

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Курганский государственный университет»  
(КГУ)

Кафедра «Физическая и прикладная химия»



УТВЕРЖДАЮ:  
Первый проректор  
/С.Н. Щербич /  
« *сеня* » 2019 г.

## Рабочая программа учебной дисциплины ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

образовательной программы высшего образования –  
программы специалитета  
**04.05.01 – Фундаментальная и прикладная химия**

Направленность:  
«Аналитическая химия»

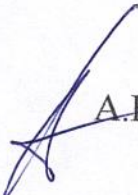
Формы обучения: очная

Курган 2019

Рабочая программа дисциплины «Физическая химия» составлена в соответствии с учебным планом по программе специалитета Фундаментальная и прикладная химия (Аналитическая химия), утвержденным 29 августа 2019 года;

Рабочая программа дисциплины одобрена на заседании кафедры «Физическая и прикладная химия» 18 сентября 2019 года, протокол № 1.


Рабочую программу составил  
Директор ИЕНиМ



А.В. Шаров


Согласовано:

Заведующий кафедрой ФиПХ



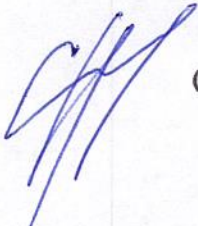
Л.В. Мосталыгина

Специалист по учебно-методической работе  
учебно-методического отдела



Г.В. Казанкова

Начальник управления  
образовательной деятельности



С.Н. Синицын

## 1. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Всего: 17 зачетных единиц трудоемкости (612 академических часов)

### Очная форма обучения

Вид учебной работы	На всю дисциплину	Семестр 5	Семестр 6
<b>Аудиторные занятия (контактная работа с преподавателем), всего часов</b>	<b>378</b>	<b>192</b>	<b>186</b>
<b>в том числе:</b>			
Лекции	114	64	50
Лабораторные работы	198	96	102
Практические занятия	66	32	34
Аудиторные занятия в интерактивной форме, часов	140	60	80
<b>Самостоятельная работа, всего часов</b>	<b>234</b>	<b>96</b>	<b>138</b>
<b>в том числе:</b>			
Подготовка к экзамену, зачету	90	45	45
Другие виды самостоятельной работы (самостоятельное изучение тем (разделов) дисциплины)	144	51	93
<b>Вид промежуточной аттестации</b>	<b>Экзамен, зачет</b>	<b>Экзамен, зачет</b>	<b>Экзамен, зачет</b>
<b>Общая трудоемкость дисциплины и трудоемкость по семестрам, часов</b>	<b>612</b>	<b>288</b>	<b>324</b>

## 2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ

## В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина «Физическая химия» относится к обязательной части цикла дисциплин Б1. Дисциплина проводится в 5 и 6 семестрах.

Изучение дисциплины базируется на результатах обучения, сформированных при изучении следующих дисциплин:

- Математика;
- Физика;
- Информатика;
- Неорганическая химия;
- Аналитическая химия;

Требования к входным знаниям, умениям, навыкам и компетенциям:

- владение навыками разговорно-бытовой речи;
- понимание устной (монологической и диалогической) речи на бытовые и общекультурные темы;
- владение наиболее употребительной грамматикой и основными грамматическими явлениями, характерными для устной и письменной речи повседневного общения;
- знание базовой лексики, представляющей стиль повседневного и общекультурного общения;
- освоение следующих компетенций на уровне не ниже порогового: УК-1 (Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, вырабатывать стратегию действий), ОПК-1 (Способен анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности), ОПК-2 (Способен проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности), ОПК-4 (Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач).

### 3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ

Преподавание курса физической химии ставит своей главной целью раскрыть смысл основных законов физической химии, научить студента видеть области применения этих законов, четко понимать их принципиальные возможности при решении конкретных задач

Задачами изучения дисциплины являются:

- заложить фундаментальные знания основ современных теорий в области физической химии и способов их применения для решения теоретических и практических задач в любых областях химии;
- сформировать у студентов систему знаний и навыков, необходимых для самостоятельных действий: постановки задач физико-химического исследования в химических системах, выбора оптимальных путей и методов решения подобных задач как экспериментальных, так и теоретических; обсуждения результатов физико-химических исследований, ориентироваться в современной литературе по физической химии, вести научную дискуссию по вопросам физической химии;
- научить подходам проведения физико-химических расчетов с помощью известных формул и уравнений, в том числе с помощью компьютерных программ, проведения стандартных физико-химических измерений, использования справочной литературы по физической химии

Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины:

- Способен анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности (ОПК-1);
- Способен проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности (ОПК-2);
- Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием, используя современное программное обеспечение и базы данных профессионального назначения (ОПК-3);
- Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач (ОПК-4);
- Способен использовать информационные базы данных и адаптировать существующие программные продукты для решения задач профессиональной деятельности с учетом основных требований информационной безопасности (ОПК-5);

- Способен представлять результаты профессиональной деятельности в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе (ОПК-6);
- Способен определять способы, методы и средства решения технологических задач (ПК-3)

В результате изучения дисциплины «Физическая химия» обучающийся должен:

- Знать фундаментальные понятия, терминологию и символику физической химии;
- Знать основные виды физико-химических явлений и процессов;
- Знать и понимать суть основных законов протекания химических и физико-химических процессов;
- Знать физико-химические величины, характеризующие направление, скорость, возможность и степень протекания процессов;
- Знать суть основных методов физико-химического анализа
- Знать методы определения физико-химических параметров (для ОПК-4);
- Уметь производить математический вывод законов физической химии;
- Уметь применить физико-химические законы к разным типам процессов;
- Уметь применять основные физико-химические параметры для решения практических задач (для ОПК-1, ОПК-3, ОПК-4, ОПК-5, ОПК-6, ПК-3);
- Владеть математическим аппаратом физической химии (дифференциальное и интегральное исчисление, анализ уравнений и кривых, итерационные алгоритмы);
- Владеть навыками планирования и проведения физико-химического эксперимента;
- Владеть навыками работы в прикладных программах для обработки результатов эксперимента (для ОПК-2, ОПК-4, ОПК-5, ОПК-6).

**4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ**  
**4.1. Учебно-тематический план**

**5 семестр**

Рубеж	Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Количество часов контактной работы с преподавателем		
			Лекции	Лабораторные работы	Практические занятия
Рубеж 1	1	Химическая термодинамика	24	18	12
	2	Термодинамическая теория растворов	12	18	6
		Рубежный контроль № 1	–	3	–
Рубеж 2	3	Фазовые равновесия	12	18	8
	4	Химическое и адсорбционное равновесие	14	36	5
	5	Постулаты статистической термодинамики	2	–	1
		Рубежный контроль № 2	–	3	–
	<b>Всего:</b>			<b>64</b>	<b>96</b>

**6 семестр**

Рубеж	Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Количество часов контактной работы с преподавателем		
			Лекции	Лабораторные работы	Практические занятия
Рубеж 1	6	Химическая кинетика	26	24	20
		Рубежный контроль № 1	–	6	–
Рубеж 2	7	Катализ	10	6	6
	8	Электрохимия	14	60	8
		Рубежный контроль № 2	–	6	–
<b>Всего:</b>			<b>50</b>	<b>102</b>	<b>34</b>

## 4.2. Содержание лекционных занятий

### *Тема 1. Химическая термодинамика*

Предмет и составные части физической химии. Основные этапы развития физической химии как современной теоретической основы химии. Методы термодинамики, кинетики и квантовой химии в описании химических явлений. Роль полуэмпирических закономерностей в теории химии.

Макроскопические системы и термодинамический метод их описания. Термическое равновесие системы. Термодинамические переменные. Температура. Интенсивные и экстенсивные величины. Обратимые и необратимые процессы и их свойства. Уравнения состояния. Уравнение состояния идеального газа, газа Ван-дер-Ваальса. Теорема о соответственных состояниях и общая проблема уравнения состояния. Вириальные уравнения состояния.

Теплота и работы различного рода. Работа расширения для различных процессов. Постулаты и законы химической термодинамики. Постулаты и законы химической термодинамики. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Термохимия. Закон Гесса и его следствия. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций. Теплота сгорания. Теплоты образования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгоффа. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах.

Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Энтропия. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Некомпенсированная теплота Клаузиуса и работа, потерянная в необратимом процессе. Обоснование второго начала термодинамики. Теорема Карно - Клаузиуса. Различные шкалы температур.

Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах. Изменение энтропии изолированных процессов и направление процесса. Термодинамические функции и фундаментальные уравнения Гиббса. Энергия Гельмгольца, энергия Гиббса и их свойства. Уравнения Максвелла. Использование уравнения Максвелла для вывода различных термодинамических соотношений.

Связь между калорическими и термодинамическими переменными. Методы вычисления энтропии, внутренней энергии, энтальпии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса. Условия равновесия и критерии самопроизвольного протекания процессов, выраженные через характеристические функции.

