

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ
Н.Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО»

Институт химии

УТВЕРЖДАЮ
Директор института
д.х.н., проф. Горячева И.Ю.

"07" 06 2023 г.

Рабочая программа дисциплины
Физическая химия




Направление подготовки бакалавриата
18.03.01 химическая технология

Профиль подготовки бакалавриата
Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов

Квалификация выпускника
Бакалавр

Форма обучения
очная

Саратов,
2023

Статус	ФИО	Подпись	Дата
Преподаватель-разработчик	Бурашникова Марина Михайловна		07.06.2023
Председатель НМК	Крылатова Яна Георгиевна		07.06.2023
Заведующий кафедрой	Казаринов Иван Алексеевич		07.06.2023
Специалист Учебного управления			

1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины являются раскрытие смысла основных законов, управляющих химическими процессами, освоение студентами областей применения этих законов, понимание их принципиальных возможностей при решении конкретных химических задач.

2. Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Физическая химия» (Б1.О.12) относится к части, формируемой участниками образовательных отношений Блока 1 «Дисциплины (модули)» рабочего учебного плана ООП по направлению 18.03.01 Химическая технология, профиль подготовки бакалавриата Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов и осваивается в 4 семестре.

Материал дисциплины базируется на знаниях по курсу «Математика», «Физика», «Общая и неорганическая химия», «Статистическая обработка результатов эксперимента». Дисциплина «Физическая химия» представляет собой теоретический фундамент современной химии и является основой для последующего изучения дисциплин «Общая химическая технология», «Коллоидная химия», «Промышленный катализ и технология катализаторов». Физико-химические теории химических процессов используют для решения самого широкого круга современных научных и технических проблем. Физическая химия является теоретической базой основных физико-химических методов исследования природы химических процессов, растворов, фазовых переходов, фундаментальной основой физико-химических методов анализа веществ и материалов.

3. Результаты обучения по дисциплине

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора (индикаторов) достижения компетенции	Результаты обучения
ОПК-2. Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности	ОПК-2.1. Применяет физико-математический аппарат, методы анализа и моделирования для решения профессиональных задач ОПК-2.2. Выбирает оптимальные физико-химические, химические методы для решения прикладных задач в профессиональной деятельности ОПК-2.3. Обрабатывает и интерпретирует на основе математических, физических, физико-химических, химических законов показатели технологических процессов	Знать - основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния, методы описания химических равновесий в растворах электролитов; - начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики, методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах, термодинамику растворов электролитов и электрохимических систем; - уравнения формальной

		<p>кинетики и кинетики сложных, цепных и фотохимических реакций, основные теории гомогенного, гетерогенного и ферментативного катализа.</p> <p>Уметь</p> <ul style="list-style-type: none"> - решать уравнения и системы дифференциальных уравнений применительно к реальным процессам, применять математические методы при решении типовых профессиональных задач; - выполнять основные химические операции, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ; - прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях; - определять направленность процесса в заданных начальных условиях, - устанавливать границы областей устойчивости фаз в однокомпонентных и бинарных системах, определять составы сосуществующих фаз в бинарных гетерогенных системах; - составлять кинетические уравнения в дифференциальной и интегральной формах для кинетически простых реакций и прогнозировать влияние температуры на скорость процесса. <p>Владеть</p> <ul style="list-style-type: none"> - методами проведения физических измерений, методами корректной оценки погрешностей при
--	--	--

		<p>проведении физического эксперимента;</p> <ul style="list-style-type: none"> - навыками вычисления тепловых эффектов химических реакций при заданной температуре в условиях постоянства давления и объема; констант равновесия химических реакций при заданной температуре, давления насыщенного пара над индивидуальным веществом, состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах; - методами определения констант скорости реакций различных порядков по результатам кинетического эксперимента
--	--	---

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 8 зачетных единиц 288 часов.

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)					Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Формы промежуточной аттестации (по семестрам)	
				лекции	Практические занятия		СР	контроль	всего	
				Общая трудоемкость	Из них – практическая подготовка					
1	Основы термодинамики 2.1. Первый закон термодинамики и	4	1-4	14	12		16		42	Контрольное задание 1 Проверка лабораторного

	его приложение 2.2. Второй и третий законы термодинамики и их приложения.									журнала
2	Химическая термодинамика 3.1. Общая характеристика химического равновесия. 3.2. Влияние основных параметров на химическое равновесие.	4	4-5	6	12		4		22	Тест 1 Проверка лабораторного журнала Контрольная работа 1
3	Гетерогенные равновесия.	4	6-7	8	12		8		28	Контрольное задание 2 «Фазовая диаграмма двухкомпонентной системы» Проверка лабораторного журнала
4	Учение о растворах 4.1. Общая характеристика растворов. Газовые растворы. 4.2. Жидкие растворы. 4.3. Растворимость веществ в жидкостях.	4	8-9	8	11		8		27	Контрольная работа 2 Проверка лабораторного журнала
5	Ионика 5.1. Слабые и сильные электролиты. 5.2. Неравновесные свойства растворов электролитов.	4	10-11	6	11		8		25	Контрольное задание 3
6	Электродика 6.1. Равновесные свойства межфазных границ. Термодинамика	4	12-13	8	11		8		27	Контрольное задание 4 Тест 2

	гальванического элемента. 6.2. Классификация электродов. .Электрохимические цепи и их практическое применение. 6.3 Некоторые аспекты прикладной электрохимии.									
7	Формальная кинетика 7.1. Кинетический анализ простых реакций различных порядков. 7.2. Сложные реакции. 7.3. Влияние температуры на скорость химической реакции. Цепные реакции. Вероятностная теория цепных реакций.	4	14-16	10	14		12		36	Проверка лабораторного журнала
8	Молекулярная кинетика Теория активных соударений в химической кинетике. Метод переходного состояния (активированного комплекса).	4	17	4	11		4		19	контрольное задание 5
9	Катализ 9.1. Гомогенный катализ. 9.2. Гетерогенный катализ.	4	18	8	14		4		26	Тест 3
	Промежуточная аттестация	4						36	36	экзамен
	итого			72	108		72	36	288	

Содержание дисциплины «Физическая химия»

Введение

Предмет и особенности физической химии. Ее место в системе образования специалиста химика. Краткий очерк исторического развития. Методы физической химии. Разделы физической химии.

Раздел 1. Основы термодинамики

Тема 1.1. Первый закон термодинамики и его приложения

Определение термодинамики и ее особенности. Значение ее в решении современных задач физической химии. Взаимодействие системы и окружающей среды. Нулевое начало термодинамики. Первый закон термодинамики. Параметры воздействия окружающей среды, координата состояния (экстенсивные свойства) и потенциалы (интенсивные свойства) различных видов энергетического взаимодействия. Аналитическое выражение первого закона термодинамики. Свойства функций внутренней энергии.

Уравнение состояния системы. Идеальные и реальные газы. Анализ уравнения Ван-дер-Ваальса. Тепло и теплоемкость. Калорические коэффициенты, их взаимосвязь. Применение первого закона термодинамики к идеальным газам. Термохимия. Понятие теплового эффекта. Закон Гесса. Зависимость теплового эффекта от температуры. Закон Кирхгоффа.

Практическое занятие по теме 1.1:

Выполнение индивидуальных заданий и решение задач с использованием уравнения состояния идеальных газов.

Расчет изменения внутренней энергии в процессах нагревания и испарения (возгонки) по индивидуальным заданиям (Задание 1 в [Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике. - Саратов: Изд-во Саратов. ун-та]).

Определение зависимости тепловых эффектов реакций от температуры (Задание 2 в [Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике. - Саратов: Изд-во Саратов. ун-та]).

Тест

Лабораторные работы по теме 1.1

1. Определение теплоты нейтрализации щелочи сильной кислотой калориметрическим методом.

Тема 1.2. Второй и третий законы термодинамики и их приложения

Цикл Карно. Второй закон термодинамики. Аналитическое выражение второго закона термодинамики. Энтропия, ее физический смысл. Критика теории тепловой смерти вселенной. Методы расчета энтропии. Постулат Планка, принцип недостижимости абсолютного нуля температур. Расчет абсолютных значений энтропии.

Дифференциальные соотношения в термодинамике. Характеристические функции. Изотермические потенциалы. Уравнение максимальной работы. Проблема химического сродства. Характеристика состояния равновесия в системе. Принцип максимальной работы. Характеристические функции идеального газа. Летучесть. Методы определения и расчета летучести.

Фазовые переходы первого рода. Уравнение Клаузиуса-Клайперона. Плавление, испарение и возгонка. Зависимость упругости насыщенного пара вещества от температуры. Истинная химическая постоянная. Понятие о фазовых переходах второго рода.

Практическое занятие по теме 1.2:

Расчет изменения энтропии по индивидуальным заданиям в процессе нагревания и испарения (возгонки) веществ (Задание 3 [Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике. - Саратов: Изд-во Саратов. ун-та]).

Определение зависимости изменения энтропии при химическом превращении в зависимости от температуры. (Задание 5 [Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике. - Саратов: Изд-во Сарат. ун-та]).

