

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Тамбовский государственный университет имени Г.Р. Державина»
Институт естествознания
Кафедра химии

УТВЕРЖДАЮ:
Директор института



Е. В. Скрипникова
«05» июля 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по дисциплине Б1.О.19 Физическая химия

Направление подготовки/специальность: 04.03.01 - Химия

Профиль/направленность/специализация: Химия твёрдого тела и химия материалов

Уровень высшего образования: бакалавриат

Квалификация: Бакалавр

год набора: 2021

Тамбов, 2022

Автор программы:

Кандидат химических наук, доцент Бердникова Галина Геннадьевна

Рабочая программа составлена в соответствии с ФГОС ВО по направлению подготовки 04.03.01 - Химия (уровень бакалавриата) (приказ Министерства образования и науки РФ от «17» июля 2017 г. № 671).

Рабочая программа принята на заседании Кафедры химии «17» июня 2021 г. Протокол № 8

Рассмотрена и одобрена на заседании Ученого совета Института естествознания, Протокол от «05» июля 2021 г. № 10.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Цели и задачи дисциплины.....	4
2. Место дисциплины в структуре ОП бакалавра.....	4
3. Объем и содержание дисциплины.....	5
4. Контроль знаний обучающихся и типовые оценочные средства.....	30
5. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля).....	62
6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.....	63
7. Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы.....	64

1. Цели и задачи дисциплины

1.1 Цель дисциплины – формирование компетенций:

ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений

1.2 Типы задач профессиональной деятельности, к которым готовятся обучающиеся в рамках освоения дисциплины:

- организационно-управленческий
- технологический

1.3 Дисциплина ориентирована на подготовку обучающихся к профессиональной деятельности в сферах: 26 Химическое, химико-технологическое производство (в сфере оптимизации существующих и разработки новых технологий, методов и методик получения и анализа продукции, в сфере контроля качества сырья, полуфабрикатов и готовой продукции, в сфере паспортизации и сертификации продукции), 40 Сквозные виды профессиональной деятельности в промышленности (в сфере научнотехнических, опытно-конструкторских разработок и внедрения химической продукции различного назначения, в сфере метрологии сертификации и технического контроля качества продукции)

1.4 В результате освоения дисциплины у обучающихся должны быть сформированы:

Обобщенные трудовые функции / трудовые функции / трудовые или профессиональные действия (при наличии профстандарта)	Код и наименование компетенции ФГОС ВО, необходимой для формирования трудового или профессионального действия	Индикаторы достижения компетенций
	ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, экспериментальных и расчетно-теоретических работ

1.5 Согласование междисциплинарных связей дисциплин, обеспечивающих освоение компетенций:

ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений

№ п/п	Наименование дисциплин, определяющих междисциплинарные связи	Форма обучения				
		Очная (семестр)				
		1	2	3	4	5
1	Аналитическая химия			+	+	
2	Биохимия		+			
3	Неорганическая химия	+	+			
4	Физические методы исследования					+

2. Место дисциплины в структуре ОП бакалавриата:

Дисциплина «Физическая химия» относится к обязательной части учебного плана ОП по направлению подготовки 04.03.01 - Химия.

Дисциплина «Физическая химия» изучается в 4, 5, 6 семестрах.

3.Объем и содержание дисциплины

3.1.Объем дисциплины: 17 з.е.

Очная: 17 з.е.

Вид учебной работы	Очная (всего часов)
Общая трудоёмкость дисциплины	612
Контактная работа	470
Лекции (Лекции)	172
Лабораторные (Лаб. раб.)	112
Практические (Практ. раб.)	186
Самостоятельная работа (СР)	106
Экзамен	36
Зачет	-

3.2.Содержание курса:

№ темы	Название раздела/темы	Вид учебной работы, час.				Формы текущего контроля
		Лек ции	Лаб · раб.	Пра кт. раб.	СР	
		О	О	О	О	
4 семестр						
1	Введение в физическую химию	2	-	-	2	Тестирование
2	Основы химической термодинамики	16	-	26	18	Тестирование; Контрольная работа; коллоквиум
3	Термодинамика молекулярных растворов	10	-	16	18	Тестирование; Контрольная работа; коллоквиум
5 семестр						
4	Фазовые равновесия	14	-	18	6	Тестирование; Контрольная работа
5	Химические равновесия	20	16	26	6	выполнение лабораторной работы; Контрольная работа; Тестирование; коллоквиум

6	Адсорбционные равновесия	20	16	26	6	лабораторная работа; Контрольная работа; Тестирование
7	Элементы статистической термодинамики	14	-	-	4	Тестирование; коллоквиум
8	Химическая кинетика	20	16	26	6	лабораторная работа; Контрольная работа
9	Катализ	8	16	-	4	лабораторная работа; Тестирование; коллоквиум
6 семестр						
10	Ионика	12	12	16	8	лабораторная работа; Контрольная работа
11	Термодинамика электродных процессов	12	12	16	10	лабораторная работа; коллоквиум
12	Кинетика электродных процессов	12	12	16	10	лабораторная работа; Контрольная работа
13	Теория электрохимической коррозии металлов	12	12	-	8	лабораторная работа; Тестирование

Тема 1. Введение в физическую химию (ОПК-1)

Лекция.

Предмет и задачи физической химии. Основные этапы развития. Методы исследования. Структура курса.

Практическое занятие.

не предусмотрено

Лабораторные работы.

не предусмотрено

Задания для самостоятельной работы.

