотно-основного катализа. Солевые эффекты в кислотно-основном катализе. Ферментативный катализ. Причины высокой каталитической активности ферментов. Механизм реакций ферментативного катализа. Уравнение Михаэлиса–Ментен. Методы определения кинетических параметров уравнения Михаэлиса–Ментен по экспериментальным данным. Влияние температуры и рН среды на скорость ферментативной реакции. Ингибирование ферментативных реакций и экспериментальное установление механизма ингибирования.

Гетерогенные каталитические реакции. Общие принципы и активационный процесс в гетерогенном катализе. Энергетический профиль каталитической реакции. Истинная и кажущаяся энергия активации гетерогенного каталитического процесса. Кинетика гетерогенной каталитической реакции на равнодоступной поверхности. Учет массопереноса в гетерогенном катализе. Внешнедиффузионная, внутридиффузионная и кинетическая области протекания процесса. Неоднородность поверхности катализатора. Теория активных центров. Мультиплетная теория Баландина. Принципы геометрического и энергетического соответствия. «Вулканообразные» кривые Баландина и основы прогнозирования каталитической активности. Теория активных ансамблей Кобозева.

Важнейшие классы промышленных катализаторов. Основные промышленные каталитические процессы.

**ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ****РЕКОМЕНДУЕМАЯ УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА****Основная:**

1. Байрамов, В. М. Основы химической кинетики и катализа / В. М. Байрамов. – М.: Академия, 2003. – 256 с.
2. Герасимов, Я. И. Курс физической химии./ Я. И. Герасимов [и др.]. – М.: Химия, 1969. – 592 с.
3. Еремин, В. В. Основы физической химии. Теория и задачи: учебное пособие для вузов. / В. В. Еремин [и др.]. – М.: Экзамен, 2005. – 480 с.
4. Еремин, Е. Н. Основы химической кинетики / Е. Н. Еремин. – М.: Высшая школа, 1976. – 382 с.
5. Еремин, Е. Н. Основы химической термодинамики/ Е. Н. Еремин. – М.: Высшая школа, 1974. – 341 с.
6. Мечковский, Л. А. Химическая термодинамика: в 2 ч. / Л. А. Мечковский, А. В. Блохин. – Минск: БГУ, 2013. – 200 с.
7. Панченков, Г. М. Химическая кинетика и катализ / Г. М. Панченков, В. П. Лебедев. – М.: Химия, 1995. – 591 с.
8. Полторак, О. М. Термодинамика в физической химии. / О. М. Полторак. – М.: Высшая школа, 1991. – 317 с.
9. Семиохин, И. А. Кинетика химических реакций. / И. А. Семиохин, Б. В. Страхов, А. И. Осипов. – М.: МГУ, 1995. – 351 с.
10. Физическая химия: в 2 кн. / под ред. К. С. Краснова. – М.: Высшая школа, – 2001. – Кн. 1: Строение вещества. Термодинамика. – 512 с.; Кн. 2: Электрохимия. Химическая кинетика и катализ. – 319 с.
11. Физическая химия. / под ред. Б. П. Никольского. – Л.: Химия, 1987. – 880 с.

**Дополнительная:**

1. Бажин, Н. М. Термодинамика для химиков / Н. М. Бажин, В. А. Иванченко, В. И. Пармон. – М.: Химия, 2000. – 407 с.
2. Воронин, Г. Ф. Основы термодинамики / Г. Ф. Воронин. – М.: Высшая школа, 1987. – 192 с.
3. Даниэльс, Ф. Физическая химия / Ф. Даниэльс, Р. Олберти. – М.: Мир, 1978. – 678 с.
4. Денисов, Е. Т. Химическая кинетика / Е. Т. Денисов, О. М. Саркисов, Г. И. Лихтенштейн. – М.: Химия. 2000. – 568 с.
5. Пригожин, И. Современная термодинамика: от тепловых двигателей до диссипативных структур / Пригожин И., Кондепудис Д. – М., Мир, 2002. – 461 с.
6. Пурмаль, А. П. А, Б, В...химической кинетики. – М.: Академкнига. – 2004. – 277 с.

7. Романовский, Б. В. Основы химической кинетики / Б. В. Романовский. – М.: Экзамен, 2006. – 416 с.
8. Физическая химия в вопросах и ответах. / Под ред. К. В. Топчиевой, Н. Ф. Федорович. – М.: МГУ. 1981. – 264 с.
9. Эткинс П. Курс физической химии / П. Эткинс. – М., Мир, 1980. – 577 с.