Определение зависимости упругости насыщенного пара веществ от температуры (Задание 6 [Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике. - Саратов: Изд-во Сарат. ун-та]).

Раздел 2. Химическая термодинамика

Тема 2.1. Химическое равновесие

Условия химического равновесия. Координата состояния и обобщенный потенциал химической реакции. Закон действия масс. Способы выражения констант равновесия химической реакции. Расчет равновесного состава газовой смеси при химическом превращении. Изменение изобарного потенциала химической реакции, уравнение изотермы. Гомогенные и гетерогенные химические превращения. Экспериментальные методы определения констант равновесия.

Практическое занятие по теме 2.1:

Определение равновесного состава газовой смеси при химическом превращении в заданных условиях. (Задание 8 [Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике. - Саратов: Изд-во Сарат. ун-та]).

Тема 2.2. Влияние основных параметров на химическое равновесие

Зависимость химического равновесия от температуры и давления. Принцип Ле-Шателье-Брауна. Уравнение изобары и изохоры химической реакции. Уравнение Ван Лаара-Планка. Вычисление зависимости константы равновесия от температуры по табличным данным: способ с определением постоянной интегрирования, способ Шварцмана-Темкина. Приближенные методы расчета констант равновесия.

Практическое занятие по теме 2.2

Вычисление констант равновесия химических реакций по способу Шварцмана-Темкина (Задание 9 [Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике. - Саратов: Изд-во Сарат. ун-та]).

Определение зависимости констант химического равновесия от температуры с вычислением постоянной интегрирования (Задание 10 [Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике. - Саратов: Изд-во Сарат. ун-та]).

Тест.

Лабораторные работы по темам 2.1 и 2.2:

1. *Определение константы равновесия гомогенной реакции.*

РАЗДЕЛ 3. Гетерогенные равновесия

Гетерогенное равновесие и его условия. Правило фаз. Применение его к однокомпонентным системам. Объемная и плоская диаграмма состояния вещества. Метастабильные состояния, явления энантиотропии и монотропии. Применение правила фаз к двухкомпонентным системам. Объемная диаграмма состояния для двухкомпонентной системы.

Гетерогенное равновесие в конденсированных фазах. Образование простой эвтектики. Криогидратные смеси. Термический анализ. Образование химического соединения в бинарной системе. Диаграммы состояния при различной термической устойчивости химического соединения. Физико-химический анализ и его основные принципы. Учение о сингулярных точках.

Образование твердых растворов. Диаграммы состояния твердых растворов замещения и внедрения. Дальтонида и бертолида. Применение правила фаз к трехкомпонентным системам. Треугольник состава. Диаграмма состояния при образовании тройной эвтектики. Монотектический треугольник. Испарение воды из раствора двух солей с общим ионом.

Практические занятия по разделу 3

Использование данных зависимостей упругости насыщенного пара над жидкостью и твердым веществом от температуры для расчета параметров гетерогенного равновесия (Задание 7 [Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике. - Саратов: Изд-во Саратов. ун-та]).

Лабораторная работа по разделу 4:

1. Термический анализ

Индивидуальное задание «Фазовая диаграмма двухкомпонентной системы»

Раздел 4. Учение о растворах

Тема 4.1. Основные понятия растворов. Газовые растворы

Способы выражения концентрации в растворе. Межмолекулярное взаимодействие в растворах. Энтропийный фактор растворения. Теории растворов.

Изменение изобарного потенциала при смешении. Химический потенциал компонента в растворе. Парциальные молярные величины. Уравнение Гиббса-Дюгема. Термодинамические функции идеальных растворов газов. Реальные растворы газов. Использование метода летучести. Ограниченная растворимость газов.

Тема 4.2. Жидкие растворы

Жидкие растворы. Межмолекулярные взаимодействия в жидких растворах. Равновесие жидкости и пара. Закон Рауля. Идеальные растворы. Термодинамическая классификация растворов. Функции смешения. Избыточные термодинамические функции и их свойства. Положительные и отрицательные отклонения. Законы Коновалова и их обоснование по уравнению Гиббса-Дюгема. Диаграмма бинарного равновесия в системе жидкость-пар. Фракционная перегонка жидкостей. Азеотропные смеси.

Практические занятия по теме 4.2

Определение мольных долей растворимого вещества по парциальному давлению растворителя над раствором и чистым растворителем и расчет различных свойств предельно разбавленных (Задание 11 [Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике. - Саратов: Изд-во Саратов. ун-та]).

Лабораторная работа по теме 4.2:

1. Определение равновесных составов жидкости и пара. Проверка законов Коновалова.

Тема 4.3. Растворимость веществ в жидкостях

Растворимость газов в жидкостях. Идеальная растворимость. Законы растворимости газов в жидкостях. Зависимость растворимости газов от температуры. Ограниченная растворимость жидкостей и влияние на нее температуры. Несмешивающиеся жидкости, перегонка с водяным паром. Идеальная растворимость твердых веществ в жидкостях. Уравнение Шредера. Реальные растворы твердых веществ в жидкостях. Явления криоскопии и эбулиоскопии. Теория данных явлений. Практика криоскопического опыта. Осмотические явления. Термодинамика осмотического давления. Ограниченная растворимость 3-х компонентной жидкой системы. Правило Тарасенкова. Законы распределения Нернста.

Химический потенциал компонента в реальных растворах. Понятие активности компонента в реальных растворах. Выбор стандартного состояния для определения активности растворителя и растворенного вещества. Коэффициент активности.

Практические занятия по теме 4.3

Применение закона распределения Нернста для определения активности растворенного вещества в более растворяющей жидкости (Задание 12 [Д,13]).

Контрольная работа.

Раздел 5. Ионика

Введение. Определение и основные разделы теоретической электрохимии; краткая история их возникновения. Понятие о химической и электрохимической реакции. Реализация электрохимических реакций в электролизерах и химических источниках тока. Прикладные вопросы электрохимии.

Тема 5.1. Слабые и сильные электролиты

Ионика. Представления Фарадея и Аррениуса о строении растворов электролитов. Основные положения и недостатки теории Аррениуса. Работы Кистяковского и Каблукова. Механизм образования растворов электролитов. Ион-дипольные взаимодействия и причины устойчивости ионных систем. Цикл Борна – Габера. Термодинамическое описание растворов электролитов. Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов. Модельные представления Гхоша. Теория Дебая-Гюккеля; вывод уравнений для потенциала ионной атмосферы и коэффициента активности; сравнение теории с экспериментальными данными. Недостатки теории Дебая-Гюккеля.

Практическое занятие по теме 5.1

1. *Расчет $K_{\text{дисс.}}$ и pH слабых кислот и оснований. pH буферных растворов, расчет состава буферных растворов с заданным pH.*

Многовариантные задачи 8, 9, 10, стр.6 – 7, { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та }.

2. *Расчет энергии разрушения кристаллической решетки.*

Многовариантная задача 11, стр.7, { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та }.

3. *Расчет средней ионной активности*

Многовариантная задача №4, стр.12,, { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та }.

4. *Расчет эффективного радиуса ионной атмосферы и энергии взаимодействия иона с ионной атмосферой. Многовариантная задача №5, стр.12, { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та }.*

5. *Расчет эмпирических коэффициентов уравнения Дебая-Гюккеля.*

Многовариантная задача №6, стр.12, { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та }.

6. *Расчет коэффициентов активности по уравнению Дебая-Гюккеля. Вычисление pH смеси сильных электролитов кислоты (щелочи) и соли.*

Многовариантная задача №7, стр.13, { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та }.

Лабораторная работа по теме 5.1

Определение константы диссоциации слабой кислоты (CH_3COOH) или слабого основания (NH_4OH) методом электропроводности.

Тема 5.2. Неравновесные свойства растворов электролитов

Причины направленного движения ионов в растворе. Явления миграции и диффузии. Удельная электропроводность. Зависимость удельной электропроводности от концентрации для слабых и сильных электролитов. Молярная и эквивалентная электропроводность. Скорость движения иона в электрическом поле. Подвижность ионов. Связь эквивалентной электропроводности с подвижностью ионов. Закон Кольрауша. Зависимость эквивалентной электропроводности от концентрации для слабых и сильных электролитов. Эмпирический закон Кольрауша. Интерпретация явлений электропроводности с точки зрения теории Дебая-Гюккеля. Электрофоретический и релаксационный эффекты. Уравнение Онзагера. Эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена. Влияние радиуса иона и вязкости электролита на эквивалентную электропроводность. Правило Писсаржевского-Вальдена. Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксида. Влияние природы растворителя на эквивалентную электропроводность.

Работы Саханова. Образование ионных ассоциатов. Работы Семенченко и Бьеррума. Числа переноса. Факторы, влияющие на числа переноса ионов. Методы определения чисел переноса. Метод Гитторфа. Использование систем с растворимым и нерастворимым анодом. Метод движущейся границы. Расчет истинных чисел переноса.