Установить связь физической химии с другими направлениями химической науки, привести конкретные примеры междисциплинарных связей.

Тема 2. Основы химической термодинамики (ОПК-1)

Лекция.

Лекция 2.1.

Предмет термодинамики. Термодинамические системы. Фазы. Теплота и работа. Первый закон термодинамики. Формы движения материи. Виды энергии. Закон эквивалентных превращений энергии. Закон сохранения и превращения энергии. 1 закон термодинамики, формулировки, аналитические выражения в дифференциальной и интегральной формах. Приложение 1 закона термодинамики к идеальным газам. Идеальный газ. Изотермические процессы. Изохорные процессы. Изобарные процессы. Теплоемкости.

Лекция 2.2

Приложение 1 закона термодинамики к химическим процессам. Тепловые эффекты химических процессов. Экзотермические реакции. Эндотермические реакции. Термохимия. Закон Гесса. Следствия закона Гесса. Закон Кирхгоффа.

Лекция 2.3.

2 закон термодинамики. Формулировки 2 закона. Цикл Карно. Статистический характер 2 закона. Принцип недостижимости абсолютного нуля. Анализ теории тепловой смерти вселенной. Энтропия. Понятие энтропии. Энтропия как критерий направления процессов в системе. Методы расчета энтропии. Постулат Планка. Абсолютная величина энтропии.

Лекция 2.4.

Термодинамические потенциалы. Изохорно-изотермический потенциал. Изобарно-изотермический потенциал. Изохорно-изэнтропный потенциал. Изобарно-изэнтропный потенциал. Уравнение максимальной работы. Характеристические функции Условия равновесия, выраженные через характеристические функции. Уравнение максимальной работы в дифференциальной форме. Уравнение максимальной работы в интегральной форме. Термодинамические потенциалы идеальных газов. Термодинамические потенциалы реальных газов. Уравнения состояния реальных газов. Метод летучести. Определение летучести при различных давлениях.

Практическое занятие.

Практическое занятие 2.1.

1. Варианты решения задачи на изотермический процесс.
2. Варианты решения задачи на изохорный процесс.
3. Варианты решения задачи на изобарный процесс.
4. Варианты решения задачи на адиабатный процесс.
5. Теплоемкости идеальных газов: средняя, истинная теплоемкости. Их связь между собой. Расчеты теплоемкостей. Расчетные задачи по теме.

Практическое занятие 2.2

1. Варианты решения задачи на комбинирование реакций и расчет тепловых эффектов по закону Гесса.
 2. Варианты решения задачи на использование следствий из закона Гесса.
 3. Расчет тепловых эффектов химических реакций по стандартным теплотам образования или сгорания химических соединений. Варианты решения задачи с использованием таблиц стандартных величин.
 4. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгоффа
- Варианты решения задач с использованием закона Кирхгоффа в небольшом и широком температурном интервале.

Практическое занятие 2.3

1. Варианты решения задачи на расчет изменения энтропии при изменении T и P .
2. Варианты решения задачи на расчет изменения энтропии при нагревании жидкости при постоянном давлении.
3. Варианты решения задачи на расчет изменения энтропии при смешении газов.
4. Варианты решения задачи на расчет изменения энтропии при фазовых превращениях.
5. Варианты решения задачи на расчет изменения энтропии при смешении жидкостей с разной температурой.

Практическое занятие 2.4.

Вычисление изменения энергии Гиббса химической реакции по значениям стандартных энтальпий и энтропии. Варианты решения задачи по теме.

Лабораторные работы.

Не предусмотрено

Задания для самостоятельной работы.

1. Ознакомление с 1 законом термодинамики, его формулировкой, аналитическим выражением. Уметь выводить математическое выражение 1 закон термодинамики.
2. Научиться решать расчетные задачи по данной теме.
3. Проработать понятие «идеальный газ» и рассмотреть изотермические, изохорные, изобарные процессы с его участием.
4. Изучить различные виды теплоемкости: удельные, мольные, при постоянных давлении и объеме, связь между ними
5. Рассмотреть тепловые эффекты химических процессов, закон Гесса и его следствия. Научиться решать расчетные задачи по теме.
6. Закон Кирхгоффа. Запомнить математическое выражение закона. Научиться решать расчетные задачи по теме.
7. Уметь выводить формулу изохорно-изотермического потенциала.
8. Уметь выводить формулу изобарно-изотермического потенциала.
9. Уметь выводить формулу изохорно-изэнтропного потенциала.
10. Уметь выводить формулу изобарно-изэнтропного потенциала.
11. Уметь выводить уравнение максимальной работы (Гиббса-Гельмгольца)
12. Научится определять направления процесса и условия равновесия, выраженные через термодинамические потенциалы.
13. Рассмотреть выражения термодинамических потенциалов идеальных и реальных газов.
14. Ознакомиться с понятием «летучесть» и его использованием в термодинамических выражениях.

Тема 3. Термодинамика молекулярных растворов (ОПК-1)

Лекция.

Химический потенциал компонента раствора. Способы выражения концентрации растворов. Изобарный потенциал произвольной массы раствора. Условие самопроизвольного перехода компонента из фазы в фазу. Математическое выражение химического потенциала как функции парциального давления компонента в смеси газов. Идеальные и реальные растворы. Закон Рауля для идеальных растворов. Графические зависимости парциальных давлений компонентов пара и общего давления пара от концентрации раствора. Растворы с положительными отклонениями от закона Рауля. Растворы с отрицательными отклонениями от закона Рауля. Причины отклонений реальных растворов от закона Рауля.