## **МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ И ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ**

При изучении учебной дисциплины самостоятельная работа на аудиторных занятиях предусматривает выполнение типовых расчетных и лабораторных заданий с консультациями преподавателя. Внеаудиторная работа предполагает самостоятельную работу с учебниками, учебными и учебно-методическими пособиями, материалами научных публикаций по изучаемым темам учебной дисциплины, а также подготовку к семинарским и практическим занятиям по предложенным преподавателем темам, выполнение домашних заданий, решение расчетных задач. Для организации самостоятельной работы студентов по учебной дисциплине рекомендуется использовать современные информационные технологии, разместив в сетевом доступе комплекс учебных и учебно-методических материалов (учебно-программные материалы, учебные пособия для теоретического изучения дисциплины, методические указания к практическим и лабораторным занятиям, список рекомендуемой литературы, информационных ресурсов и др.).

Эффективность самостоятельной работы студентов проверяется в ходе текущего и итогового контроля знаний. Для общей оценки усвоения студентами учебного материала рекомендуется использовать рейтинговую систему оценки учебных достижений.

## **ПЕРЕЧЕНЬ РЕКОМЕНДУЕМЫХ СРЕДСТВ ДИАГНОСТИКИ**

Типовым учебным планом по специальности 1-31 05 01 «Химия (по направлениям)» в качестве формы итогового контроля по учебной дисциплине рекомендованы зачеты и экзамены.

Для текущей оценки достижений и контроля качества усвоения знаний студентами можно использовать следующий диагностический инструментарий:

- устный опрос;
- проверка типовых индивидуальных заданий;
- отчеты по домашним практическим упражнениям с их устной защитой;
- письменные контрольные и тестовые работы по отдельным темам и учебной дисциплине в целом;
- защита выполненных на занятиях индивидуальных лабораторных работ;
- проведение коллоквиумов по отдельным темам;
- компьютерное тестирование по отдельным темам учебной дисциплины;
- защита подготовленной студентом курсовой работы и реферата;
- оценивание на основе модульно-рейтинговой системы;

– сдача зачета и экзамена по учебной дисциплине.

## **ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ**

### **Раздел «Химическая термодинамика»**

1. Определение теплоты растворения неорганических соединений.
2. Определение теплоты ионизации воды.
3. Определение теплоты образования твердых растворов.
4. Определение теплоты образования кристаллогидратов.
5. Определение дифференциальной теплоты растворения соли.
6. Определение давления насыщенного пара и энтропии испарения индивидуальных жидкостей статическим методом.
7. Исследование кристаллизации легкоплавких систем методом термического анализа.
8. Построение изотермы взаимной растворимости в трехкомпонентной системе.
9. Определение молекулярного веса вещества криоскопическим методом.
10. Определение изотонического коэффициента и константы диссоциации слабого электролита криоскопическим методом.
11. Определение константы равновесия реакции взаимодействия салициловой кислоты с хлорным железом оптическим методом.
12. Определение константы равновесия и энтальпии реакции взаимодействия хлорного железа с иодистым калием с использованием методов химического анализа.
13. Определение энтальпии реакции взаимодействия хлорного железа с иодистым калием по температурной зависимости константы равновесия.
14. Определение энергии Гиббса, энтропии и энтальпии реакции, протекающей в гальваническом элементе.

### **Раздел «Химическая кинетика и катализ»**

1. Определение порядка реакции окисления иодид-ионов ионами трехвалентного железа дифференциальным методом Вант-Гоффа.
2. Определение константы скорости инверсии тростникового сахара оптическим методом.
3. Изучение кинетики реакции иодирования ацетона в кислой среде с использованием методов химического анализа.
4. Изучение кинетики каталитического разложения перекиси водорода газометрическим методом.
5. Изучение кинетики реакции омыления эфира методом измерения проводимости.
6. Изучение кинетики разложения мурексида в кислой среде фотоколориметрическим методом.
7. Влияние ионной силы раствора на скорость химической реакции.

## ТЕМАТИКА ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

### Раздел «Химическая термодинамика»

1. Уравнения состояния идеальных и реальных газов.
2. Первый закон термодинамики.
3. Энтальпия, теплоемкость, адиабатическое расширение газов.
4. Термохимические расчеты.
5. Второй закон термодинамики. Изменение энтропии в обратимых и необратимых процессах. Абсолютная энтропия.
6. Характеристические функции.
7. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.
8. Термодинамика растворов. Коллигативные свойства растворов. Активность.
9. Растворимость газов и твердых тел в жидкостях.
10. Химические равновесия. Расчет констант равновесия по таблицам стандартных значений термодинамических функций.
11. Термодинамика реальных газов. Химические равновесия в реальных системах

### Раздел «Химическая кинетика и катализ»

1. Основные понятия химической кинетики. Расчет скорости и константы скорости по экспериментальным данным.
2. Методы определения порядка реакции.
3. Кинетические особенности сложных (обратимых, параллельных, последовательных) реакций.
4. Влияние температуры на скорость реакции. Уравнение Аррениуса.
5. Теория активных соударений.
6. Теория активированного комплекса.
7. Термодинамический аспект теории активированного комплекса.