Уравнение Гиббса - Гельмгольца и его роль в химии. Работа и теплота химического процесса.

Химические потенциалы, их определение, вычисление и свойства. Химический потенциал идеального и неидеального газов. Метод летучести. Различные методы вычисления летучести из опытных данных.

### *Тема 2. Термодинамическая теория растворов*

Растворы различных классов. Различные способы выражения состава раствора. Смеси идеальных газов. Термодинамические свойства газовых смесей. Идеальные растворы в различных агрегатных состояниях и общее условие идеальности растворов.



Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и его термодинамический вывод. Неидеальные растворы и их свойства. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонент.

Стандартные состояния при определении химических потенциалов компонент. Симметричная и несимметричная системы отсчета.

Коллигативные свойства растворов. Изменение температуры затвердевания различных растворов. Криоскопический метод. Зонная плавка и ее практические применения. Осмотические явления. Уравнения Вант-Гоффа, его термодинамический вывод и область применимости. Общее рассмотрение коллигативных свойств растворов.

Термодинамическая классификация растворов. Функция смешения для идеальных и неидеальных растворов. Предельно разбавленные растворы, атермальные, регулярные, строго регулярные растворы и их свойства.

Парциальные мольные величины и их определение из опытных данных для бинарных систем. Уравнения Гиббса - Дюгема.

### ***Тема 3. Фазовые равновесия***

Равновесие жидкость - пар в двухкомпонентных системах. Равновесные составы пара и жидкости. Различные виды диаграмм состояния. Законы Гиббса - Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства.

Гетерогенные системы. Понятие фазы, компонента, степени свободы. Правило фаз Гиббса и его применение к гетерогенным равновесиям.

Однокомпонентные системы. Диаграммы состояния воды, серы, фосфора и углерода. Фазовые переходы первого рода. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса и его применение к различным фазовым переходам первого рода. Фазовые переходы второго рода. Уравнения Эренфеста.

Двухкомпонентные системы. Различные диаграммы состояния двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз. Трехкомпонентные системы. Треугольник Гиббса. Диаграммы плавкости трех-компонентных систем.

### ***Тема 4. Химические и адсорбционные равновесия***

Закон действия масс. История его открытия и современная трактовка. Различные виды констант равновесия и связь между ними. Химическая переменная. Химическое равновесие в идеальных и неидеальных системах. Термодинамический вывод закона действия масс.

Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Термодинамическая трактовка понятия о химическом сродстве. Принцип Бертелло и область его применимости. Расчеты констант равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций. Приведенная энергия Гиббса и ее использование для расчетов химических равновесий.

Расчеты выхода продуктов химических реакций различных типов. Выходы продуктов при совместном протекании нескольких химических реакций.

Зависимость констант равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры реакции их термодинамический вывод. Использование различных приближений для теплотемпостей реагентов при расчетах химических равновесий при различных температурах.

Гетерогенные химические равновесия и особенности их термодинамического описания.

Явления адсорбции. Адсорбент. Адсорбат. Структура поверхности и пористость адсорбента. Вид адсорбции. Локализованная и делокализованная адсорбция. Мономолекулярная и полимолекулярная адсорбция. Изотермы и изобары адсорбции. Уравнение Генри. Константа адсорбционного равновесия. Уравнение Ленгмюра, его термодинамический вывод и условия применимости. Адсорбция из растворов. Гиббсовская адсорбция. Полимолекулярная адсорбция, ее приближенное описание методом Брунауэра - Эммета - Теллера (БЭТ). Использование уравнения БЭТ для определения поверхности адсорбентов.

### **Тема 5. Постулаты статистической термодинамики**

Механическое описание молекулярной системы. Фазовые G - и -пространства. Функция распределения Максвелла - Больцмана. Ее использование для вычисления средних скоростей и энергий молекул в идеальных газах.

Статистические средние значения макроскопических величин. Ансамбли Гиббса. Метод функций распределения для канонического и макроканонического ансамблей. Основные постулаты статистической термодинамики

Каноническая функция распределения Гиббса. Сумма по состояниям. Вычисления термодинамических функций - внутренней энергии, энтропии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса. Статистические расчеты энтропии. Формула Больцмана. Постулат Планка и абсолютная энтропия.

Молекулярная сумма по состояниям и сумма по состояниям макроскопической системы. Поступательная сумма по состояниям. Составляющие энтропии, внутренней энергии и теплоемкости, обусловленные поступательным движением. Формула Закура - Тетроде.

Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.

Статистическая термодинамика реального газа и конденсированного состояния вещества

### **Тема 6. Химическая кинетика**

Химическая кинетика - наука о скоростях и механизмах химических реакций. Несоответствие механизмов реакций и их стехиометрических уравнений. Механизм разложения  $N_2O$ ,  $N_2O_5$ , синтеза  $HBr$  и  $HI$ .

Основные понятия химической кинетики. Определение скорости реакции. Кинетические кривые. Кинетические уравнения. Определение константы скорости и порядка реакции. Реакции переменного порядка и изменение порядка в ходе реакции на примере реакции образования  $HBr$ . Молекулярность элементарных реакций.

Кинетический закон действия масс и область его применимости. Составление кинетических уравнений для известного механизма реакции. Прямая и обратная задачи химической кинетики. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса. "Эффективная" и "истинная" энергии активации.

Необратимые реакции первого, второго и третьего порядков. Кинетические уравнения различных типов реакций. Определение констант скорости из опытных данных. Методы определения порядка реакции и вида кинетического уравнения.

Сложные реакции. Принцип независимости элементарных стадий. Методы составления кинетических уравнений. Обратимые реакции первого порядка. Определение эле-

ментарных констант из опытных данных. Параллельные реакции. Последовательные реакции на примере двух необратимых реакций первого порядка.

Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Принцип квазистационарности Боденштейна и область его применимости. Применение принципа стационарности для вычисления начальной скорости гомогенной каталитической реакции с участием одного реагента. Уравнение Михаэлиса - Ментэн. Определение кинетических постоянных этого уравнения из опытных данных.

Цепные реакции. Элементарные процессы возникновения, продолжения, разветвления и обрыва цепей. Длина цепи. Различные методы расчета скорости неразветвленных цепных реакций. Применение метода стационарности для составления кинетических уравнений неразветвленных цепных реакций на примере темнового образования НВг.

Разветвленные цепные реакции. Кинетические особенности разветвленных цепных реакций. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях на примере реакции окисления водорода. Полуостров воспламенения. Период индукции. Зависимость скорости реакции на нижнем пределе воспламенения от диаметра сосуда и природы его поверхности. Применение метода квазистационарных концентраций для описания предельных явлений в окрестностях первого и второго пределов воспламенения. Тепловой взрыв и условия воспламенения на третьем пределе.

Реакции в потоке. Реакции идеального вытеснения и идеального смешения. Определение кинетических постоянных для различных реакций первого порядка в реакторе идеального смешения. Колебательные реакции на примере реакции Белоусова - Жаботинского.

Макрокинетика. Роль диффузии в кинетике гетерогенных реакций. Различные режимы протекания реакций (кинетическая и внешняя кинетическая области; область внешней и внутренней диффузии).

Элементарные акты химических реакций и физический смысл энергии активации. Поверхность потенциальной энергии для взаимодействия трех атомов водорода. Сопоставление результатов приближенных и точных расчетов поверхности потенциальной энергии для этой системы.

Теория кинетики. Метод переходного состояния (активированного комплекса). Свойства активированного комплекса. Статистический расчет константы скорости. Основные допущения теории активированного комплекса и область его применимости. Трансмиссионный коэффициент.

Термодинамический аспект теории активированного комплекса. Энтропия активации. Соотношения между опытной и истинной энергией активации.

Теория соударений в химической кинетике. Ее приближенная и более строгая формулировка. Формула Траутца - Льюиса.

Мономолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям. Область применимости полученных соотношений. Объяснение "повышенных" и "заниженных" значений предэкспоненциального множителя. Теория соударений в применении к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана и ее сопоставление с опытными данными. Причины неточности схемы Линдемана. Поправки Гиншельвуда и Касселя. Понятие о теории РРКМ.

Бимолекулярные реакции. Теория активированного комплекса в применении к бимолекулярным реакциям различного типа. Теория соударений в применении к бимолеку-

лярным реакциям Сопоставление результатов теории соударений и теории активированного комплекса.

Тримолекулярные реакции. Применение теории активированного комплекса для описания тримолекулярных реакций с участием окиси азота. Теория соударений в применении к тримолекулярным реакциям. Сопоставление результатов обеих теорий.

Реакции в растворах. "Клеточный эффект" и число соударений молекул в жидкостях. Роль явлений сольватации в химической кинетике.