Законы Коновалова. Изотермические диаграммы равновесия бинарный раствор – пар. Изобарные диаграммы равновесия бинарный раствор – пар. 1-ый закон Коновалова. Математическое выражение. 2 закон Коновалова. Математическое выражение. Азеотропы. Перегонка бинарных растворов.

Температура кипения предельно разбавленных растворов. Подчинение закону Рауля предельно разбавленных растворов. Графический анализ температуры кипения чистого растворителя и раствора. Связь повышения температуры кипения раствора с концентрацией растворенного вещества. Эбулиоскопия. Эбулиоскопическая константа. Определение молярных масс неэлектролитов и степени диссоциации электролитов эбулиоскопическим методом.

Температура замерзания предельно разбавленных растворов. Графический анализ температуры замерзания чистого растворителя и раствора. Связь понижения температуры замерзания раствора с концентрацией растворенного вещества. Криоскопия. Криоскопическая константа. Определение молярных масс неэлектролитов и степени диссоциации электролитов криоскопическим методом

Свойства предельно разбавленных растворов. Осмос. Осмотическое давление. Осмометрия. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри.

Практическое занятие.

1. Варианты решения задачи с использованием закона Рауля.
2. Варианты решения задачи с использованием повышения температуры кипения для расчета молярной массы растворенного вещества.
3. Варианты решения задачи определения эбуллиоскопической константы.
4. Варианты решения задачи с использованием понижения температуры замерзания раствора для расчета молярной массы растворенного вещества.
5. Варианты решения задачи определения криоскопической константы.
6. Варианты решения задачи с использованием закона Генри.
7. Варианты решения задачи с использованием осмометрии.

Лабораторные работы.

Не предусмотрено

Задания для самостоятельной работы.

1. Рассмотреть понятие «химический потенциал» компонента раствора, его математический вывод аналитического выражения.
2. Изучить способы выражения концентрации растворов, их взаимные пересчеты.
3. Уметь выводить условие самопроизвольного перехода компонента из фазы в фазу.
4. Научиться решать расчетные задачи по термодинамике растворов.

Тема 4. Фазовые равновесия (ОПК-1)

Лекция.

Термодинамика фазовых переходов. Типы фазовых переходов. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса. Приложение уравнения Клапейрона-Клаузиуса к процессам плавления. Приложение уравнения Клапейрона-Клаузиуса к процессам испарения и возгонки. Видоизменение уравнения Клапейрона-Клаузиуса для процессов испарения и возгонки. Дифференциальная и интегральная формы.

Правило фаз Гиббса. Вывод правила фаз Гиббса. Приложение правила фаз к одно-компонентным системам. Диаграмма состояния воды. Диаграмма состояния серы. Двухкомпонентные системы. Системы с простой эвтектикой, не образующие химических соединений. Химические соединения в двухкомпонентных системах. Взаимная растворимость двух жидкостей.

Практическое занятие.

1. Варианты решения задач с использованием уравнения Клапейрона – Клаузиуса для процессов плавления, испарения и возгонки.
2. Варианты решения задач с использованием уравнения Клапейрона – Клаузиуса, преобразованного для процессов испарения и возгонки.

Лабораторные работы.

не предусмотрено

Задания для самостоятельной работы.

1. Вывод основного уравнения фазовых переходов (Уравнение Клапейрона-Клаузиуса).
2. Рассмотреть приложение этого уравнения к различным фазовым переходам.
3. Уметь выводить видоизменение уравнения Клапейрона-Клаузиуса для процессов испарения и возгонки, его дифференциальную и интегральную формы. Научиться решать расчетные задачи с использованием различных форм уравнения.
4. Рассмотреть приложение правила фаз Гиббса к однокомпонентным и двухкомпонентным системам, уметь находить области однофазного, двухфазного и трехфазного равновесия, считать в них число степеней свободы.
5. Рассмотреть диаграммы состояния воды и серы.
6. Уметь анализировать диаграммы состояния двухкомпонентных систем с простой эвтектикой, не образующие химических соединений, и с химическими соединениями. Уметь изображать диаграммы состояния двухкомпонентных систем на основе кривых охлаждения смесей компонентов различного состава
7. Рассмотреть различные случаи взаимной растворимости двух жидкостей.

Тема 5. Химические равновесия (ОПК-1)

Лекция.

Закон действия масс. Константы равновесия и связь между ними. Изотерма химической реакции. Зависимость равновесия химических реакций от давления и температуры. Тепловая теорема Нернста и ее следствия.

Практическое занятие.

1. Варианты решения задачи на вычисление состава равновесной смеси газов.
2. Варианты решения задачи на вычисление степени термической диссоциации или константы равновесия.
3. Варианты решения задачи на вычисление константы равновесия в смеси реальных газов цесс.
4. Варианты решения задачи на расчеты по уравнению изотермы химической реакции.
5. Варианты решения задачи на расчеты по уравнениям изобары и изохоры Вант-Гоффа в дифференциальной форме.
6. Варианты решения задачи на расчеты по уравнениям изобары и изохоры Вант-Гоффа в интегральной форме.
7. Варианты решения задачи на расчеты на вычисление констант равновесия химических реакций по приведенным энергиям Гиббса.
8. Варианты решения задачи на вычисление констант равновесия при данной температуре по таблицам стандартных величин (метод Темкина-Шварцмана).

Лабораторные работы.

Лабораторная работа 1. Определение плотности растворов.