Практическое занятие по теме 5.2

1. Расчет удельной и молярной электропроводности.

Задачи №4, 5, 6, стр.22 – 23 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Сарат. ун-та }.

2. Расчет по электропроводности степени и константы диссоциации слабого электролита.

Задачи №1,7, 8, стр 17,18 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Сарат. ун-та }.

3. Расчет по справочным данным удельной электропроводности насыщенного раствора труднорастворимого соединения.

Многовариантная задача №18, стр.19, { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Сарат. ун-та }.

4. Расчет растворимости соли в воде и растворе электролита с одноименным ионом.

Многовариантная задача №19, стр.19 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Сарат. ун-та }.

5. Расчеты по закону Фарадея количества электричества, времени электролиза и количества вещества.

Задачи №1, 2, 3, стр.22 – 23 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Сарат. ун-та }.

6. Расчет чисел переноса.

Задачи №4 - 16, стр.23 – 24 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Сарат. ун-та }.

Лабораторные работы по теме 5.2.

- 1. Определение предельной молярной электропроводности сильного электролита.*

Раздел 6. Электродика

Тема 6.1. Равновесные свойства межфазных границ

Понятие электрод, электрохимическая цепь. Правила записи электрохимической цепи. Скачки потенциала на различных межфазных границах. Внешний, внутренний потенциалы. Гальвани – потенциал. Понятие электрохимического потенциала. Равновесие на границах металл – металл, металл – раствор и раствор – раствор. ЭДС как сумма Гальвани-потенциалов. Определение и выбор знака электродного потенциала. Водородная шкала потенциалов. Таблицы электродных потенциалов. Значение водородной шкалы потенциалов.

Практическое занятие по теме 6.1

1. Вывод формулы Нернста для ЭДС цепи через сумму Гальвани-потенциалов.

(Индивидуальное задание N4, стр.28 {Д,14})

2. Расчет ЭДС и константы равновесия по термодинамическим и электрохимическим данным. (Индивидуальное задание N3, стр. 28 {Д,14}.

3. Определение направления реакции по электрохимическим данным. Составление электрохимической цепи по самопроизвольной реакции. (Задания N 5,6, стр.29 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Сарат. ун-та }.

Лабораторная работа по теме 6.1

Определение ЭДС цепей.

Тема 6.2. Термодинамика гальванического элемента

Электрохимический аналог уравнения изотермы химической реакции. Расчет константы равновесия по электрохимическим данным. Уравнение Гиббса – Гельмгольца в электрохимии и его исследование.

Тема 6.3. Классификация электродов

Электроды I и II рода. Окислительно-восстановительные электроды простые и сложные. Правило Лютера. Газовые электроды. Формула Нернста для электродного потенциала. Потенциометрическое определение рН растворов. Хингидронный, водородный и стеклянный электроды. Области их применения.

Практические занятия по темам 6.2 и 6.3

1. Расчет ЭДС гальванического элемента и термодинамических функций по электрохимическим данным. (Индивидуальное задание N 17, стр. 36 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та })
2. Расчет ЭДС и температурной зависимости ЭДС по термодинамическим данным (Индивидуальные задания N 18,19 (стр. 36 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та })
3. Вычисление произведения растворимости и растворимости по стандартным потенциалам соответствующих электродов I и II рода (Индивидуальное задание N 21, стр. 41 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та })
4. Расчет ЭДС цепи, состоящей из водородного электрода, опущенного в кислоту (сильную, слабую или основание (сильное, слабое) и хлорсеребряного электрода (Индивидуальное задание N 22, стр. 42 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та })

Лабораторные работы по темам 6.2 и 6.3

1. Определение рН растворов с помощью хингидронного электрода.

Тема 6.4. Электрохимические цепи и их практическое применение.

Классификация электрохимических цепей. Физические цепи. Химические цепи обратимые и необратимые. Концентрационные цепи. Концентрационные цепи без переноса (газовые и амальгамные). Концентрационные цепи с переносом катионного и анионного типа. Определение чисел переноса методом ЭДС. Сдвоенные электрохимические цепи. Определение коэффициентов активности методом ЭДС.

Практические занятия по теме 6.4

1. Расчет ЭДС концентрационных цепей без переноса и с переносом (индивидуальные задания N 14,16 (стр. 48,49 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та })

2. Определение коэффициентов активности электролита по зависимости ЭДС химической цепи от концентрации. (Индивидуальное задание N15, стр. 49 { Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та })

Тест.

Тема 6.5. Некоторые аспекты прикладной электрохимии

Прикладные вопросы электродики: коррозия металлов и методы защиты; химические источники тока.

Раздел 7. Формальная кинетика

Тема 7.1. Кинетический анализ простых реакций различных порядков

Основные понятия химической кинетики. Определение скорости реакции. Кинетические уравнения. Константа скорости и порядок реакции. Понятия о реакциях дробного порядка. Молекулярность элементарных стадий. Кинетический закон действия масс. Необратимые реакции первого, второго и третьего порядков. Определение констант скорости из опытных данных. Методы определения порядка реакций.

Практическое занятие по теме 7.1

1. *Определение констант скорости по экспериментальным данным, полученным методами химического и физико-химического анализа. Определение порядка реакции различными методами.*

Задачи N 2,3,4,9,11,15,16. Индивидуальное задание N 19, стр. 8-11 (Сборник вопросов, примеров и задач для для практических занятий по химической кинетике. М.А.Волгин, И.М. Гамаюнова, Изд-во СГУ).

Лабораторные работа по теме 7.1

1. *Изучение кинетики омыления сложного эфира щелочью методом титрования.*
2. *Изучение кинетики разложения мочевины методом электропроводности.*

Тема 7.2. Сложные реакции

Принцип независимости скоростей элементарных стадий. Методы составления кинетических уравнений. Обратимые реакции первого и второго порядков. Параллельные реакции. Последовательные реакции. Определение констант элементарных стадий из опытных данных. Кинетический анализ сложных процессов. Принцип стационарности Боденштейна.

Практические занятия по теме 7.2

Кинетический анализ сложных реакций. Графический анализ кинетических кривых для обратимых, параллельных и последовательных реакций I порядка.

(Индивидуальные задания N 4, стр. 13 {Сборник вопросов, примеров и задач для для практических занятий по химической кинетике. М.А.Волгин, И.М. Гамаюнова, Изд-во СГУ}).

Определение констант скорости элементарных стадий обратимых и параллельных реакций.

Задачи N 3,4,5,6, стр. 16-17 {Сборник вопросов, примеров и задач для для практических занятий по химической кинетике. М.А.Волгин, И.М. Гамаюнова, Изд-во СГУ}).

Расчет для последовательных реакций I порядка концентрации исходного, промежуточного и конечного продукта в различные моменты времени.

Индивидуальное задание N7, стр. 17 {Сборник вопросов, примеров и задач для для практических занятий по химической кинетике. М.А.Волгин, И.М. Гамаюнова, Изд-во СГУ}).

Применение метода стационарных концентраций Боденштейна при изучении кинетики химических реакций. Составление дифференциальных уравнений.

Кинетический анализ последовательных реакций вида $A \rightarrow B \rightarrow C$ с применением метода стационарных концентраций и квазиравновесного приближения.

Задачи N 1, 2, 5,9,10 стр. 20-22 {Сборник вопросов, примеров и задач для для практических занятий по химической кинетике. М.А.Волгин, И.М. Гамаюнова, Изд-во СГУ}).

Контрольная работа.

Лабораторная работа по теме 7.2

Изучение реакции иодирования ацетона.

Тема 7.3. Влияние температуры на скорость химической реакции. Цепные реакции

Зависимость константы скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа. Эмпирическое уравнение Аррениуса. Теория Аррениуса, ее положения. Вывод уравнения Аррениуса. “Эффективная” и “истинная” энергия активации. Экспериментальное определение энергии активации.

Цепные реакции. Элементарные процессы зарождения, продолжения, разветвления и обрыва цепей. Длина цепи. Разветвленные цепные реакции. Предельные явления в разветвленных цепных реакциях на примере окисления водорода. Полуостров воспламенения. Период индукции. Зависимость положения нижнего предела воспламенения от сосуда и природы его поверхности.

Практическое занятие по теме 7.3

Расчет температурного коэффициента Вант-Гоффа. Вычисление энергии активации по значениям констант скорости при двух или более температурах. Расчет энергии активации графическим методом и по уравнению линейной регрессии, полученному с помощью метода наименьших квадратов. Расчет предэкспоненциального множителя. Задачи 1,2, 3, 5, 13 стр. 25-27 Индивидуальная задача N 15 стр.27 { Сборник вопросов, примеров и задач для для практических занятий по химической кинетике. М.А.Волгин, И.М. Гамаюнова, Изд-во СГУ }.

Лабораторные работы по теме 7.3

Определение значения энергии активации одной из указанных выше реакций по значениям констант скорости при двух температурах.

Раздел 8. Теории молекулярной кинетики

8.1 Теория соударений в химической кинетике

Газокинетический диаметр соударений в применении к молекулярным и бимолекулярным реакциям. Схема Линдемана, ее использование и применимость. Поправка Гиншельвуда.