Фотохимические реакции. Элементарные фотохимические процессы. Фотохимические активные частицы. Эксимеры, эксиплексы и их свойства. Изменение физических и химических свойств молекул при электронном возбуждении. Квантовый выход. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Определение кинетических постоянных фотохимических реакций методом стационарных концентраций.

### *Тема 7. Катализ*

Определение катализа. Общие принципы катализа. Роль катализа в химии. Основные промышленные каталитические процессы. Примеры механизмов каталитических процессов.

Гомогенный и гетерогенный катализ. Теории катализа. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного типа. Кинетика и механизм реакций специфического кислотного катализа. Функции кислотности Гаммета и их использование для вычисления скорости реакции и кинетических постоянных. Кинетика и механизм реакций общего кислотного катализа. Уравнение Бренстеда и его использование в кинетике каталитических реакций. Корреляционные уравнения для энергий активации и теплот реакций. Уравнение Семенова в кинетике радикальных реакций. Специфический и общий основной катализ, нуклеофильный и электрофильный катализ.

Твердые кислоты как катализаторы. Цеолиты и их свойства. Кислотно-основные катализаторы процессов переработки нефти. Бифункциональные катализаторы. Механизмы каталитического превращения углеводородов.

Катализ комплексными соединениями переходных металлов. Гомогенные реакции гидрирования, их кинетика и механизмы. Каталитическое окисление этилена комплексными соединениями палладия.

Ферментативный катализ. Общие сведения о кинетике и механизмах ферментативных реакций.  $\text{pH}$  - зависимость кинетических постоянных. Температурная зависимость кинетических постоянных. Субстратная специфичность ферментов. Активные и адсорбционные центры ферментов. Общие сведения о механизмах ферментативных реакций. Гетерогенный катализ. Определение скорости гетерогенной каталитической реакции.

Удельная и атомная активность. Явления отравления катализаторов. Активность и селективность катализаторов. Роль адсорбции в кинетике гетерогенных каталитических реакций. Энергия активации каталитических реакций. Неоднородность поверхности катализаторов. Нанесенные катализаторы.

Металлы как катализаторы. Теория мультиплетов Баландина. Принцип геометрического и энергетического соответствия. Область применения теории мультиплетов. Нанесенные катализаторы. Теория активных ансамблей Кобозева

### *Тема 8. Электрохимия*

Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительных реакций. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии. Понятие электрохимического потенциала.

Развитие представлений о строении растворов электролитов (Т. Гротгус, М. Фарадей, С. Аррениус, И.А. Каблуков). Теория электролитов. Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории. Соотношение между энергией кристаллической решетки и энергией сольватации ионов в рамках модели Борна. Ион-дипольное взаимодействие как основное условие устойчивости растворов электролитов. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов. Основные допущения теории Дебая - Гюккеля. Потенциал ионной атмосферы. Уравнения для коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая - Гюккеля. Современные представления о растворах электролитов.

Неравновесные явления в растворах электролитов. Потоки диффузии и миграции. Формула Нернста - Эйнштейна. Диффузионный потенциал. Удельная и эквивалентная электропроводность. Числа переноса и методы их определения. Подвижности ионов и закон Кольрауша. Физические основы теории Дебая - Гюккеля - Онзагера; электрофоретический и релаксационный эффекты; эффекты Вина и Дебая - Фалькенгагена. Зависимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и концентрации раствора. Механизм электропроводности водных растворов кислот и щелочей.

Термодинамика и кинетика электрохимических процессов. Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз и в электрохимической цепи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса. Уравнения Нернста и Гиббса - Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи. Понятие электродного потенциала. Классификация электродов и электрохимических цепей. Определение коэффициентов активности и чисел переноса на основе измерений ЭДС.

Понятия поверхностного, внешнего и внутреннего потенциалов; разности потенциалов Гальвани и Вольта. Двойной электрический слой и его роль в кинетике электродных процессов. Электрокапиллярные явления; основное уравнение электрокапиллярности; уравнение Липпмана. Емкость двойного электрического слоя; причины ее зависимости от потенциала электрода. Адсорбционный метод изучения двойного электрического слоя. Модельные представления о структуре двойного слоя. Теория Гуи - Чапмена - Грэма; сходство и различия этой теории с теорией ионной атмосферы Дебая - Гюккеля.

Плотность тока как мера скорости электродного процесса; поляризация электродов. Стадии электродного процесса. Механизмы массопереноса: диффузия, миграция и конвекция. Три основных уравнения диффузионной кинетики и общий подход к решению ее задач. Зависимость тока от потенциала в условиях медленной стационарной диффузии к плоскому электроду. Полярография. Уравнение для тока в теории замедленного разряда; ток обмена и перенапряжение. Зависимость скорости стадии разряда от строения двойного слоя на примере электровосстановления ионов гидроксония и пероксидисульфата на ртутном электроде.

Методы защиты металлов от коррозии. Химические источники тока; их виды и основные характеристики.

**4.3. Лабораторные занятия  
5 семестр**

Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Наименование лабораторной работы	Норматив времени, час.
1	Химическая термодинамика	Калориметрические измерения с применением комплекса «ЭКСПЕРТ 001»: Определение теплот растворения солей	9
		Калориметрические измерения с применением комплекса «ЭКСПЕРТ 001»: Определение теплот химических реакций	9
2	Термодинамическая теория растворов	Свойства растворов сильных электролитов	9
		Свойства разбавленных растворов	9
		Рубежный контроль №1	3
3	Фазовые равновесия	Кристаллизация веществ из растворов при низких температурах	9
		Равновесие жидкость-пар в двойных жидких системах	9
4	Химические и адсорбционные равновесия	Химическое равновесие при комнатной температуре	9
		Химическое равновесие при повышенной температуре	9
		Определение констант диссоциации окрашенных кислот	9
		Равновесие термического разложения карбоната кальция	9
		Рубежный контроль № 2	3
<b>Всего:</b>			<b>96</b>

## 6 семестр

Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Наименование лабораторной работы	Норматив времени, час.
6	Химическая кинетика	Кинетика йодирования ацетона. Часть 1	6
		Кинетика йодирования ацетона. Часть 2.	6
		Энергия активации окисления йодид-ионов персульфат-ионами	6
		Изучение кинетики реакции окисления йодоводородной кислоты пероксидом водорода, катализируемой молибдатом аммония	6
		Рубежный контроль №1	6
3	Катализ	Кинетика диспропорционирования пероксида водорода аква-ионами железа (II)	6
4	Электрохимия	Свойства слабых электролитов	6
		Свойства буферных растворов	6
		Определение растворимости и произведения растворимости труднорастворимой соли	6
		Определение стандартных электродных потенциалов металлов	6
		Определение термодинамических параметров работы элемента Якоби-Даниэля	6

	Определение констант диссоциации слабой кислоты потенциометрическим методом	6
	Исследование электролиза сульфата никеля	6
	Определение напряжения разложения	6
	Определение кроющей способности электролита	6
	Определение скорости коррозии цинка в кислой среде	6
	Рубежный контроль № 2	6
<b>Всего:</b>		<b>102</b>



4.4. Практические занятия  
5 семестр

Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Наименование занятия	Норматив времени, час.
1	Химическая термодинамика	Идеальные газы. Уравнения состояния идеальных газов.	2
		Первый закон термодинамики	2
		Закон Гесса. Закон Кирхгофа.	2
		Второй закон термодинамики. Энтропия.	2
		Термодинамические потенциалы	2
		Определение энергии Гиббса. Третий закон термодинамики.	2
2	Термодинамическая теория растворов	Законы Рауля, Генри, Вант-Гоффа. Виды растворов.	2
		Химические потенциалы в растворах неэлектролитов. Активность. Фугитивность.	2
		Потенциалы смешения в растворах.	2
3	Фазовые равновесия	Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.	2
		Фазовые равновесия жидкость-пар.	2
		Фазовые равновесия жидкость-твердое	4
4	Химические и адсорбционные равновесия	Изотерма химической реакции. Константа равновесия	2
		Изобара и изохора реакции	2
		Уравнения Ленгмюра и БЭТ	1

5	Постулаты статистической термодинамики	Сумма по состояниям и ее свойства	1
<b>Всего:</b>			<b>34</b>

**6 семестр**

Номер раздела, темы	Наименование раздела, темы	Наименование занятия	Норматив времени, час.
6	Химическая кинетика	Формальная кинетика. Реакции 1 и 2 и n-ного порядка	4
		Формальная кинетика. Параллельные и обратимые реакции.	2
		Формальная кинетика. Последовательные реакции.	2
		Принципы анализа сложных кинетических схем	4
		Цепные реакции	2
		Уравнение Аррениуса. Энергия активации	2
		Теория активных соударений	2
		Теория активированного комплекса	2
7	Катализ	Схемы Михаэлиса-Ментен и Ленгмюра-Хиншельвуда.	2
		Кислотно-основный катализ	2
		Гетерогенный катализ	2
8	Электрохимия	Активность растворов электролитов. Теория Дебая-Гюккеля.	2
		Электропроводность растворов электролитов	2
		Гальванический элемент.	2
		Электролиз	2
<b>Всего:</b>			<b>34</b>

## 5. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ОБУЧАЮЩИМСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

При прослушивании лекций рекомендуется отмечать в конспекте все важные моменты, на которых заостряет внимание преподаватель, в частности: выводы уравнений и формулировки законов, главные численные данные, моменты, направленные на качественную подготовку лабораторных и практических занятий.