Цель: определение зависимости относительной плотности растворов KCl от концентрации растворенного вещества и температуры пикнометрическим методом.

Принадлежности для работы: аналитические весы, пикнометр или ареометр, растворы солей заданной концентрации, термостат.

Опыт 1. Определение зависимости относительной плотности растворов KCl от концентрации растворенного вещества.

Пикнометрически определить относительную плотность растворов NaCl концентрации (%): 2, 6, 10, 12, 18. Начертить график зависимости $d = f(C_{NaCl})$, сделать выводы.

Опыт 2. Определение зависимости относительной плотности раствора KNO₃ ($\omega=20\%$) от температуры. Пикнометрически определить относительную плотность 20%-го раствора KNO₃ при температурах, °C: 20, 25, 30, 35, 40. Начертить график зависимости $d = f(t)$. Сделать выводы.

Лабораторная работа 2. Определение дифференциальной и интегральной теплоты растворения соли.

Цель: определение теплоемкости калориметрической системы по и теплоты растворения сульфата калия (нитрата калия, нитрата аммония и др. солей).

Принадлежности к работе: калориметр, цилиндр, мешалка, термометр, секундомер, хлорид калия, сульфат калия

Опыт 1. Определение теплоемкости калориметрической системы.

В калориметр наливают 200 мл воды, измеряют ее температуру. Закрывают калориметр крышкой и опускают в него термометр. При непрерывном помешивании в течение 5 минут через каждые 30 секунд записывают температуру. Затем в калориметр засыпают отвешенные и растертые в ступке 5 г KCl и продолжают записывать показания термометра еще 10-15 минут. По полученным данным строят график зависимости, откладывая на оси абсцисс время в минутах, а на оси ординат температуру, по графику находят и рассчитывают теплоемкость калориметрической системы/

Тепловой эффект растворения соли KCl вычисляем, пользуясь следующими данными: при растворении 5 г KCl в 200 мл воды при 19,72° тепловой эффект растворения равен 1290,76 Дж, а при 25°C он равен 1188,26 Дж.

Опыт 2. Определение интегральной теплоты растворения сульфата калия.

В калориметр наливают 200 мл воды, закрывают крышкой, опускают в него мешалку и термометр. При непрерывном помешивании в течение 5 минут через каждые 30 секунд записывают показания термометра. Затем в калориметр засыпают заранее отвешенное количество (2 г) K_2SO_4 (предварительно растертого в ступке) и продолжают записывать температуру еще 10-15 минут. По полученным данным строят график, откладывая на оси абсцисс время в минутах, на оси ординат - температуру. По графику находят и рассчитывают теплоту, растворения/

Пересчитывают теплоту растворения, приходящуюся на 1 кг раствора - интегральную теплоту растворения. Аналогичным образом определяют интегральные теплоты растворения в 200 мл воды 5 г, 7 г, 10 г, 12 г.

Вычисление дифференциальной теплоты растворения

Строят график, откладывая на оси абсцисс концентрацию в массовых долях, на оси ординат - интегральную теплоту растворения. Получают кривую, которая будет идти от начала координат. Описанным выше способом определяют по графику дифференциальную теплоту растворения при данной концентрации (значение концентраций указывается преподавателем).

Лабораторная работа 3. Определение теплоты гидратации соли.

Цель: определение теплоты образования пентаводного кристаллогидрата сульфата меди (II).

Принадлежности к работе: калориметр, стеклянный цилиндр, мешалка, термометр, аналитические весы, бокс с крышкой, KCl , $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$, $CuSO_4$, секундомер.

Опыт 1. Определение теплоемкости калориметрической системы (см. лабораторную работу №2, опыт 1).

Опыт 2. Определение теплоты гидратации сульфата меди.

Лабораторная работа 4. Определение теплоты нейтрализации и теплоты диссоциации.

Цель: экспериментальное определение теплоты диссоциации слабого электролита (гидроксид аммония или уксусная кислота) путем определения теплот нейтрализации сильного и слабого основания одной и той же сильной кислотой (сильной и слабой кислоты одним и тем же сильным основанием).

Принадлежности к работе: калориметр, стеклянный цилиндр, мешалка, термометр, секундомер, пробирка на 15 мл, воронка, $NaOH$ и 5 н растворы HCl [1] (по 11 мл), 0,25 н растворы $NaOH$, NH_4OH , HCl и CH_3COOH (по 200 мл).

Выполняются два опыта. Один опыт состоит в калориметрическом определении теплоты нейтрализации слабого основания сильной кислотой ; другой - в определении - нейтрализации сильного основания такой же кислотой. В каждом опыте измеряется повышение температуры в растворе, происходящее за счет выделившейся теплоты нейтрализации.

Если бы было возможно осуществить нейтрализацию и зарегистрировать повышение температуры мгновенно, то достаточно было бы в каждом опыте мерить две температуры - до и после нейтрализации. Ионные реакции в растворах протекают практически мгновенно, но на сливание растворов вместе и на их перемешивание уходит некоторое время, термометр принимает температуру тоже не мгновенно, поэтому наблюдаемое повышение температуры происходит не мгновенно, а постепенно, приблизительно на протяжении одной минуты. Но в это время часть выделяющейся теплоты успевает уйти в окружающее пространство, за пределы калориметра. Чтобы учесть эти потери, т.е. чтобы определить истинное в момент нейтрализации, приходится экспериментально установить закон изменения температуры со временем до и после нейтрализации, а затем графически экстраполировать полученные зависимости до середины промежутка времени, в течение которого происходит нейтрализация. Этот прием калориметрии пояснен в работе № 2.