8.2 Метод переходного состояния (активированного комплекса)

Свойства активированного комплекса. Допущения теории активированного комплекса. Трансмиссионный коэффициент. Статистический расчет константы скорости.

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

Применение теории соударений и активированного комплекса к реакциям в растворах. Роль процессов сольватации в химической кинетике.

Практическое занятие по темам 8.1 и 8.2

Вычисление эффективного диаметра столкновений молекул, общего числа соударений, стерического фактора, энергии активации и константы скорости из теории активных соударений. Задачи 2,4,6,7 стр. 31,32 { Сборник вопросов, примеров и задач для для практических занятий по химической кинетике. М.А.Волгин, И.М. Гамаюнова, Изд-во СГУ)

Раздел 9. Катализ

Тема 9.1. Гомогенный катализ

Определение и общие принципы катализа. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Классификация реакций кислотно-основного типа.

Тема 9.2. Гетерогенный катализ.

Определение скорости гетерогенной каталитической реакции. Удельная активность. Активность и селективность катализаторов. Адсорбция как стадия гетерогенных каталитических реакций. Неоднородность поверхности катализаторов. Металлы как катализаторы. Теория мультиплетов Баландина. Принципы геометрического и энергетического соответствия. Нанесенные катализаторы. Теория активных ансамблей Кобозева. Катализ на полупроводниках. Теория Волькенштейна.

5. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины

Наряду с традиционными образовательными технологиями широко используются технологии, основанные на методах научно-технического творчества и современных информационных средствах (электронный учебник и методическое пособие к лабораторным работам).

На практических занятиях (в виде семинаров) в диалоговом режиме обсуждаются наиболее важные вопросы той или иной темы, решаются типовые задачи. Решению задач уделяется большое внимание. Для самостоятельной подготовки студентам выдаются задания, включающие набор многовариантных и индивидуальных задач. Для проведения расчетов имеется набор компьютерных программ, что позволяет ускорить вычислительную часть задания и, в то же время, способствует развитию навыков использования компьютерных технологий для решения физико-химических задач.

Лабораторный практикум по физической химии выполняется с использованием цифровых технологий. Для этого в лаборатории имеются учебно-лабораторные комплексы «Химия», позволяющие проводить измерения по термохимии, по химической кинетике, по электрохимии с использованием компьютерных технологий. Это позволяет увеличить вариативность заданий и дает возможность проводить изучение той или иной темы фронтально.

Адаптивные образовательные технологии для инвалидов и лиц с ОВЗ

При изучении дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья используются следующие адаптивные технологии: использование социально-активных рефлексивных методов обучения для создания комфортного психологического климата в студенческой группе, использование дистанционных технологий при реализации программы, работа по индивидуальному плану.

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

Самостоятельная работа студентов предполагает освоение теоретического материала. Подготовку к лабораторным работам, оформление лабораторных работ, подготовку к промежуточным отчетам, подготовку к промежуточной аттестации. Форма промежуточной аттестации – экзамен (36ч.)

1. Контрольное задание

Контрольное задание является средством проверки умений применять полученные знания для решения профессиональных задач.

Пример варианта контрольного задания 1:

Вариант №1

Вычислить $A, Q, \Delta U, \Delta H, \Delta F, \Delta G, \Delta S$ для изобарного расширения 2 моль ид. газа (N_2) от $V_1=10$ л до $V_2=50$ л при 298 К с последующим нагреванием до 398 К.

Пример варианта контрольного задания 2:

Вариант № 1

Для диаграммы состояния двухкомпонентной системы

- 1) указать смысл всех полей, линий и точек;
- 2) рассмотреть процесс охлаждения расплава состава А:
 - а) назовите процессы, происходящие в точках, расположенных на пересечении линии состава рассматриваемого расплава с линиями диаграммы, и в промежутке между ними;
 - б) укажите равновесные фазы;
 - в) определите число фаз и число степеней свободы.
- 4) постройте кривую охлаждения расплава состава А и расплава состава В.
- 5) при температуре T по правилу рычага вычислить массы равновесных фаз (твердой и жидкой), полученных при охлаждении 1 кг расплава состава А.

Пример варианта контрольного задания 3:

Вариант №1

1. Рассчитайте $K_{\text{дисс}}$ и рН для CH_3COOH при $T = 298$ К, если при концентрации 0.14 моль/л степень диссоциации = 0.01.

Пример варианта контрольного задания 4:

Вариант №1

Вычислите по формуле Нернста значения равновесного потенциала железного электрода в 0.02 молярном растворе хлорида железа (II) при 298.15 К. Коэффициенты активности определите по уравнению Дебая-Хюккеля

Пример варианта контрольного задания 5:

Вариант №1

По значениям констант скоростей реакции при двух температурах T_1 и T_2 определить:

- 1) энергию активации
- 2) константу скорости при температуре T_3
- 3) температурный коэффициент скорости Вант-Гоффа

2. Задания для лабораторных занятий

По результатам выполнения заданий лабораторной работы оформляется лабораторный журнал, в котором должны быть отражены цель выполнения эксперимента, ход работы, наблюдения за экспериментом и выводы работы. Лабораторный журнал сдается преподавателю в день выполнения лабораторной работы.

3. Контрольная работа

Пример контрольной работы 1

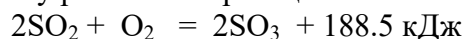
Вариант 1

1. Сформулируйте закон действующих масс. Запишите выражение K_p для реакции $\text{Sromб} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SO}_2 + \text{H}_2$. Охарактеризуйте состояние равновесия.

2. Напишите выражение K_p реакции $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2 \text{HBr}$ через степень превращения, если исходная смесь состоит из двух молей водорода и одного моля брома. Вычислить состав равновесной смеси при 500К, если $K_p = 1,481 \cdot 10^{12}$ и $P_{\text{общ}} = 1 \text{ атм}$.

3. Выведите уравнение изотермы химической реакции. Покажите его значение на примере реакции $\frac{1}{2} \text{N}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{NO}$.

4. Вычислить константу равновесия реакции



при 1000К, если при 900К $K_p = 2.3 \cdot 10^{-7} (\text{Н/м}^2)^{-1}$.

5. При 633К и $P_{\text{общ}} = 1 \text{ атм}$ для реакции $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$ степень диссоциации равна 0,2. Определить, в каком направлении будет протекать реакция, если:

- а) $P_{\text{HI}} = 0.3 \text{ атм}$, $P_{\text{H}_2} = 0,3 \text{ атм}$, $P_{\text{I}_2} = 0.5 \text{ атм}$,
- б) $P_{\text{HI}} = 0.3 \text{ атм}$, $P_{\text{H}_2} = 0,3 \text{ атм}$, $P_{\text{I}_2} = 0.01 \text{ атм}$

6. Выведите и проанализируйте зависимость константы равновесия от давления.

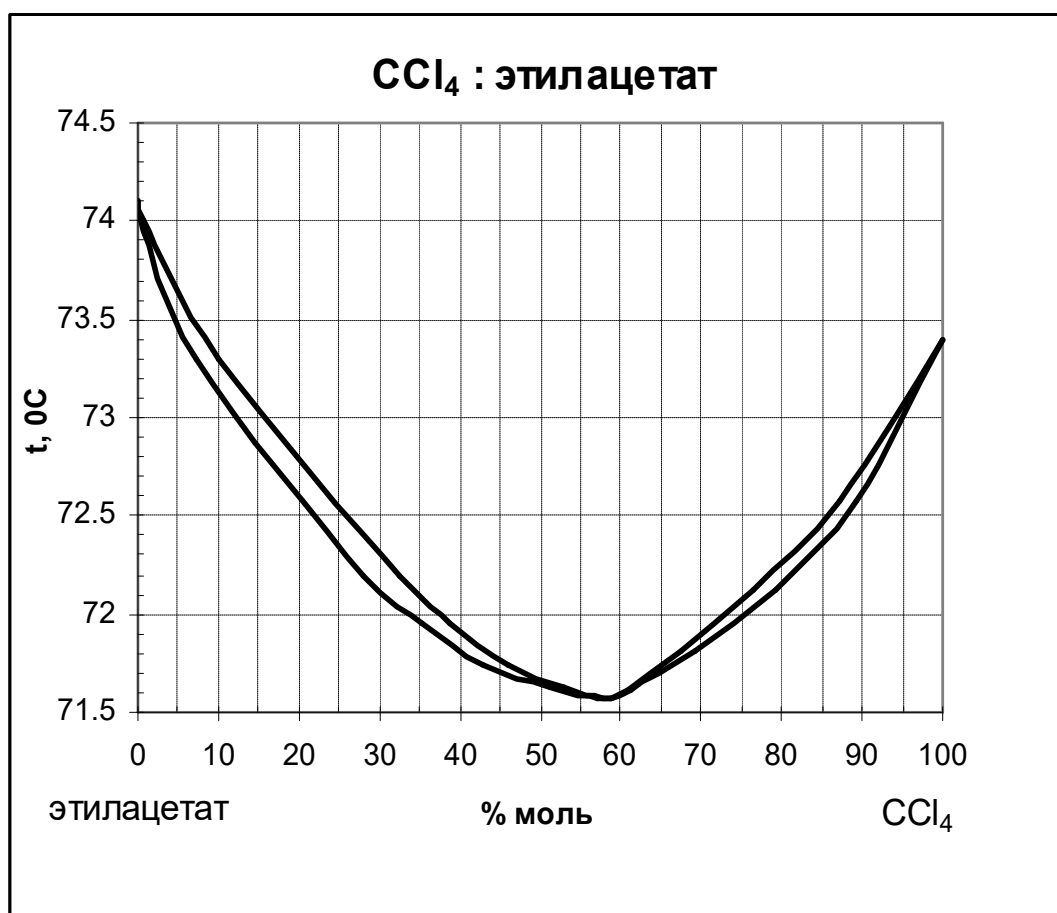
Пример контрольной работы 2

Вариант 1

На основании диаграммы T кипения – состав раствора двухкомпонентной системы АВ при $p = \text{const}$.