Залогом качественного выполнения лабораторных работ является самостоятельная подготовка к ним накануне путем повторения материалов лекций и оформления в тетради соответствующей заготовки. Рекомендуется подготовить вопросы по неясным моментам и обсудить их с преподавателем в начале лабораторной работы во время допуска к эксперименту. Обязательным является оформление лабораторной работы заранее перед занятием с использованием выданных преподавателем методических рекомендаций. В оформлении лабораторной работы должна быть сформулирована цель работы, должны присутствовать разделы «Краткая теория», «Последовательность выполнения работы», «основные результаты», «Вывод». По окончании работы отчет по ней предоставляется на подпись преподавателю, после чего она должна быть защищена. Для защиты лабораторной работы преподавателем заранее выдается список вопросов для подготовки.

Практические занятия подразумевают решение расчетных задач и регулярные опросы обучающихся по изложенному на лекциях и подготовленному самостоятельно материалу. Для получения максимального количества баллов необходимо дома по заранее выданным вопросам готовиться к теоретической части занятия. Обязательным атрибутом практических занятий является выполнение домашнего задания по решению задач, пройденных на предыдущих занятиях.

Для текущего контроля успеваемости преподавателем используется балльно-рейтинговая система контроля и оценки академической активности. Поэтому настоятельно рекомендуется тщательно прорабатывать материал дисциплины при самостоятельной работе, участвовать во всех формах обсуждения и взаимодействия, как на лекциях, так и на лабораторных занятиях в целях лучшего освоения материала и получения высокой оценки по результатам освоения дисциплины.

Выполнение самостоятельной работы подразумевает самостоятельное изучение разделов дисциплины, подготовку к лабораторным и практическим занятиям, к рубежным контролям, подготовку к экзамену и зачету, выполнение домашней контрольной работы.

Рекомендуемая трудоемкость самостоятельной работы представлена в таблице:

**Рекомендуемый режим самостоятельной работы**

Наименование вида самостоятельной работы	Рекомендуемая трудоемкость, акад. час.
<b>Самостоятельное изучение тем дисциплины:</b>	<b>78</b>
Химическая термодинамика	16
Термодинамическая теория растворов	6
Фазовые равновесия	8
Химические и адсорбционные равновесия	6
Основные постулаты статистической термодинамики	2
Химическая кинетика	20

Катализ	6
Электрохимия	12
<b>Подготовка к лабораторным занятиям</b> (по 1 часу на каждое занятие)	<b>25</b>
<b>Подготовка к практическим занятиям</b> (по 1 часу на каждое занятие)	<b>33</b>
<b>Подготовка к рубежным контролям</b> (по 2 часа на каждый рубеж)	<b>8</b>
<b>Подготовка к экзамену, зачету</b>	<b>90</b>
<b>Всего:</b>	<b>234</b>

## 6. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

### 6.1. Перечень оценочных средств

1. Балльно-рейтинговая система контроля и оценки академической активности студентов в КГУ.
2. Перечень вопросов для подготовки и защиты лабораторных работ.
3. Перечень заданий к рубежным контролям № 1, № 2, 3, 4.
4. Перечень вопросов к экзамену, зачету.
5. Задания к практическим работам.

### 6.2. Система балльно-рейтинговой оценки работы студентов по дисциплине

№	Наименование	Содержание					
5 семестр							
1	Распределение баллов за семестры по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводятся до сведения студентов на первом учебном занятии)	Распределение баллов на экзамен					
		Вид учебной работы:	Лекция	Работа на практических занятиях	РК 1*	РК 2*	Экзамен
		Балльная оценка:	До 32	До 32	До 3	До 3	До 30
	Примечания:	32 лекций по 1 баллу	До 2 баллов за одно занятие	На 5 лабораторном занятии	На 12 лабораторном занятии		
* РК – рубежный контроль, КР – контрольная работа							
2	Критерий пересчета баллов в традиционную оценку по итогам работы в семестре	60 и менее баллов – неудовлетворительно; 61... 73 – удовлетворительно; 74... 90 – хорошо; 91... 100 – отлично					

3	Критерии допуска к промежуточной аттестации, возможности получения оценки по дисциплине автоматически.	<p>Для допуска к промежуточной аттестации (экзамену) студент должен набрать по итогам текущего и рубежного контроля не менее 50 баллов, должен пройти все рубежные контроли и практические работы.</p> <p>Для получения экзаменационной оценки автоматически студенту необходимо набрать следующее минимальное количество баллов:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 68 для получения автоматически оценки «удовлетворительно».</li> </ul> <p>По согласованию с преподавателем студенту, набравшему минимум 68 баллов, могут быть добавлены дополнительные (бонусные) баллы за активность на консультациях, активное участие в научной и методической работе, оригинальность принятых решений в ходе выполнения практических работ, за участие в значимых учебных и внеучебных мероприятиях кафедры и выставлена за экзамен «автоматически» оценка «хорошо» или «отлично».</p>			
4	Формы и виды учебной работы для неуспевающих (восстановившихся на курсе обучения) студентов для получения недостающих баллов в конце семестра	<p>В случае если к промежуточной аттестации (экзамену) набрана сумма менее 50 баллов, студенту необходимо набрать недостающее количество баллов за счет выполнения дополнительных заданий, до конца последней (зачетной) недели семестра. При этом необходимо проработать материал всех пропущенных практических работ.</p> <p>Формы дополнительных заданий (назначаются преподавателем):</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- выполнение задания пропущенного практического занятия – до 2 баллов за 1 занятие;</li> <li>- предоставление преподавателю конспекта пропущенной лекции – до 1 балла за 1 лекцию</li> <li>- выполнение заданий пропущенного рубежного контроля (до 5 баллов за РК 1 и до 5 баллов за РК 2)</li> </ul> <p>Ликвидация академических задолженностей, возникших из-за разности в учебных планах при переводе или восстановлении, проводится путем выполнения дополнительных заданий, форма и объем которых определяется преподавателем.</p>			
5 семестр					
1	Распределение баллов за семестры по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводятся до сведения студентов на первом учебном занятии)	Распределение баллов для зачета			
		Вид учебной работы:	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 33%; text-align: center;">Работа на лабораторных занятиях</td> <td style="width: 67%; text-align: center;">Зачет</td> </tr> </table>	Работа на лабораторных занятиях	Зачет
		Работа на лабораторных занятиях	Зачет		
Балльная оценка:	<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 33%; text-align: center;">До 70</td> <td style="width: 67%; text-align: center;">До 30</td> </tr> </table>	До 70	До 30		
До 70	До 30				
Примечания:	До 7 баллов за 1 работу (3 балла – подготовка и выполнение эксперимента, 2 балла обработка результатов, 2 балла - защита)				

2	Критерии допуска к промежуточной аттестации, возможности получения автоматического по дисциплине, возможность получения бонусных баллов	<p>Для допуска к промежуточной аттестации (зачету) студент должен набрать по итогам текущего и рубежного контроля не менее 50 баллов и должен выполнить все лабораторные работы.</p> <p>Для получения зачета автоматически студент должен набрать 61 балл. По согласованию с преподавателем студенту могут быть добавлены дополнительные (бонусные) баллы за лабораторных занятиях, активное участие в научной и методической работе, оригинальность принятых решений в ходе выполнения лабораторных работ, за участие в значимых учебных и внеучебных мероприятиях кафедр.</p>					
4	Формы и виды учебной работы для неуспевающих (восстановившихся на курсе обучения) студентов для получения недостающих баллов в конце семестра	<p>В случае если к промежуточной аттестации (зачету) набрана сумма менее 50 баллов, студенту необходимо набрать недостающее количество баллов за счет проработки материала всех пропущенных лабораторных работ.</p> <p>Формы дополнительных заданий (назначаются преподавателем):</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- выполнение и защита пропущенной лабораторной работы (при невозможности дополнительного проведения лабораторной работы преподаватель устанавливает форму дополнительного задания по тематике пропущенной лабораторной работы самостоятельно) – до 7 баллов.</li> </ul> <p>Ликвидация академических задолженностей, возникших из-за разности в учебных планах при переводе или восстановлении, проводится путем выполнения дополнительных заданий, форма и объем которых определяется преподавателем.</p>					
6 семестр							
1	Распределение баллов за семестры по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводятся до сведения студентов на первом учебном занятии)	Распределение баллов для экзамена					
		Вид учебной работы:	Лекция	Работа на практических занятиях	РК 1*	РК 2*	Экзамен
		Балльная оценка:	До 25	До 34	До 5	До 6	До 30
Примечания:	25 лекций по 1 баллу	До 2 баллов за одно занятие	На 5 лабораторном занятии	На 17 лабораторном занятии			
* РК – рубежный контроль, КР – контрольная работа							
2	Критерий пересчета баллов в традиционную оценку по итогам работы в семестре	<p>60 и менее баллов – неудовлетворительно;          61... 73 – удовлетворительно;          74... 90 – хорошо;          91... 100 – отлично</p>					