Калориметр состоит из химического стакана, помещенного в толстостенный стакан, накрытый крышкой с тремя отверстиями для термометра, мешалки и для пробирки с меткой, соответствующей объему 10 мл. Каждый опыт выполняется следующим образом.

Из калориметра вынимают пробирку, вставляют на ее место воронку, через которую вливают: в стакан 200 мл 0,25 н раствора основания. В пробирку наливают на 2-3 мм выше метки 5 н соляную кислоту (заведомый избыток по сравнению с количеством основания) и вставляют пробирку на место, так чтобы нижняя часть пробирки с кислотой была погружена в раствор основания. Это делается для того, чтобы основание и кислота приняли одинаковую температуру до нейтрализации. Спустя 10 минут начинают при помешивании через минуту записывать температуру растворов с точностью до 0,02. Точный отсчет времени ведут с помощью секундомера. Когда установится определенный закон изменения температуры со временем, т.е. температура будет изменяться за каждую минуту на одну и ту же величину в течение 6-8 измерений, записывают последний раз время и температуру, вынимают пробирку из калориметра и осторожно выливают из нее кислоту через воронку в стакан с раствором основания. Перемешивая раствор мешалкой, продолжают регистрировать температуру во времени до тех пор, пока не установится закономерное изменение температуры со временем (6-8 точек). После проведения опыта следует проверить реакцию среды с помощью индикатора.

Примечание: Аналогично определяются теплоты нейтрализации растворов HCl и CH_3COOH и рассчитывается теплота диссоциации CH_3COOH . В калориметр наливают по 200 мл 0,25 н раствора кислоты, а в пробирку 10 мл 5 н раствора NaOH .

Лабораторная работа 5. Растворимость жидкости в жидкостях. Система фенол-вода.

Цель: определение растворимости системы ограниченно растворимых жидкостей при изменении температуры, построение диаграммы растворимости системы фенол-вода.

Принадлежности к работе: пробирка с пробкой и мешалкой, нормальные термометры со шкалой от 0° до 100°C и от 0°C до 50°C и от 50°C до 100°C , три термостойких стакана на 500 мл, электрическая плитка, бюретка, пипетки на 2 мл и на 10 мл, 75%-ный раствор фенола в воде.

Построение диаграмм растворимости системы вода-фенол.

Рассчитать количество воды, которое необходимо добавить к исходному: 75%-ному раствору фенола в воде для получения 70%, 65%, 60%, 50%, 35%, 20%, 14%, 10%, 8,5%-ных растворов. 70%-ый раствор фенола готовится из 75%-ного раствора разбавлением его водой. Для этого берут пипеткой точно 6 мл исходного 75%-ного раствора фенола и рассчитанное количество воды. В приготовленном 70%-ном растворе определяется температура гомогенизации. Для этого нагревают пробирку с раствором на водяной бане при энергичном помешивании и замечают температуру исчезновения мути. После этого пробирку с раствором вынимают из бани и охлаждают на воздухе, энергично помешивая, теперь замечают температуру появления мути. Определив грубо температуру гомогенизации, производят более точное определение температуры.

Приготавливают в двух стаканах водяные бани с температурами: в одной на 2° выше, а в другой - на 2° ниже грубо найденной температуры гомогенизации. После этого производят более точное определение температуры гомогенизации, поочередно опуская пробирку в эти бани и наблюдая в горячем стакане за температурой исчезновения мути, а в другом стакане - за температурой появления мути.

Температура появления и исчезновения мути не должна расходиться более, чем на $0,2^\circ$. Это достигается тем, что температура водяной бани будет близка к определенной температуре, когда при энергичном помешивании не будет наблюдаться ни перегрева, ни переохлаждения жидкости. Нагревание и охлаждение 70%-ного раствора фенола производят два или три раза для получения точного значения температуры. После этого готовят 65%-ный раствор фенола, разбавляя 70%-ный раствор, в котором определяют аналогичным образом температуру гомогенизации. Затем готовят последовательно 60%, 50% и 35%-ные растворы фенола в воде и находят температуру гомогенизации для каждого раствора.

Для получения значений температуры гомогенизации на второй ветви кривой готовят сначала 20%-ный раствор фенола в воде. Для этого наливают в пробирку 1,5 мл 75%-ного раствора и добавляют к нему такое количество воды, чтобы получить 20%-ный раствор. Расчеты производятся таким же образом, как было указано выше. После этого определяют для 20%-ного раствора температуру гомогенизации. Затем последовательно готовят 14%, 10% и 8,5%-ные растворы фенола, каждый раз добавляя необходимое количество воды, и находят температуру гомогенизации для каждого раствора.

По полученным данным строят диаграмму фенол-вода, откладывая на оси абсцисс состав, а на оси ординат – температуру гомогенизации. После этого по графику находят температуру и состав критической точки.

Примечание. При работе с реактивами, содержащими 70%, 65%, 10% и 8,5%-ный растворы фенола пользуются нормальными термометрами со шкалой от 0°С до 50°С. Для других вышеупомянутых растворов применяют термометр со шкалой от 50° до 100°С. При работе с фенолом соблюдать осторожность - фенол оставляет ожоги!.

Построить диаграмму «фенол-вода», откладывая на оси абсцисс состав, а на оси ординат – температуру гомогенизации.

Лабораторная работа 6. Калибрование термопары.