1. Схематически изобразить диаграмму общее давление пара - состав раствора системы АВ при $T = \text{const}$.
2. Определите тип отклонения для данной системы от закона Рауля.
3. Сравните выражения:
 - а) E_{AA} E_{AB} , где E – потенциальная энергия взаимодействия
 - б) определите знак теплового эффекта смешения компонентов А и В (ΔH).
 - в) сравните объем раствора V_{A+B} с суммой объемов компонентов $V_A + V_B$.
4. Для раствора с концентрацией компонента x_1 мольных % определить:
 - а) начальную и конечную температуры кипения раствора
 - б) состав пара и жидкости при этих температурах
 - в) состав и относительные количества пара и жидкости при температуре $T =$.

5. Пар смеси компонентов А и В при $p=1$ атм. и $\frac{p_A}{p_B} =$ постепенно охлаждается при $p=\text{const}$. Определить
- температуру начальной конденсации пара
 - состав первой порции конденсата в мольных %
6. Определить по диаграмме $T_{\text{кип}}$ и состав азеотропной смеси в моль.%. Рассчитайте состав азеотропной смеси в масс.% для количества раствора 1000 г.
7. Для растворов с концентрациями компонента В $x_1 =$ моль.% и $x_2 =$ моль.% определить состав и количество продуктов ректификации, если количество исходного раствора составляет:
- 1 моль;
 - 1000 г.

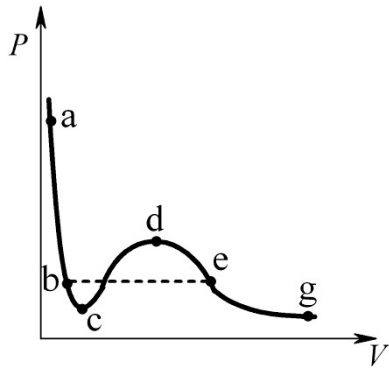


4 Тест

Пример варианта теста 1

Вариант 1

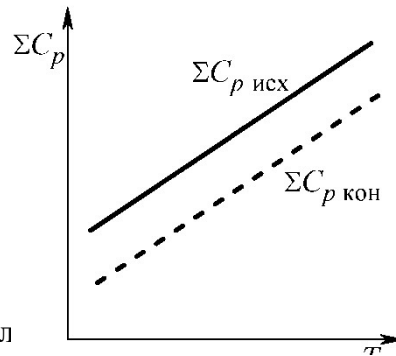
1. Лабильному состоянию на теоретической кривой Ван-дер-Ваальса отвечает участок:
 1) ab, 2) bc, 3) cd, 4) de, 5) eg.



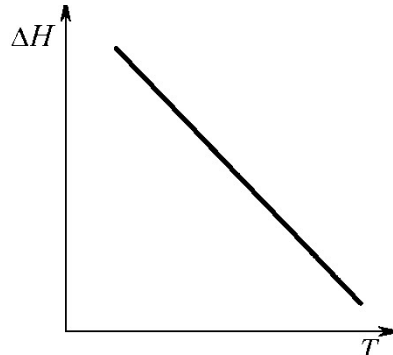
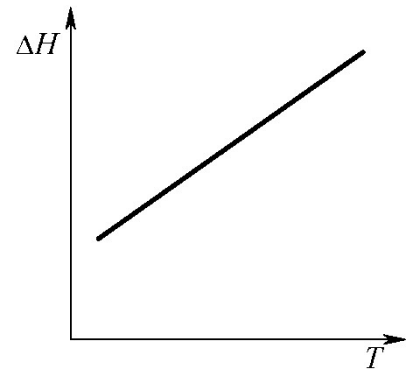
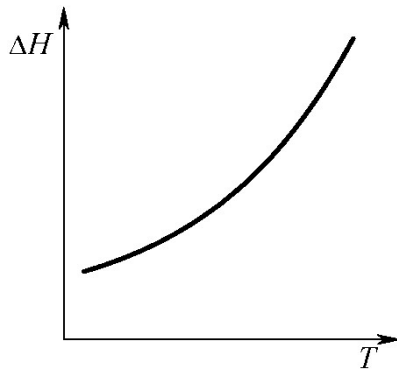
2. Работа расширения n молей идеального газа в изобарных условиях равна:

- 1) 0; 2) $p(V_2 - V_1)$; 3) $nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$; 4) $nc_V(T_1 - T_2)$

3. Зависимость теплоемкостей исходных (сплошные линии) и конечных (пунктирные линии) веществ от температуры имеет вид



Ей соответствует зависимость тепл

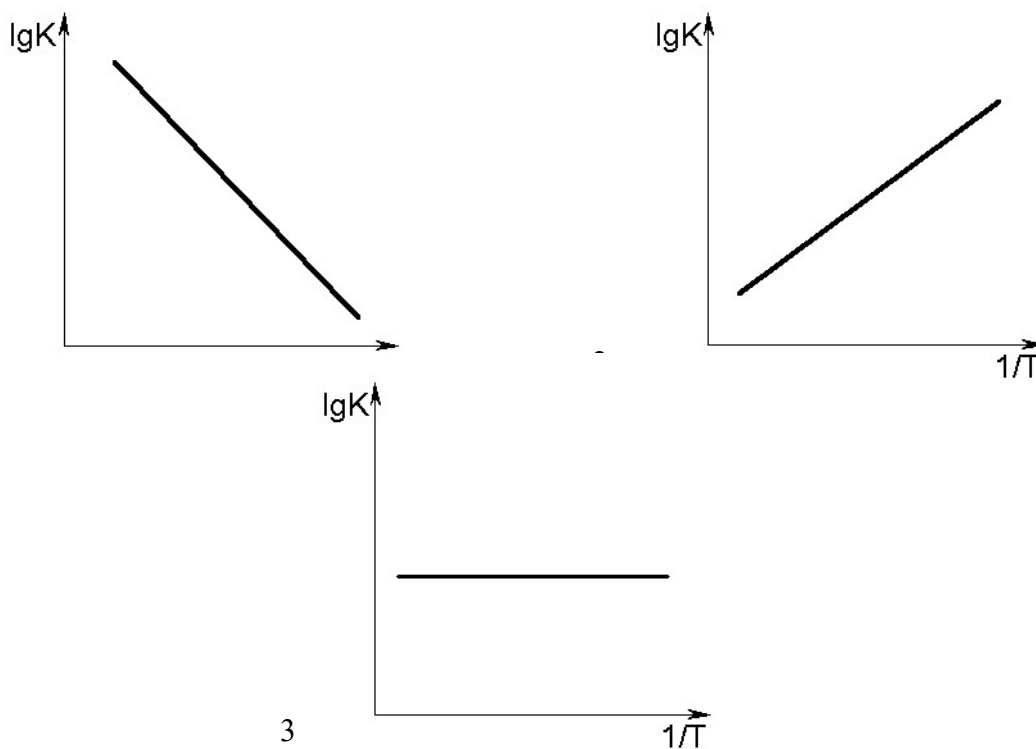


4. При 1000 К для реакции $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$ $\cdot \cdot K_p = 7.6$
 При парциальных давлениях $p_{\text{SO}_2} = 1 \text{ атм}; p_{\text{NO}_2} = 6 \text{ атм}; p_{\text{SO}_3} = 2 \text{ атм}; p_{\text{NO}} = 3 \text{ атм}$
 равновесие смещено в сторону:

- 1) исходных веществ; 2) продуктов реакции; 3) не смещается.