3	Критерии допуска к промежуточной аттестации.	<p>Для допуска к экзамену студент должен набрать по итогам текущего и рубежного контроля не менее 50 баллов и должен пройти все рубежные контроли и выполнить практические работы.</p> <p>Для получения экзаменационной оценки «автоматически» студенту необходимо набрать следующее минимальное количество баллов:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 68 для получения «автоматически» оценки «удовлетворительно».</li> </ul> <p>По согласованию с преподавателем студенту, набравшему минимум 68 баллов, могут быть добавлены дополнительные (бонусные) баллы за активность на консультациях, активное участие в научной и методической работе, оригинальность принятых решений в ходе выполнения практических работ, за участие в значимых учебных и внеучебных мероприятиях кафедры и выставлена за экзамен «автоматически» оценка «хорошо» или «отлично».</p>		
4	Формы и виды учебной работы для неуспевающих (восстановившихся на курсе обучения) студентов для получения недостающих баллов в конце семестра	<p>В случае если к промежуточной аттестации (экзамену) набрана сумма менее 50 баллов, студенту необходимо набрать недостающее количество баллов за счет выполнения дополнительных заданий, до конца последней (зачетной) недели семестра. При этом необходимо проработать материал всех пропущенных практических занятий.</p> <p>Формы дополнительных заданий (назначаются преподавателем):</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- выполнение задания пропущенного практического занятия – до 2 баллов за 1 занятие;</li> <li>- предоставление преподавателю конспекта пропущенной лекции – до 1 балла за 1 лекцию</li> <li>- выполнение заданий пропущенного рубежного контроля (до 7 баллов за РК 1 и до 7 баллов за РК 2).</li> </ul> <p>Ликвидация академических задолженностей, возникших из-за разности в учебных планах при переводе или восстановлении, проводится путем выполнения дополнительных заданий, форма и объем которых определяется преподавателем.</p>		
6 семестр				
1	Распределение баллов за семестры по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводятся до сведения)	Распределение баллов для зачета		
Вид учебной работы:		Работа на лабораторных занятиях	Зачет	
Балльная оценка:	До 70	До 30		



	студентов на первом учебном занятии)	Примечания:	До 5 баллов за лабораторную работу, кроме работ «Свойства слабых электролитов» и «Свойства буферных растворов» - до 2,5 баллов
2	Критерии допуска к промежуточной аттестации, возможности получения автоматического по дисциплине, возможность получения бонусных баллов		<p>Для допуска к промежуточной аттестации (зачету) студент должен набрать по итогам текущего и рубежного контроля не менее 50 баллов и должен выполнить все лабораторные работы.</p> <p>Для получения зачета автоматически студент должен набрать 61 балл. По согласованию с преподавателем студенту могут быть добавлены дополнительные (бонусные) баллы за активность на лабораторных занятиях, активное участие в научной и методической работе, оригинальность принятых решений в ходе выполнения лабораторных работ, за участие в значимых учебных и внеучебных мероприятиях кафедры.</p>
4	Формы и виды учебной работы для неуспевающих (восстановившихся на курсе обучения) студентов для получения недостающих баллов в конце семестра		<p>В случае если к промежуточной аттестации (зачету) набрана сумма менее 50 баллов, студенту необходимо набрать недостающее количество баллов за счет проработки материала всех пропущенных лабораторных работ.</p> <p>Формы дополнительных заданий (назначаются преподавателем):</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- выполнение и защита пропущенной лабораторной работы (при невозможности дополнительного проведения лабораторной работы преподаватель устанавливает форму дополнительного задания по тематике пропущенной лабораторной работы самостоятельно) – до 4,5 или 1,5 баллов.</li> </ul> <p>Ликвидация академических задолженностей, возникших из-за разности в учебных планах при переводе или восстановлении, проводится путем выполнения дополнительных заданий, форма и объем которых определяется преподавателем.</p>

### 6.3. Процедура оценивания результатов освоения дисциплины

Рубежные контроли проводятся в форме коллоквиума, включающего устное собеседование и решение расчетных задач. Задание на РК включает в себя 5 задач в каждом варианте в 5 семестре и 7 задач в каждом варианте в 6 семестре. На каждый рубежный контроль отводится до 3 часов. Преподаватель оценивает в баллах результаты каждого рубежного контроля и заносит их в ведомость текущей успеваемости. Перед проведением каждого рубежного контроля преподаватель прорабатывает со студентами основной материал соответствующих разделов дисциплины в форме краткой лекции-дискуссии.

Экзамен проводится в форме устного собеседования и решения расчетных задач. Вопросы и задача содержатся в экзаменационном билете. Экзаменационный билет включает 2 теоретических вопроса и задачу. На подготовку к ответу студенту дается минимум 45 минут. Результаты текущего контроля успеваемости (работа на лекциях, практических занятиях, выполнение РК) и экзамена заносятся преподавателем в экзаменационную ведомость, которая сдается в организационный отдел института в день экзамена, а также выставляются в зачетную книжку студента.

Зачет проводится в форму устного собеседования. Вопросы для собеседования содержатся в билете. Каждый билет включает 2 вопроса. Время для подготовки к ответу – не

менее 20 минут. Результаты текущего контроля успеваемости (работа на лабораторных работах) и зачета заносятся преподавателем в зачетную ведомость, которая сдается в организационный отдел института в день сдачи зачета, а также выставляются в зачетную книжку студента.

#### 6.4. Примеры оценочных средств для проведения рубежных контролей, зачета и экзамена

##### Пример перечня заданий к рубежному контролю № 1 (5 семестр)

1. Найдите частные производные и для: а) идеального газа; б) газа Ван-дер-Ваальса; в) газа, подчиняющегося I уравнению Дитеричи.
2. Один моль газа Ван-дер-Ваальса изотермически расширяется от объема  $V_1$  до объема  $V_2$  при температуре  $T$ . Найдите  $U$ ,  $H$ ,  $S$ ,  $F$  и  $G$  для этого процесса.
3. Энтальпия диссоциации карбоната кальция при 900 оС и давлении 1 атм равна 178 кДж/моль. Выведите уравнение зависимости энтальпии реакции от температуры и рассчитайте количество теплоты, поглощенное при разложении 1 кг карбоната кальция при 1000 оС и 1 атм, если даны мольные теплоемкости (в Дж/(моль. К)):  
 $C_p(\text{CaCO}_3(\text{тв})) = 104.5 + 21.92 \cdot 10^{-3}T - 25.94 \cdot 10^{-5}T^2$ ,  
 $C_p(\text{CaO}(\text{тв})) = 49.63 + 4.52 \cdot 10^{-3}T - 6.95 \cdot 10^{-5}T^2$ ,  
 $C_p(\text{CO}_2(\text{г})) = 44.14 + 9.04 \cdot 10^{-3}T - 8.53 \cdot 10^{-5}T^2$ .
4. Рассчитайте изменение энтропии 1000 г метанола в результате его замерзания при -105 оС. Теплота плавления твердого метанола при -98 оС (т.пл.) равна 3160 Дж/моль. Теплоемкости твердого и жидкого метанола равны 55.6 и 81.6 Дж/(моль. К), соответственно. Объясните, почему энтропия при замерзании уменьшается, хотя процесс - самопроизвольный.
5. Энергия Гельмгольца одного моля некоторого вещества записывается следующим образом:  
 $F = a + T(b - c - b \ln T - d \ln V)$ ,  
где  $a$ ,  $b$ ,  $c$ ,  $d$  - константы. Найдите давление, энтропию и теплоемкость  $CV$  этого тела. Дайте физическую интерпретацию константам  $a$ ,  $b$ ,  $d$ .