Цель: снятие кривых охлаждения термопары в расплавах олова, свинца и измерение термоэлектродвижущей силы в парах кипящей воды, построение калибровочного графика.

Принадлежности к работе: термопара, тигельные щипцы, муфельная печь, секундомер, потенциометр, свинец, стеклянные наконечники, олово, приборчик для проверки термопары, лед, три фарфоровых тигля.

Для приготовления термопары берут две проволоки сделанные из различных металлов (например, меди и константана). Концы проволок с одной стороны зачищают, скручивают и сваривают в пламени вольтовой дуги. Чтобы при сваривании не произошло окисления проволок, скрученные концы их сначала слегка смачивают водой и опускают в порошок буры, а потом уже вносят в пламя вольтовой дуги. После того, как концы проволоки сварились, проволоки изолируют друг от друга около спая стеклянными или фарфоровыми трубками, а дальше трубками из хлорвинила. Спай проволок, изолированных друг от друга фарфоровой или стеклянной изоляцией, помещают в стеклянный кожух. Этот спай будет являться горячим спаем термопары. К другим концам проволоки присоединяют медные проводники (для соединения с реостатом или милливольтметром). Места соединения изолируют друг от друга изоляционной лентой и помещают в стеклянную пробирку. Этот спай называется холодным спаем термопары. Для измерения термо-ЭДС концы медных проволок от холодного спая термопары можно подключить к чувствительному потенциометру постоянного тока типа ПП, правила пользования которым имеются в инструкции.

Холодный спай термопары опускают в сосуд со смесью льда и воды. В фарфоровый тигель помещают 20-25 г свинца и ставят в муфельную печь. Над тиглем укрепляют в штативе горячий спай термопары. После этого включают муфельную печь и следят за тем, чтобы свинец только расплавился, осторожно опускают в расплав горячий спай термопары, вставленный в стеклянный наконечник (который должен быть совершенно сухим и чистым).

Термопару в штативе укрепляют таким образом, чтобы стеклянный наконечник не касался ни дна, ни стенок тигля и был погружен в расплав не менее, чем на 1,5 см. После расплавления свинца печь выключаем и начинаем снимать кривую охлаждения, записывая показания милливольтметра через каждые 30 сек. Для получения всей кривой охлаждения показания милливольтметра продолжаем записывать еще в течение 3-4 минут после окончания кристаллизации (температурной остановки на кривой) всего расплава. По полученным данным строим кривую охлаждения свинца, откладывая на оси абсцисс время, а на оси ординат - показания милливольтметра. Затем свинец расплавляем и вынимаем термопару.

Аналогичным способом снимаем кривую охлаждения для олова (температура плавления 232°С, свинца - 327°С). После этого находим показания милливольтметра, которые соответствуют температуре 100°С. Для этого в специальный приборчик наливаем около 100 мл дистиллированной воды и ставим на электроплитку. Когда вода закипит, помещаем горячий спай термопары в пары кипящей воды. Через 2-3 мин., когда термопара примет температуру паров кипящей воды, начинаем записывать через каждые 30 сек. в течение 3 минут показания милливольтметра, а затем берем среднее значение показаний, которое и будет соответствовать температуре 100°С. Показания милливольтметра, при которых наблюдаются остановки на кривых охлаждения, соответствуют температурам плавления Pb и Sn, которые известны (справочные данные). На основании этих данных строим кривую калибрования термопары в координатах: температура - показания милливольтметра.

Лабораторная работа 7. Термический анализ.

Цель: построение диаграммы плавкости системы олово-свинец с составами: 20, 40, 60, 80% на основании кривых охлаждения этих составов с использованием термопары.

Принадлежности к работе: 6 тиглей, термопара, потенциометр, муфельная печь, весы, секундомер, олово, свинец, штатив, асбестовая сетка.

В шесть тиглей помещают по 40 г. смеси следующего состава:

№ смеси		1	2	3	4	5	6
Состав смеси, %	Sn	100	80	60	40	20	0
	Pb	0	20	40	60	80	100

Тигли помещают в муфельную печь и расплавляют при нагревании. Затем поочередно вынимают тигли, вставляют в них термопару со стеклянным наконечником, подключенную к потенциометру, и записывают его показания каждые 10 сек. до полного затвердевания расплава. По полученным данным строят кривые охлаждения, откладывая по оси абсцисс время, а по оси ординат – показания потенциометра. По изломам кривых охлаждения определяют температуру кристаллизации чистых веществ и эвтектики и температуру начала кристаллизации остальных смесей, используя для этого калибровочный график термопары. Результаты записывают в таблицу.

Состав, % Pb	0	20	40	60	80	100
t начала кристаллизации						

На основании данных этой таблицы строят диаграмму плавкости системы Sn – Pb, откладывая на оси абсцисс состав смеси, а на оси ординат – температуру начала кристаллизации.

Лабораторная работа 8. Химическое равновесие.

Цель: ознакомление с основными свойствами обратимых реакций и с одним из методов исследования химического равновесия на примере реакции окисления иода хлоридом железа (III), экспериментальное определение константы равновесия реакции.

Принадлежности к работе: 8 колб емкостью 100 мл, термостат, 4 колбы с притертыми пробками, пипетка на 10 мл, титрованный раствор тиосульфата 0,015М, титрованные растворы 0,03М FeCl₃, 0,03М KJ, свежеприготовленный раствор крахмала.