5. Для реакции $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\Delta H = -213 \text{ ккал/моль}$

зависимость константы равновесия от температуры соответствует графику:

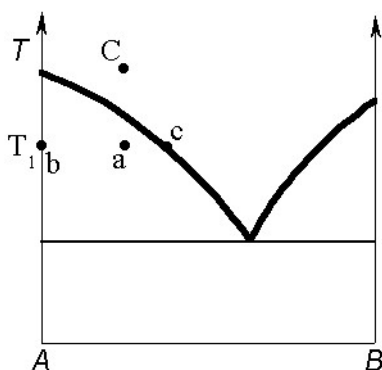


6. К увеличению выхода продуктов реакции

$4\text{CO}_{(r)} + 2\text{SO}_{2(r)} = \text{S}_{2(r)} + 4\text{CO}_{2(r)}$, если $\Delta H_{298} = -410 \text{ кДж/моль}$,
 может привести увеличение

- а) температуры и давления;
- б) только температуры;
- в) только давления;
- г) ни температуры, ни давления.

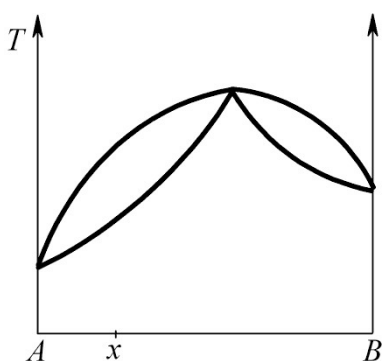
7. При охлаждении расплава С до T_1 из 200 г расплава образуется кристаллов вещества А:



$200 \frac{ab}{bc}$; $200 \frac{ac}{bc}$; $200 \frac{ac}{ab}$.

8. При перегонке смеси веществ А и В состава x можно получить в чистом виде:

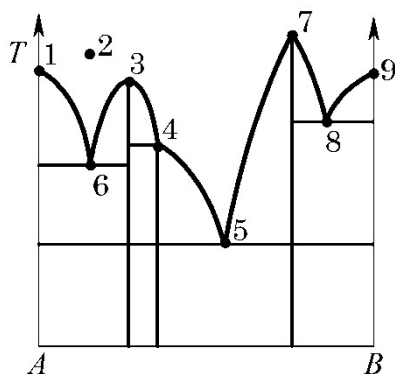
- 1) компонент А; 2) компонент В;
- и тот ни другой.



9. Имеются два раствора: 18 г глюкозы ($M=180$) в 1000 г воды и 4.6 г этилового спирта ($M=46$)

- 1) Первый раствор замерзает при более высокой температуре;
- 2) Второй раствор замерзает при более высокой температуре;
- 3) Оба раствора замерзнут при одинаковой температуре.

10. На диаграмме состояния точки, в которых в равновесии находятся три фазы (в порядке возрастания номера):



- 1) 4, 5, 7, 8
- 2) 4, 5, 6, 8
- 3) 3, 5, 6, 7

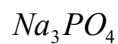
Пример варианта теста 2 Вариант 1

1. Соответствие коэффициента L электролиту:

$$L = (2^2 * 3^3)^{\frac{1}{5}}$$

- 1) $K_3[Fe(CN)_6]$
- 2) $KMnO_4$
- 3) $Al_2(SO_4)_3$
- 4) $K_2Cr_2O_7$
- 5) $Cr_2(SO_4)_3$

2. Соответствие электролита с концентрацией C , $\frac{\text{моль}}{\text{л}}$ ионной силе:



- 1) $I = 9c$
- 2) $I = 4c$
- 3) $I = 6c$
- 4) $I = c$
- 5) $I = 10c$

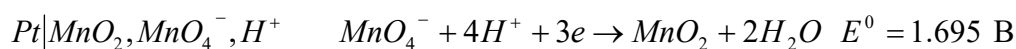
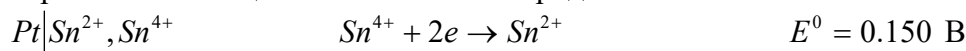
3. Соответствие среднего ионного коэффициента активности электролитам:

$$\lg f_{\pm} = -h3\sqrt{I}$$

- 1) $AlPO_4$
- 2) $CuCl_2$
- 3) $K_3[Fe(CN)_6]$
- 4) $Al(CH_3COO)_3$

5) $FeCl_3$

4. . Электрохимическая цепь состоит из электродов



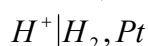
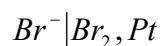
В присутствии перманганата более устойчив

1) ион Sn^{4+} 2) ион Sn^{2+} 5. Для раствора $0,0055 \text{ М HCl} + 0,01 \text{ М ZnCl}_2$ f_{H^+} и pH можно рассчитать по уравнениям:

а) $\lg f_{H^+} = -h\sqrt{0.0055}$ $pH = -\lg(f_{H^+} * 0.0055)$

б) $\lg f_{H^+} = -h\sqrt{0.035}$ $pH = -\lg(f_{H^+} * 0.035)$

в) $\lg f_{H^+} = -\frac{h\sqrt{0.0355}}{1 + \sqrt{0.0355}}$ $pH = -\lg(f_{H^+} * 0.0055)$

6. Электроды $Cl^-|Cl_2, Pt$ 

являются электродами 1) 1 рода

2) 2 рода

3) окислительно-восстановительными

7. В концентрационной цепи без переноса

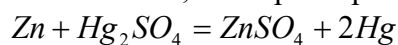
реакция $Cd(Hg) - 2e \rightarrow Cd^{2+}$ протекает на

1) левом электроде

2) правом электроде

8. ЭДС концентрационной цепи с переносом имеет вид $E = \frac{v_i}{n} * \frac{RT}{F} \ln \frac{a_{\pm}^2}{a_{\pm}^1}$.Для цепи $Cu|CuSO_4, a_{\pm}^1 : CuSO_4, a_{\pm}^2|Cu$ $\frac{v_i}{n} = A$ равно1) $A = 2t_-$ 2) $A = 2t_+$ 3) $A = t_-$

9. Для гальванического элемента ,в котором протекает реакция



$$\Delta H^0 = -320 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}, \Delta G^0 = -265 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}, Q_{обр} = -55 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

Элемент работает за счёт

1) энтальпийного и энтропийного факторов

2) энтальпийного фактора

3) энтропийного фактора

Пример варианта теста 3

Вариант 1

1. Угловые коэффициенты наклона кинетических кривых в линейных координатах позволяют определить:

- 1) константу скорости;
- 2) энергию активации;
- 3) порядок реакции.

2. В реакции 2-го порядка омыления эфира $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ щёлочью при одинаковой исходной концентрации реагентов ($C^0=10^{-2}\text{M}$) через 10 мин прореагировало 20% эфира, что соответствует константе скорости:

- 1) $2,0 \frac{\text{л}}{\text{моль} \cdot \text{мин}}$; 2) $1,5 \frac{\text{л}}{\text{моль} \cdot \text{мин}}$; 3) $1,0 \frac{\text{л}}{\text{моль} \cdot \text{мин}}$; 4) $0,025 \frac{\text{л}}{\text{моль} \cdot \text{мин}}$;

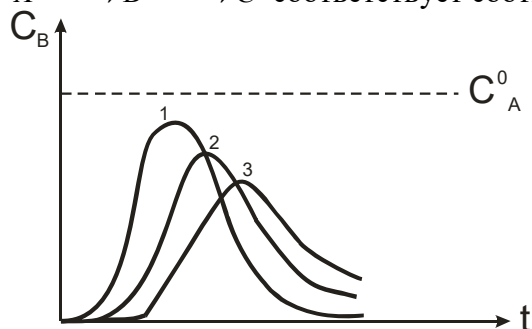
3. Угловой коэффициент наклона уравнения Аррениуса вида: $\ln k = A - \frac{B}{T}$ позволяет определить:

- 1) порядок реакции;
- 2) энергию активации;
- 3) тепловой эффект химической реакции.

4. Энергия активации зависит от:

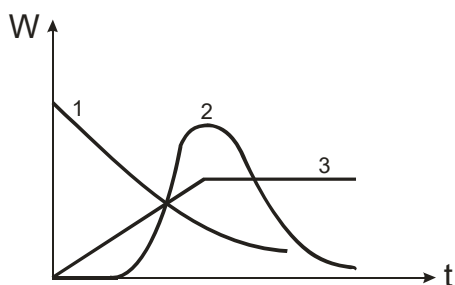
- 1) температуры в широком интервале;
- 2) концентрации реагентов;
- 3) присутствия катализатора;
- 4) природы лимитирующей стадии.

5. Виду кинетических кривых для промежуточного вещества В последовательной реакции



- 1) $\left(\frac{k_1}{k_2}\right)_1 > \left(\frac{k_1}{k_2}\right)_2 > \left(\frac{k_1}{k_2}\right)_3$
- 2) $\left(\frac{k_1}{k_2}\right)_1 < \left(\frac{k_1}{k_2}\right)_2 < \left(\frac{k_1}{k_2}\right)_3$

6. Изменению скорости реакции «W» во времени «t» при автокатализе соответствует кривая:



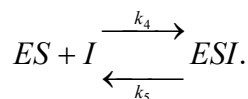
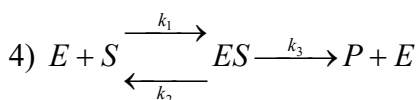
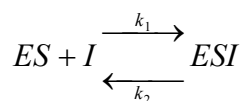
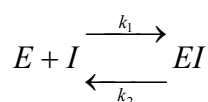
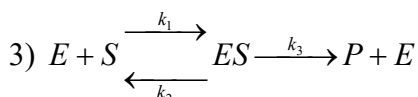
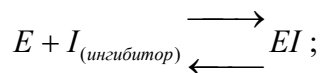
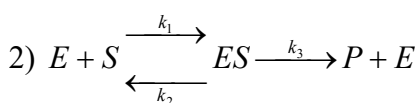
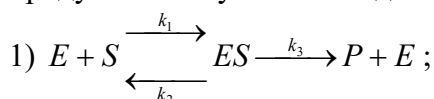
7. Концентрация катализатора (кислота или основание) оказывает влияние на скорость гомогенно-каталитической реакции:

1) да; 2) нет; 3) изменяет только pH среды.