##### Пример перечня заданий к рубежному контролю № 2 (5 семестр)

1. Калифорнийская секвойя – самое высокое дерево в мире. Полагая, что ее высота 105.4 м, оценить осмотическое давление, необходимое для подъема воды от корней до вершины.
2. Плотности жидкого и твердого олова при температуре плавления (231 оС) равны 6.980 и 7.184 г/см<sup>3</sup>, соответственно. Теплота плавления олова равна 1690 кал/моль. Определите температуру плавления олова под давлением 100 атм.
3. При температуре 250 оС и давлении 1 атм  $\text{PCl}_5$  диссоциирован на 80 % по реакции  $\text{PCl}_5 = \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ .  
Найти константу равновесия  $K_P$ . Как изменится процент диссоциации, если ввести в систему при постоянном давлении столько азота, что его парциальное давление будет составлять 0.9 атм? Общее давление системы поддерживается равным 1 атм.
4. При пиролизе пропана протекают 2 параллельные реакции:  
 $\text{C}_3\text{H}_8 = \text{C}_3\text{H}_6 + \text{H}_2$  и  $\text{C}_3\text{H}_8 = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{CH}_4$ .  
Вычислить состав равновесной смеси (в мол. %) при 1000 К и давлении 2 атм на основании следующих данных:

Вещество	C3H8	C3H6	C2H4	CH4	H2
$\Phi$ , Дж/(моль·К)	310.0	300.0	240.0	199.0	137
$\Delta_f H_{\gamma}^0$ , кДж/моль	-82.0	35.0	61.0	-67.0	-

Газы считать идеальными.

### Пример перечня заданий к рубежному контролю № 1 (6 семестр)

1. Как выражается скорость реакции синтеза аммиака  $1/2 N_2 + 3/2 H_2 = NH_3$  через концентрации азота и водорода?

Как изменится скорость реакции синтеза аммиака  $1/2 N_2 + 3/2 H_2 = NH_3$ , если уравнение реакции записать в виде  $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ ?

2. Во сколько раз увеличится скорость газовой элементарной реакции  $A = 2D$  при увеличении давления в 3 раза?

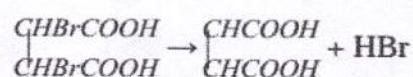
3. Константа скорости газовой реакции 2-го порядка при 25 °С равна 103 л/(моль·с). Чему равна эта константа, если кинетическое уравнение выражено через давление в атмосферах?

4. Период полураспада радиоактивного изотопа  $^{137}Cs$ , который попал в атмосферу в результате Чернобыльской аварии, - 29.7 лет. Через какое время количество этого изотопа составит менее 1% от исходного?

5. В некоторой реакции при изменении начальной концентрации от 0.502 до 1.007 моль/л период полураспада уменьшился с 51 до 26 с. Определите порядок реакции и константу скорости.

6.

При нагревании раствора дибромянтарной кислоты она разлагается на броммалеиновую и бромистоводородную кислоты согласно уравнению:

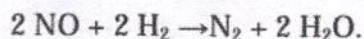


На основании приведенных данных вычислите константу скорости реакции и определите, через сколько времени разложится 1/3 начального количества исходной кислоты.

Время (мин.) для отбора пробы	0	214	380
Число мл щелочи, пошедших на титрование пробы	10,095	10,37	10,57

7.

Восстановление оксида азота (II) протекает по уравнению:

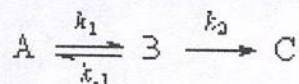


Определите порядок этой реакции, пользуясь зависимостью между временем расхода половины исходного вещества и начальной концентрацией, на основании следующих опытных данных.

$P_{\text{нач}}$ , мм рт.ст.	340,5	288
$\tau_{1/2}$ , сек	102	140

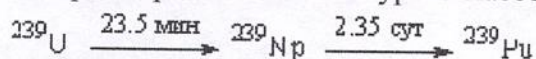
### Пример перечня заданий к рубежному контролю № 2 (6 семестр)

1. В необратимой реакции 1-го порядка за 20 мин при 125 оС степень превращения исходного вещества составила 60%, а при 145 оС такая же степень превращения была достигнута за 5.5 мин. Найдите константы скорости и энергию активации данной реакции
2. Константа скорости реакции первого порядка равна  $4.02 \cdot 10^{-4} \text{ с}^{-1}$  при 393 К и  $1.98 \cdot 10^{-3} \text{ с}^{-1}$  при 413 К. Рассчитайте предэкспоненциальный множитель для этой реакции.
3. Дана кинетическая схема:



Составьте и решите систему кинетических уравнений для этой схемы ( $[A]_0 = a$ ,  $[B]_0 = [C]_0 = 0$ ). Когда достигается максимум концентрации промежуточного вещества В?

4. Образец радиоактивного урана массой 100 г распадается по схеме:



(над стрелкой указаны периоды полураспада). Рассчитайте массы нептуния и плутония через 1) 20 мин; 2) 20 дней после начала распада. Определите максимальную массу нептуния, которая может быть получена из данного образца урана.

5. Удельная электропроводность бесконечно разбавленных растворов KCl, KNO<sub>3</sub> и AgNO<sub>3</sub> при 25 °С равна соответственно 149.9, 145.0 и 133.4 См м<sup>2</sup> моль<sup>-1</sup>. Какова удельная электропроводность бесконечно разбавленного раствора AgCl при 25 °С
6. Рассчитать скорость движения иона Rb<sup>+</sup> в водном растворе при 25 °С, если разность потенциалов 35 В приложена к электродам, находящимся на расстоянии 0.8 см друг от друга.
7. Рассчитать произведение растворимости и растворимость Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> в воде при 25 °С по данным о стандартных электродных потенциалах.

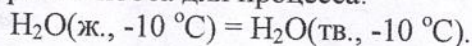
### Вариант контрольной работы

1. Найдено, что углеводород имеет при 100 °С и 760 мм рт. ст. плотность пара 2.550 г/л. Химический анализ показал, что в этом веществе на 1 атом углерода приходится 1 атом водорода. Какова формула углеводорода?
2. 0.85 моль идеального газа, первоначально находившегося под давлением 15 атм при 300 К, расширяется изотермически, пока давление не станет равным 1 атм. Рассчитать совершенную при этом работу, если расширение проводится а) обратимо и б) против постоянного давления
3. Рассчитать изменение энтропии при смешении 350 г воды при 5 °С с 500 г воды при 70 °С, предполагая, что удельная теплоемкость равна 1.00 кал/(г·К).

4. На какую высоту (теоретически), преодолевая силу тяжести, можно было бы поднять автомобиль массой 1270.08 кг при помощи 3.79 л бензина, если предположить, что температура цилиндра двигателя 2200 К, а температура выхлопа 1200 К. Плотность бензина  $0.80 \text{ г/см}^3$ , теплота его сгорания  $11200 \text{ кал/г}$ .

5. Найти изменение энтропии в процессе затвердевания переохлажденного бензола при температуре 268.2 К, если при температуре 278.2 К его теплота плавления  $\Delta_m H(\text{C}_6\text{H}_6) = 9956 \text{ Дж/моль}$ , а теплоемкости жидкого и твердого бензола следующие:  $C_p(\text{C}_6\text{H}_6(\text{ж.})) = 127.3 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)}$ ;  $C_p(\text{C}_6\text{H}_6(\text{тв.})) = 123.6 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)}$ .

6. Рассчитать изменение энергии Гиббса для процесса:



7. При  $-10^\circ\text{C}$  давление пара воды составляет 2.149 мм рт. ст., давление пара льда равно 1.950 мм рт. ст.

8. Парциальные мольные объемы воды и этанола в растворе с массовой долей этанола 0.4 равны соответственно 17.9 и 55.0  $\text{см}^3/\text{моль}$ . Рассчитайте объемы воды и этанола, необходимые для приготовления 1000 мл такого раствора. Плотности воды и этанола равны соответственно 0.998 и 0.789  $\text{г/см}^3$ .

9. Рассчитать температуру разложения оксида серебра  $\text{Ag}_2\text{O}$  при нагревании на воздухе. Парциальное давление кислорода 0.21 атм, а зависимость от температуры  $\Delta_f G^0(\text{Ag}_2\text{O})$  дается уравнением

$$\Delta_f G^0(\text{Ag}_2\text{O}) = -29300 + 63.81T \text{ (Дж/моль)}.$$

10. Молекула может находиться на уровне с энергией 0 (условное значение) или на одном из 3-х уровней с энергией  $E$ . Чему равна молекулярная сумма по состояниям? При какой температуре а) все молекулы будут находиться на нижнем уровне, б) число молекул на нижнем уровне будет равно числу молекул на верхних уровнях, в) число молекул на нижнем уровне будет в 3 раза меньше, чем число молекул на верхних уровнях?

### Список вопросов к зачету (5 семестр)

1. Первый закон термодинамики. Теплоемкость, теплоемкости при постоянном объеме и постоянном давлении. Теплоты  $Q_V$  и  $Q_p$ . Энтальпия.
2. Закон Гесса и его следствия. Стандартные энтальпии химических реакций. Калориметрический метод измерения энтальпий химических реакций. Энтальпия сгорания. Энтальпия образования.
3. Зависимость энтальпии реакции от температуры. Формула Кирхгофа. Зависимость теплоемкости от температуры.
4. Тепловые эффекты растворения веществ. Дифференциальная и интегральная теплоты растворения.
5. Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и закон Генри. Идеальные и неидеальные растворы.
6. Химический потенциал компонента в растворе. Активность. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонент.
7. Зависимость парциальных мольных объемов в системе  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - \text{H}_2\text{O}$  от состава.
8. Гетерогенные системы. Вывод условия фазового равновесия.
9. Правило фаз Гиббса и его вывод.

10. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса и его применение к различным фазовым равновесиям.
11. Диаграммы состояния воды, серы.
12. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Уравнение Шредера.
13. Зависимость температуры замерзания раствора от концентрации растворенного вещества. Криоскопия.
14. Зависимость температуры кипения раствора от концентрации растворенного вещества. Эбулиоскопия.
15. Равновесие жидкость - пар в двухкомпонентных системах. Отклонения от идеальности.
16. Диаграммы кипения двух неограниченно смешивающихся жидкостей с незначительным и значительным отклонением от идеальности.
17. Диаграммы плавкости бинарных систем, не образующих твердых растворов. Термический анализ.
18. Диаграммы плавкости бинарных систем с образованием конгруэнтно и инконгруэнтно плавящихся соединений.
19. Закон действия масс. Стандартная энергия Гиббса химической реакции. Константа равновесия. Различные виды констант равновесия и связь между ними.
20. Химические равновесия в растворах. Константы равновесия при различном выборе стандартных состояний для участников реакции.
21. Зависимость констант равновесия от температуры и давления. Уравнение изобары реакции и его термодинамический вывод.
22. Уравнение изохоры реакции и его термодинамический вывод.

#### Список вопросов к экзамену (5 семестр)

1. Предмет и составные части физической химии. Связь с другими дисциплинами (математика, физика, классическая физика, квантовая механика, различные разделы химии)
2. Основные понятия химической термодинамики. Система и среда. Фаза. Компонент. Гомогенные и гетерогенные системы.
3. Термодинамические переменные. Интенсивные и экстенсивные величины. Температура. Уравнение состояния.
4. Уравнения состояния идеального газа, газа Ван-дер-Ваальса.
5. Теплота и работы различного рода. Работа расширения. Внутренняя энергия.
6. Первый закон термодинамики. Теплоемкость, теплоемкости при постоянном объеме и постоянном давлении. Теплоты  $Q_V$  и  $Q_p$ . Энтальпия.
6. Закон Гесса и его следствия. Стандартные энтальпии химических реакций. Калориметрический метод измерения энтальпий химических реакций. Энтальпия сгорания. Энтальпия образования.
7. Зависимость энтальпии реакции от температуры. Формула Кирхгоффа. Зависимость теплоемкости от температуры.
8. Цикл Карно. Теорема Карно - Клаузиуса. Энтропия.
9. Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Обоснование второго начала термодинамики.
10. Изменение энтропии в различных процессах. Изменение энтропии изолированной системы и направление процесса.

11. Математический аппарат термодинамики. Фундаментальное уравнение Гиббса. Внутренняя энергия, как однородная функция объема, энтропии и числа молей.
12. Уравнение Гиббса-Дюгема. Соотношения Максвелла и их использование для вывода различных термодинамических соотношений. Уравнение Гиббса – Гельмгольца.
13. Свойства термодинамических потенциалов  $U, H, F, G$ . Различные формы записи условий термодинамического равновесия. Критерий самопроизвольного протекания процессов.
14. Химический потенциал. Его различные определения. Химический потенциал идеального и неидеального газов. Летучесть (фугитивность.)
15. Энергия Гиббса и энергия Гиббса смешения растворов. Среднемольная и парциальные энергии Гиббса в двухкомпонентных системах.
16. Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и закон Генри. Идеальные и неидеальные растворы.
17. Химический потенциал компонента в растворе. Активность. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонент.
18. Термодинамическая классификация растворов. Функции смешения для идеальных и неидеальных растворов. Предельно разбавленные растворы, атермальные, регулярные растворы и их свойства.
19. Парциальные мольные величины и их определение из опытных данных для бинарных систем. Уравнения Гиббса-Дюгема-Маргулеса. Обобщенное уравнение Гиббса - Дюгема.
20. Зависимость парциальных мольных объемов в системе  $C_2H_5OH - H_2O$  от состава.
21. Гетерогенные системы. Вывод условия фазового равновесия.
22. Вывод условия мембранного равновесия.
23. Правило фаз Гиббса и его вывод.
24. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса и его применение к различным фазовым равновесиям.
25. Диаграммы состояния воды, серы.
26. Диаграммы состояния фосфора и углерода. Нанюглеродные материалы.
27. Фазовые переходы первого рода. Жидкие кристаллы. Фазовые переходы второго рода.
28. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Уравнение Шредера.
29. Криоскопическое и эбуллиоскопические уравнения.
30. Осмос как пример мембранного равновесия. Уравнение Вант-Гоффа, его термодинамический вывод.
31. Равновесие жидкость - пар в двухкомпонентных системах. Отклонения от идеальности.
32. Различные виды фазовых диаграмм  $p-x$  ( $T=const$ ),  $T-x$  ( $p=const$ ).
32. Законы Гиббса –Коновалова. Термодинамический вывод второго закона Гиббса - Коновалова.
33. Диаграммы состояния (плавкости) двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз. Расслаивание в двухкомпонентных системах.
34. Вывод условия химического равновесия. Химическая переменная. Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса при химической реакции. Химическое сродство.
35. Закон действия масс. Стандартная энергия Гиббса химической реакции. Константа равновесия. Различные виды констант равновесия и связь между ними.
36. Химические равновесия в растворах. Константы равновесия при различном выборе стандартных состояний для участников реакции. Химическое равновесие в разбавленном растворе.

37. Гетерогенные химические равновесия с образованием и без образования твердых растворов.
38. Зависимость констант равновесия от температуры и давления. Уравнение изобары реакции и его термодинамический вывод.
39. Уравнение изохоры реакции и его термодинамический вывод.
40. Третий закон термодинамики. Постулат Нернста. Постулат Планка. Расчеты абсолютной энтропии химических соединений.
41. Явления адсорбции. Адсорбент. Адсорбат. Полная и избыточная адсорбции. Мономолекулярная и полимолекулярная адсорбция. Определение адсорбции по Гиббсу.
42. Адсорбция из растворов и газовой фазы. Изотермы и изобары адсорбции.
43. Уравнение Ленгмюра, его термодинамический вывод и условия применимости. Уравнение Генри. Константа адсорбционного равновесия.
44. Полимолекулярная адсорбция, ее описание методом Брунауэра - Эмета - Теллера (БЭТ). Вывод уравнения БЭТ. Использование уравнения БЭТ для определения поверхности адсорбентов.
45. Механическое описание молекулярной системы. Макро-и микросостояния системы. Энтропия и термодинамическая вероятность. Метод ячеек Больцмана.
46. Фазовые  $\Gamma$  - и  $\mu$ -пространства. Основные постулаты статистической термодинамики. Плотность вероятности (функция распределения) и ее свойства. Эргоидная гипотеза.

#### Список вопросов к зачету (6 семестр)

1. Реакции первого порядка.
2. Реакции второго порядка.
3. Необратимые реакции третьего и нулевого порядка.
4. Сложные реакции. Принцип независимости элементарных стадий. Методы составления кинетических уравнений.
5. Обратимые реакции первого порядка.
6. Параллельные реакции.
7. Последовательные реакции на примере двух необратимых реакций первого порядка.
8. Уравнение Михаэлиса - Ментэн. Определение кинетических постоянных этого уравнения из опытных данных.
9. Разветвленные цепные реакции. Кинетические особенности разветвленных цепных реакций.
10. Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
11. Метод переходного состояния (активированного комплекса). Поверхность потенциальной энергии.
12. Теория соударений в химической кинетике. Формула Траутца - Льюиса.
13. Кислотно-основной катализ. Функции кислотности Гаммета.
14. Гетерогенный катализ. Катализ на однородной и неоднородной поверхности.
15. Теория мультиплетов Баландина. Принцип геометрического и энергетического соответствия. Область применения теории мультиплетов.
16. Основные положения теории диссоциации Аррениуса. Недостатки этой теории.
17. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов.



18. Уравнения для коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая - Гюккеля. Современные представления о растворах электролитов.
19. Удельная и эквивалентная электропроводность. Числа переноса и методы их определения. Подвижности ионов и закон Кольрауша.
20. Термодинамика гальванических элементов.
21. Классификация электродов и электрохимических цепей. Определение коэффициентов активности и чисел переноса на основе измерений ЭДС.
22. Модельные представления о структуре двойного слоя. Теория Гуи - Чапмена - Грэма; сходство и различия этой теории с теорией ионной атмосферы Дебая - Гюккеля.
23. Электрохимическая теория коррозии.