Берут четыре сухие колбочки с притертыми пробками емкостью на 100 мл. Пронумеровав колбы, наливают в них следующие количества 0,03 М раствора FeCl₃ и 0,03 М раствора KJ, как указано ниже: 1- 50 мл FeCl₃, 2 - 50 мл KJ, 3 – 55 мл FeCl₃, 4 - 45 мл KJ.

После этого колбы помещают на 30 минут в водяной термостат, имеющий температуру 25°C. Затем для титрования готовят 8 конических колб на 100 мл. В каждую наливают 35-50 мл дистиллированной воды и ставят их для охлаждения на лед. Сливают вместе содержимое колб 1 и 2, а через 10 минут после этого и содержимое колб 3 и 4. Момент сливания растворов отмечают по часам. Колбы плотно закрывают пробками и устанавливают в термостате. Через 25 минут от момента смешивания из каждой колбы, не вынимая ее из термостата, отбирают пипеткой 10 мл раствора и сливают в охлажденную колбу для титрования.

Время пробы отмечают с точностью до 1 минуты. Сразу после отбора пробы выделившийся йод титруют 0,015М раствором гипосульфита.

Раствор гипосульфита прибавляют до бледно-желтой окраски раствора. Затем добавляют несколько капель раствора крахмала и титруют раствором гипосульфита до исчезновения синей окраски. Светло-синяя краска раствора, появляющаяся после титрования, в расчет не принимается.

Пипетку перед отбором пробы ополаскивают исследуемым раствором.

Через 30 минут после отбора пробы из каждой колбы отбирают снова 10 мл раствора и титруют. Затем через 40 минут берут третью пробу и т.д. Получение одинакового числа мл гипосульфита, затраченного на титрование йода в двух последовательно взятых пробах из каждой колбы, указывает на достижение равновесия в реакции.

Лабораторная работа 9. Закон распределения Нернста

Цель: определение коэффициента распределения уксусной кислоты в воде и бензоле (толуоле).

Принадлежности для работы: уксусная кислота (концентрированная, 70%); бензол (C_6H_6) или толуол ($C_6H_5CH_3$) (100 мл)[2]; титрованный раствор щелочи 0,1 н.; фенолфталеин; колбы с пробками на 100 мл – 3 шт.; мерная колба на 100 мл; бюретка для титрования; колбы для титрования – 3 шт.; пипетки на 5, 10, 20 и 25 мл; штатив с тремя делительными воронками.

В мерную колбу на 100 мл наливают 10 мл концентрированной уксусной кислоты и доливают до метки водой. Получают раствор №1, последовательным разбавлением в два раза из 50 мл 1-го раствора готовят второй раствор (т.е. из колбы наливают 50 мл 1-го раствора и доливают к оставшимся 50 мл в мерную колбу на 100 мл дистиллированной воды). Аналогичным образом из 2-го раствора готовят третий.

В приготовленные три склянки с притертыми пробками наливают по 30 мл раствора уксусной кислоты и по 30 мл бензола. Полученные смеси в течение 45 минут периодически через каждые 5 минут сильно встряхивают, иногда осторожно приоткрывая пробки (для выпуска скопившихся газов), затем сливают растворы в три делительные воронки и оставляют на 30 минут для полного разделения слоев жидкостей. После этого сливают водный слой в соответствующие колбы, а бензольный слой оставляют в делительных воронках. Определяют концентрацию как в водных, так и в бензольных растворах уксусной кислоты титрованием 0,1 н. раствором NaOH в присутствии фенолфталеина. Так как водные растворы более концентрированные, то в колбочки для титрования отбирают пипеткой меньшее количество водных растворов, чем бензольных. Количество водных растворов: №1 – 2 мл, №2 – 5 мл, №3 – 10 мл. Количество бензольных растворов: №1 – 20 мл, №2 – 20 мл, №3 – 25 мл. При титровании бензольного раствора после каждого прибавления щелочи колбочку с титруемым раствором хорошо встряхивают и только после исчезновения розовой окраски в нижнем слое добавляют еще несколько капель щелочи и так титруют до появления устойчивой розовой окраски. Концентрации растворов выражают в моль на литр.

Рассчитывают коэффициент распределения и константу ассоциации кислоты в бензоле.

Лабораторная работа 10. Криоскопия

Цель: определение молярных масс дифениламина или нафталина по понижению температуры замерзания разбавленных растворов этих веществ в бензоле (определение молярных масс мочевины и глюкозы в водных растворах криоскопическим методом).

Принадлежности к работе. прибор для криоскопических измерений; криостат; термометр Бекмана, термометр со шкалой от -10 до +50 °С, лупа, лед (снег), соль (хлорид натрия), бензол, дифениламин (или нафталин), дистиллированная вода, глюкоза, сахароза, мочевина.

Вариант 1. Определение молярных масс дифениламина или нафталина по понижению температуры замерзания разбавленных растворов этих веществ в бензоле.

Для определения понижения температуры замерзания разбавленных растворов используется термометр Бекмана.

Прежде всего, готовят охлаждающую смесь (вода-лед-соль) с температурой на 3-4°С ниже температуры замерзания растворителя. Заполнив охлаждающей смесью стакан 8, закрывают его крышкой со вставленной в нее мешалкой 9, термометром 10 и пробиркой 7. В пробирку 1, предварительно вымытую и высушенную, наливают пипеткой 20 миллилитров бензола. Затем проводят определение приблизительной температуры замерзания растворителя. Для этой цели пробирку 1 с растворителем и со вставленным в нее термометром Бекмана помещают непосредственно в охлаждающую смесь. Помешивая жидкость, наблюдают за показанием термометра. Вследствие переохлаждения температура падает ниже точки замерзания. Когда начнется кристаллизация, то в результате выделения теплоты кристаллизации температура раствора станет повышаться. По термометру Бекмана отсчитывают максимальную температуру, которая и принимается за приблизительную температуру замерзания растворителя.