8. Для гетерогенной реакции, когда наиболее медленной стадия является диффузия, порядок реакции соответствует:

- 1) 0;
- 2) 1;
- 3) 2;
- 4) 3.

9. Кинетические схемы взаимодействия фермента E с субстратом S с образованием продукта P могут иметь вид:



Конкурентному ингибированию ферментативного катализа соответствует схема:

10. Энергия активации зависит от:

- 1) энергии поступательного движения сталкивающихся частиц;
- 2) теплового эффекта химической реакции;
- 3) суммарной энергии по всем степеням свободы сталкивающихся частиц.

Вопросы для самоконтроля

Общая термодинамика

1. Термодинамическая система: изолированная, закрытая, открытая. Уравнения состояния системы. Уравнение Ван-дер-Ваальса.
2. Первый закон термодинамики. Его формулировки и значение.
3. Условие протекания процессов в системе. Нулевое начало термодинамики.
4. Теплота и работа – как формы передачи энергии. Понятие обобщенной силы.
5. Теплоемкость вещества, ее зависимость от температуры. Калорические коэффициенты.
6. Применение первого закона термодинамики к идеальным газам.
7. Работа расширения идеального газа при различных процессах. Уравнение адиабаты идеального газа.
8. Закон Гесса и его значение.
9. Стандартные теплоты образования и теплоты сгорания вещества. Расчет тепловых эффектов по теплотам образования и сгорания химических веществ.
10. Тепловые эффекты химической реакции при постоянном объеме и постоянном давлении, связь между ними.
11. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа.
12. Условие превращения теплоты в работу. Цикл Карно.
13. Второй закон термодинамики. Его формулировки и значение.
14. Обоснование второго закона термодинамики по Карно-Клаузиусу.
15. Аналитическое выражение второго закона термодинамики. Физический смысл энтропии. Статистическое толкование энтропии.
16. Методы расчета энтропии.
17. Возрастание энтропии при необратимых процессах. Неравенство Клаузиуса. Несостоятельность "тепловой смерти Вселенной".
18. Третий закон термодинамики. Постулат Планка. Абсолютная энтропия. Принцип недостижимости абсолютного нуля температуры.
19. Дифференциальные соотношения в термодинамике.
20. Термодинамические потенциалы и характеристические функции.
21. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Его физический смысл и значение.
22. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процессов в системе.
23. Характеристические функции идеального газа.
24. Летучесть. Методы определения летучести.
25. Фазовые переходы первого рода. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.
26. Зависимость давления насыщенного пара от температуры. Истинная химическая постоянная.
27. Понятие о фазовых переходах второго рода.

Химическая термодинамика

1. Термодинамика химического равновесия. Химическая переменная.
2. Закон действия масс. Константа равновесия. Способы выражения константы равновесия.
3. Уравнение изотермы химической реакции.
4. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изобары химической реакции.
5. Уравнение изохоры химической реакции.
6. Влияние давления на химическое равновесие. Уравнение Планка-Ван-Лаара.
7. Влияние параметров на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье-Брауна.
8. Расчет равновесного состава газовых реакций. Расчет константы равновесия с вычислением постоянной интегрирования.
9. Расчет константы равновесия по методу Шварцмана-Темкина.
10. Приближенные методы расчета констант равновесия.

11. Расчет равновесного состава, исходя из одного моля исходного вещества.
12. Расчет равновесного состава, зная состав исходной смеси.
13. Расчет равновесного состава через степень превращения.

Растворы и гетерогенные равновесия

1. Фундаментальные уравнения Гиббса. Химический потенциал.
2. Химический потенциал компонента идеального и реального газового раствора.
3. Парциальные молярные величины. Уравнение Гиббса-Дюгема.
4. Межмолекулярное взаимодействие в растворах. Энтропийный фактор растворения.
5. Равновесие жидкости с паром. Идеальные растворы. Закон Рауля.
6. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения. Закон Генри. Предельно разбавленные растворы.
7. Первый закон Коновалова, Фракционная перегонка жидкостей.
8. Второй закон Коновалова. Разделение азеотропных смесей.
9. Несмешивающиеся жидкости. Перегонка с водяным паром.
10. Растворимость газов в жидкости: влияние давления, температуры и электролитов.
11. Химический потенциал компонента в жидком растворе. Активность. Коэффициент активности. Выбор стандартного состояния для растворителя и растворенного вещества.
12. Активность растворителя в растворе. Ее определение по криоскопическим данным.
13. Идеальная растворимость твердых тел в жидкостях. Уравнение Шредера. Криоскопия и эбулиоскопия.
14. Термодинамика осмотического давления. Закон Вант-Гоффа.
15. Растворение третьего вещества в двух несмешивающихся жидкостях. Закон распределения Нернста. Экстракция.
16. Регулярные и атермальные растворы.
17. Правило фаз Гиббса.
18. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды.
19. Диаграмма состояния серы. Монотропные и энантиотропные превращения.
20. Плоская диаграмма двухкомпонентной системы при образовании эвтектики. Криогидратные смеси.
21. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы, образующей химическое соединение, плавящееся конгруентно.
22. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы, образующей химическое соединение, плавящееся инконгруентно.
23. Физико-химический анализ. Учение о сингулярных точках.
24. Твердые растворы. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью в твердом состоянии.
25. Диаграммы состояния двухкомпонентной системы с ограниченной растворимостью в твердом состоянии (I и II типы).
26. Диаграммы состояния двухкомпонентной системы с ограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии. Явление ликвации.
27. Сплавы металлов. Интерметаллические соединения. Дальтониды и бертолиды.
28. Трехкомпонентные системы. Треугольник состава Гиббса-Розебома.
29. Объемная диаграмма состояния трехкомпонентной системы при образовании тройной эвтектики.
30. Фазовое равновесие в трехкомпонентной системе вода-две соли с одноименным ионом.

Электрохимия

1. Теория электролитической диссоциации, ее количественные характеристики. Причины устойчивости ионных систем.

2. Энергия и теплота разрушения кристаллической решетки . Уравнение Борна. Ион-дипольные взаимодействия. Механизмы образования и причины устойчивости ионных систем.
3. Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов. Активность, коэффициент активности. Эмпирическое правило Льюиса-Рендала.
4. Ион-ионные взаимодействия в растворах сильных электролитов. Модель Дебая-Гюккеля. Ионная атмосфера и ее количественные характеристики.
5. Теория сильных электролитов Дебая-Гюккеля. Уравнения для среднего ионного коэффициента активности в I, II и III-ем приближениях.
6. Неравновесные свойства растворов электролитов. Диффузия и миграция ионов. Удельная и эквивалентная электропроводность. Скорость движения ионов. Электрическая подвижность и ионная электропроводность. Поток миграции. Вывод закона Кольрауша.
7. Влияние концентрации на удельную и эквивалентную электропроводность для слабых и сильных электролитов. Эмпирическое уравнение Кольрауша. Уравнение Онзагера.
8. Влияние различных факторов на подвижность ионов. Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксида. Электропроводность неводных растворов. Явление ассоциации ионов.
9. Числа переноса и методы их определения.
10. Скачки потенциала на разных межфазных границах. Гальвани-потенциал. Электрохимический потенциал. Процессы, происходящие на границах металл-металл, раствор-раствор и металл-раствор.
11. Условие перехода заряженной частицы через границу металл-раствор. Условие электрохимического равновесия. Формула Нернста для Гальвани-потенциала.
12. Понятие электродного потенциала. Водородный электрод и его роль в электрохимии. Значение водородной шкалы потенциалов.
13. Термодинамика гальванического элемента. Формула Нернста для ЭДС электрохимической цепи. Расчет константы равновесия и термодинамических функций. Уравнение Гиббса-Гельмгольца и его исследование.
14. Классификация электродов. Формула Нернста для электродного потенциала.
15. Измерение рН методом ЭДС. Хингидронный, водородный и стеклянный электроды.
16. Определение коэффициентов активности методом ЭДС.
17. Классификация электрохимических цепей. Обратимые и необратимые химические цепи. Элемент Вестона.
18. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Причины возникновения диффузионного потенциала и способы его элиминирования.
19. Сдвоенные химические цепи и их применение.
20. Двойной электрический слой. Механизм его возникновения. Модельные представления о строении двойного электрического слоя.
21. Основные уравнения диффузионной кинетики в условиях стационарной диффузии для неподвижного и вращающегося дискового электродов.
22. Полярография. Качественный и количественный анализ электролита.
23. Теория замедленного разряда-ионизации и ее современное обоснование. Анализ основного уравнения. Формула Тафеля.
24. Анодная поляризация ионов. Явление пассивности. Анодная защита.
25. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Термодинамика коррозионного процесса. Кинетические кривые. Понятие равновесного и стационарного потенциала.
26. Термодинамика Водородного и кислородного электродов. Диаграмма устойчивости воды и её значение.
27. Химические источники тока. Требования, предъявляемые к ХИТ. Первичные источники тока. Аккумуляторы и топливные элементы.