#### Список вопросов к экзамену (6 семестр)

1. Основные понятия химической кинетики. Определение скорости реакции. Кинетические кривые. Кинетические уравнения.
2. Определение константы скорости и порядка реакции. Реакции переменного порядка и изменение порядка в ходе реакции на примере реакции образования  $\text{HBr}$ . Молекулярность элементарных реакций.
3. Кинетический закон действия масс и область его применимости. Прямая и обратная задачи химической кинетики.
4. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса. "Эффективная" и "истинная" энергии активации.
5. Необратимые реакции первого и второго порядков.
6. Необратимые реакции третьего порядка.
7. Определение констант скорости из опытных данных.
8. Методы определения порядка реакции и вида кинетического уравнения.
9. Сложные реакции. Принцип независимости элементарных стадий. Методы составления кинетических уравнений.
10. Обратимые реакции первого порядка. Определение элементарных констант из опытных данных.
11. Параллельные реакции.
12. Последовательные реакции на примере двух необратимых реакций первого порядка.
13. Кинетический анализ процессов, протекающих через образование промежуточных продуктов. Принцип квазистационарности Боденштейна и область его применимости.
14. Применение принципа стационарности для вычисления начальной скорости гомогенной каталитической реакции с участием одного реагента.
15. Уравнение Михаэлиса - Ментэн. Определение кинетических постоянных этого уравнения из опытных данных.
16. Цепные реакции. Элементарные процессы возникновения, продолжения, разветвления и обрыва цепей. Длина цепи. Различные методы расчета скорости неразветвленных цепных реакций.
17. Применение метода стационарности для составления кинетических уравнений неразветвленных цепных реакций на примере темнового образования  $\text{HBr}$ .
18. Разветвленные цепные реакции. Кинетические особенности разветвленных цепных реакций.
19. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях на примере реакции окисления водорода.

20. Полуостров воспламенения. Период индукции. Зависимость скорости реакции на нижнем пределе воспламенения от диаметра сосуда и природы его поверхности. Тепловой взрыв.
22. Колебательные реакции на примере реакции Белоусова - Жаботинского.
24. Элементарные акты химических реакций и физический смысл энергии активации. Поверхность потенциальной энергии для взаимодействия трех атомов водорода. Сопоставление результатов приближенных и точных расчетов поверхности потенциальной энергии для этой системы.
25. Метод переходного состояния (активированного комплекса). Свойства активированного комплекса. Статистический расчет константы скорости. Основные допущения теории активированного комплекса и область его применимости.
27. Теория соударений в химической кинетике. Ее приближенная и более строгая формулировка. Формула Траутца - Льюиса.
35. Фотохимические реакции. Элементарные фотохимические процессы. Фотохимические активные частицы. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Определение кинетических постоянных фотохимических реакций методом стационарных концентраций.
36. Определение катализа. Общие принципы катализа. Роль катализа в химии. Основные промышленные каталитические процессы. Примеры механизмов каталитических процессов.
37. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного типа. Кинетика и механизм реакций специфического кислотного катализа. Функции кислотности Гаммета.
38. Кинетика и механизм реакций общего кислотного катализа. Уравнение Бренстеда и его использование в кинетике каталитических реакций.
39. Уравнение Семенова в кинетике радикальных реакций. Специфический и общий основной катализ, нуклеофильный и электрофильный катализ.
40. Ферментативный катализ. Общие сведения о кинетике и механизмах ферментативных реакций.  $\text{pH}$  - зависимость кинетических постоянных. Температурная зависимость кинетических постоянных.
41. Гетерогенный катализ. Определение скорости гетерогенной каталитической реакции. Удельная и атомная активность. Явления отравления катализаторов. Активность и селективность катализаторов. Роль адсорбции в кинетике гетерогенных каталитических реакций. Энергия активации каталитических реакций.
42. Металлы как катализаторы. Теория мультиплетов Баландина. Принцип геометрического и энергетического соответствия. Область применения теории мультиплетов.
43. Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительных реакций. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии. Понятие электрохимического потенциала.
44. Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории.
45. Понятия средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов. Основные допущения теории Дебая - Гюккеля. Потенциал ионной атмосферы.
46. Уравнения для коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая - Гюккеля. Современные представления о растворах электролитов.

47. Неравновесные явления в растворах электролитов. Потоки диффузии и миграции. Диффузионный потенциал. Удельная и эквивалентная электропроводность. Числа переноса и методы их определения. Подвижности ионов и закон Кольрауша.
48. Условия электрохимического равновесия на границах раздела фаз и в электрохимической цепи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса. Уравнения Нернста и Гиббса - Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи. Понятие электродного потенциала.
49. Классификация электродов и электрохимических цепей. Определение коэффициентов активности и чисел переноса на основе измерений ЭДС.
50. Двойной электрический слой и его роль в кинетике электродных процессов.
53. Модельные представления о структуре двойного слоя. Теория Гуи - Чапмена - Грэма; сходство и различия этой теории с теорией ионной атмосферы Дебая - Гюккеля.
54. Стадии электродного процесса. Механизмы массопереноса: диффузия, миграция и конвекция. Три основных уравнения диффузионной кинетики и общий подход к решению ее задач.
55. Зависимость тока от потенциала в условиях медленной стационарной диффузии к плоскому электроду. Полярография. Уравнение для тока в теории замедленного разряда; ток обмена и перенапряжение.
56. Зависимость скорости стадии разряда от строения двойного слоя на примере электровосстановления ионов гидроксония и пероксидисульфата на ртутном электроде.
57. Физический смысл энергии активации в условиях замедленного разряда.
58. Электрохимическая теория коррозии.
59. Методы защиты металлов от коррозии.
60. Химические источники тока; их виды и основные характеристики.

#### **6.5. Фонд оценочных средств**

Полный банк заданий для текущего, рубежных контролей и промежуточной аттестации по дисциплине, показатели, критерии, шкалы оценивания компетенций, методические материалы, определяющие процедуры оценивания образовательных результатов, приведены в учебно-методическом комплексе дисциплины.

## **7. ОСНОВНАЯ И ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА**

### **7.1. Основная учебная литература**

1. Основы физической химии: в 2 ч. Ч. 1 [Электронный ресурс]: учебное пособие / В.В. Еремин, С.И. Каргов, И.А. Успенская, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин - М. : Лаборатория знаний, 2015. – 266 с. (Доступ из ЭБС «Консультант студента»)

### **7.2. Дополнительная учебная литература**

1. Основы физической химии: в 2 ч. Ч. 2 [Электронный ресурс]: учебное пособие / В.В. Еремин, С.И. Каргов, И.А. Успенская, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунин - М. : Лаборатория знаний, 2015. – 266 с. (Доступ из ЭБС «Консультант студента»)

### **7.3 Методическая литература**

1. Чистяков, В. П. Практикум по физической и коллоидной химии / В.П. Чистяков // Курган . Изд-во Курганского государственного педагогического института, 1996, 158 с.
2. Филистеев, О. В. Химическая кинетика / О.В. Филистеев // Курган . Изд-во Курганского государственного университета, 2002, 26 с.
3. Филистеев О. В. Калориметрические измерения с использованием установки и программы «Эксперт 001» / О.В. Филистеев, А.В. Криштоп // Курган . Изд-во Курганского государственного университета, 2005, 15 с.
4. Иванова Т. А. Справочные таблицы по физико-химическим величинам для студентов специальности «Химия» .Изд-во КГУ, 2001.
5. Сборник задач по химической кинетике и катализу / Под. ред Е.Н. Савинова // Новосибирск . Новосибирский государственный университет, 1997.
6. Иванова, Т. А. Кристаллизация веществ из растворов при низких температурах / Т.А. Иванова // Курган . Изд-во Курганского государственного университета, 2000, 13 с.
7. Иванова, Т. А. Равновесие жидкость-пар в двойных жидких системах / Т.А. Иванова // Курган . Изд-во Курганского государственного университета, 2001, 22 с.
8. Шаров, А. В. Методические рекомендации к выполнению контрольной работы по физической химии / А.В. Шаров // Курган, 2001 6 с.

## **9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ**

Аннотация к рабочей программе дисциплины  
**«Физическая химия»**

образовательной программы высшего образования –  
программы специалитета

**04.05.01 – Фундаментальная и прикладная химия**

Направленность:

**«Аналитическая химия»**

Трудоемкость дисциплины: 17 ЗЕ (612 академических часов)

Семестр: 5,6

Форма промежуточной аттестации: зачет, экзамен (5 семестр), зачет экзамен  
(6 семестр)

Содержание дисциплины

Химическая термодинамика, термодинамическая теория растворов, фазовые равновесия, химическое и адсорбционное равновесие, постулаты статистической термодинамики, химическая кинетика, катализ, электрохимия