Кинетика химических реакций

1. Кинетический анализ простых необратимых реакций нулевого, 1-го, 2-го и 3-го порядков (случай равных концентраций).
2. Кинетический анализ обратимых реакций 1-го и 2-го порядков.
3. Кинетический анализ простой необратимой реакции 2-го порядка: случай разных концентраций. Кинетический анализ параллельных реакций первого порядка.
4. Последовательные реакции: кинетический анализ реакций типа: $A \xrightarrow{k^1} B \xrightarrow{k^2} C$.
5. Метод стационарных и квазиравновесных концентраций.
6. Методы определения порядка реакции
7. Общая характеристика цепных реакций. Стадии цепной реакции
8. Кинетика неразветвленных цепных реакций.
9. Разветвленные цепные реакции. Теория взрывов и воспламенений
10. Теория активных соударений.
11. Теория столкновений для мономолекулярных реакций: теория Линдемана и Гиншельвуда-Линдемана.
12. Теория активированного комплекса: расчет поверхности потенциальной энергии и истинной энергии активации химической реакции.
13. Теория активированного комплекса: расчет скорости элементарных реакций по заданной энергии активации.
14. Теория активированного комплекса: термодинамический аспект.
15. Диффузионная стадия гетерогенного каталитического процесса.
16. Общие принципы катализа. Гомогенный катализ. Солевые эффекты.
17. Автокаталитические реакции.
18. Гетерогенные каталитические реакции: общая характеристика стадий реакции. Энергия активации каталитического процесса.
19. Стадия адсорбции в гетерогенном катализе.
20. Кинетическая стадия гетерогенной каталитической реакции.
21. Теории гетерогенного катализа: теории мультиплетов, теории активных ансамблей и электронная теория.
22. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Кинетика ферментативных каталитических реакций.

7. Данные для учета успеваемости студентов в БАРС

Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности.

1	2	3	4	5	6	7	8	9
Семестр	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация	Итого
4	0	30	0	0	0	30	40	100

Программа оценивания учебной деятельности студента 4 семестр

Лекции

Оценивание не предусмотрено

Лабораторные занятия

Лабораторная работа – 6 баллов. Всего предусмотрено 5 лабораторных работ.

- уровень подготовки к самостоятельному выполнению лабораторной работы (2 балла),
- грамотность в постановке эксперимента (2 балла),
- правильность выполнения заданий (2 баллов).

Практические занятия

Оценивание не предусмотрено

Самостоятельная работа

Оценивание не предусмотрено

Автоматизированное тестирование

Не предусмотрено

Другие виды учебной деятельности

Контрольная работа – 5 баллов. Всего предусмотрено 2 контрольные работы.

«5 баллов» - все задания выполнены правильно

«4 балла» - алгоритм решения задач правильный, имеются ошибки в вычислениях

«3» балла – ошибки в алгоритме решения задач, правильно выполнено половина заданий

«2» балла – правильно решено менее половины заданий

Контрольное задание – 1 балл. Всего предусмотрено 5 заданий.

- за частично правильно выполненную задачу выставляется 0.5 балла,

- за каждое полностью правильно решенную задачу выставляется 1 балл.

Тест – 5 баллов. Всего предусмотрено 3 теста.

- за частично правильно одно выполненное задание выставляется 0.5 балла,

- за каждое полностью правильно выполненное задание выставляется 1 балл.

Полученная сумма баллов умножается на коэффициент 0.5

Промежуточная аттестация – экзамен (40 баллов), проводится в виде устного опроса.

Знание основных понятий и методов исследования (10 баллов), умение записать итоговые уравнения (10 баллов), анализ основных уравнений, лежащих в основе методов исследования, пределы их применимости, практическая значимость (20 баллов).

при проведении промежуточной аттестации

ответ на «отлично» оценивается от 35 до 40 баллов;

ответ на «хорошо» оценивается от 28 до 34 баллов;

ответ на «удовлетворительно» оценивается от 20 до 27 баллов;

ответ на «неудовлетворительно» оценивается 0 до 19 баллов.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за _____ 4 _____ семестр по дисциплине

«физическая химия» составляет 100 баллов.

Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «физическая химия» в оценку (экзамен):

85-100 баллов	«отлично»
70-84 баллов	«хорошо»
55-69 баллов	«удовлетворительно»
0-54 баллов	«не удовлетворительно»

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.

а) литература:

1. Кинетика химических реакций [Электронный ресурс] : учебное пособие / Холохонова Л. И. - Кемерово : Кемеровский технологический институт пищевой промышленности, 2006. - 80 с. - ISBN 5-89289-407-Х : Б. ц. Книга находится в базовой версии ЭБС IPRbooks.
2. Практическая химическая кинетика. Химическая кинетика в задачах с решениями [Электронный ресурс] : учебное пособие / Воробьев А. Х. - Москва : Московский государственный университет имени М.В. Ломоносова, 2006. - 592 с. - ISBN 5-211-05233-1 : Б. ц. Книга находится в базовой версии ЭБС IPRbooks.
3. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия: Учеб. для хим. спец. вузов. – М.: Высшая школа, 2006. – 527 с.

б) программное обеспечение и Интернет-ресурсы

1. И. М. Гамаюнова, М. М. Бурашникова, М.П. Смотров. «Электронные тестовые задания по химической термодинамике» [Электронный ресурс], 50 с, 2014 г. http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1046.pdf
2. И. М. Гамаюнова, М. М. Бурашникова, М.П. Смотров. «Электронные тестовые задания по химической кинетике» [Электронный ресурс], 58 с, 2014 г. http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1045.pdf
3. И. М. Гамаюнова, М. М. Бурашникова, М.П. Смотров. «Электронные тестовые задания по электрохимии» [Электронный ресурс], 41 с, 2014 г. http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1047.pdf
4. Коноплянцева Н.А., Казаринов И.А., Ильина Л.К., Гамаюнова И.М., Сборник вопросов, примеров и задач по электрохимии (электронное учебное пособие).
5. Волгин М.А., Гамаюнова И.М. Сборник вопросов, примеров и задач по химической кинетике (электронное учебное пособие)
4. Чуриков А.В. Электронный курс лекций Физхимия, 2 часть, “Электрохимия” 2012 г.. http://library.sgu.ru/uch_lit/658-1.pdf
http://library.sgu.ru/uch_lit/658-15.pdf
5. Чуриков А.В., Казаринов И.А. Электронный вариант курса лекций «Современные химические источники тока» // 1 файл; 1,7 Мб; 2012 год; размещено на сайте НБ СГУ в рубрике "ЭБ учебно-методической литературы" – http://library.sgu.ru/uch_lit/657.pdf

Программное обеспечение:

- 1) Microsoft Excel версии 2003 или новее или соответствующий аналог свободно распространяемых пакетов офисных приложений;
- 2) Microsoft Word версии 2003 или новее или соответствующий аналог свободно распространяемых пакетов офисных приложений.

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

1. Учебная аудитория для чтения лекций
2. Мультимедийная установка.
3. Для проведения лабораторных занятий имеется комплекс современного цифрового оборудования для решения учебных и научных проблем: учебно-лабораторные комплексы «Химия», трехэлектродные ячейки, электронные потенциостаты, сочетающие исполнительные устройства: потенциостаты/гальваностаты серии IPC, частотные анализаторы FRA; комплекс электрохимического оборудования «Autolab», криостат «Криовист», люминисцентный микроскоп «Альтами Люм 1», цифровые мультиметры, амперметры и вольтметры, энергодисперсионный рентгенофлуоресцентный спектрометр EDX – 720HS (Шимадзу, Япония), лазерный дифракционный анализатор размера частиц SALD - 2021(Шимадзу, Япония), адсорбционная станция для измерения величины удельной поверхности, прибор Quantachrome NOVA 1200e (США) для распределения пор по радиусам адсорбционным методом.

Это позволяет проводить измерение физико-химических величин и изучение кинетики химических и электрохимических реакций стационарными и нестационарными методами с использованием компьютерных технологий.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО с учетом Примерной ООП ВО по направлению подготовки 18.03.01 «Химическая технология» и профилю подготовки «Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов».

Автор д.х.н., проф. Бурашникова М.М.

Программа одобрена на заседании кафедры физической химии от 07 июня 2023 года, протокол № 10.