Приблизительной она является потому, что опыт производится в условиях, не исключающих неравномерности охлаждения. После приблизительного определения температуры пробирку вынимают из охлаждающей смеси и расплавляют выделившиеся кристаллы, нагревая пробирку рукой. Затем вставляют ее в пробирку. Для ускорения процесса охлаждения жидкость в пробирке перемешивают мешалкой. Максимальную температуру, наблюдаемую при кристаллизации растворителя, отмечают по термометру Бекмана, пользуясь лупой, с точностью до $0,002^{\circ}\text{C}$ и записывают как температуру замерзания растворителя.

Температуру замерзания чистого растворителя измеряют несколько раз. После каждого определения пробирку 1 вынимают из прибора и образовавшиеся кристаллы расплавляют, как было указано выше. Из отдельных измерений вычисляют среднее значение температуры замерзания растворителя. Предельная погрешность не должна превышать $0,005^{\circ}\text{C}$.

Затем взвешивают на аналитических весах 0,2-0,3 грамма исследуемого вещества и вносят в растворитель через боковой отросток 2. Приблизительную температуру кристаллизации раствора определяют так же, как и растворителя. После расплавления кристаллов раствор в охлаждающей смеси доводят до температуры на $0,1-0,15^{\circ}\text{C}$ выше приблизительной температуры кристаллизации, затем пробирку с раствором помещают в воздушную рубашку, раствор переохлаждают на $0,2^{\circ}\text{C}$ и после перемешивания производят точный отсчет температуры кристаллизации раствора. Этот отсчет должен быть повторен несколько раз так же, как и в опыте с чистым растворителем. Затем вносят вторую порцию исследуемого вещества и определяют температуру замерзания второго более концентрированного раствора.

При переходе раствора из переохлажденного состояния в равновесное часть растворителя выделяется в кристаллическом состоянии, раствор вследствие этого концентрируется и равновесная температура будет соответственно ниже, чем для первоначального раствора. С целью предотвращения большого переохлаждения (больше, чем на $0,2^{\circ}\text{C}$) в раствор опускают кристаллики растворителя. Целесообразно опускать кристаллик в каждом опыте при одном и том же переохлаждении.

По результатам нескольких измерений температуры кристаллизации в одном растворе находят среднюю молярную массу растворенного вещества. Экспериментально определенную молярную массу сравнить с рассчитанной по формуле вещества и рассчитать % ошибки.

Вариант 2. Определение молярных масс мочевины и глюкозы криоскопическим методом.

В качестве растворителя используется вода. Опыт ведется так же, как и с бензолом.

[1] Использование 5 н соляной кислоты, относящейся к таблице III, списка IV прекурсоров, оборот которых в Российской Федерации ограничен и в отношении которых устанавливаются меры контроля в соответствии с законодательством Российской Федерации и международными договорами Российской Федерации, регламентируются действующим законодательством и нормативными правовыми актами Университета.

[2] Использование толуола, относящегося к таблице III, списка IV прекурсоров, оборот которых в Российской Федерации ограничен и в отношении которых устанавливаются меры контроля в соответствии с законодательством Российской Федерации и международными договорами Российской Федерации, регламентируются действующим законодательством и нормативными правовыми актами Университета.

Задания для самостоятельной работы.

1. Уметь выводить математическое выражение закона действующих масс.
2. Ознакомиться с основными способами выражения констант равновесия и научиться выводить связь между ними.
3. Вывести уравнение изотермы химической реакции.
4. Уметь выводить зависимость равновесия химических реакций от давления и температуры.
5. Решать задачи по теме.

Тема 6. Адсорбционные равновесия (ОПК-1)

Лекция.

Явления адсорбции. Адсорбент. Адсорбат. Виды адсорбции. Мономолекулярная и полимолекулярная адсорбция. Теории Ленгмюра, Поляни и БЭТ. Уравнение Гиббса, Шишковского и Фрейндлиха. ПАВ и поверхностное натяжение растворов. Правило уравнивания полярностей Ребиндера, правила избирательной ионной адсорбции. Адсорбционная хроматография.

Практическое занятие.

1. Варианты решения задачи на расчеты по уравнению изотермы адсорбции Ленгмюра.
2. Варианты решения задачи на расчеты по уравнению изотермы адсорбции Фрейндлиха.
3. Варианты решения задачи на расчеты по уравнению изотермы адсорбции БЭТ.
4. Варианты решения задачи на расчеты по уравнению изотермы Гиббса.
5. Варианты решения задачи на расчеты по уравнению Шишковского.
6. Варианты решения задачи на расчеты по уравнению теплоты адсорбции.

Лабораторные работы.

Лабораторная работа 1. Адсорбция

Цель: исследование адсорбции уксусной кислоты на активированном угле, нахождение констант изотермы Фрейндлиха.

Принадлежности к работе: 12 колб на 100 мл, бюретка для титрования, пипетки на 10 мл, 5 и 20 мл, мерный цилиндр на 100 мл, активированный уголь, фенолфталеин, 2 колбы на 100 мл; растворы: CH_3COOH - 0,4 н, KOH - 0,1 н.

Исследование адсорбции сводится к определению концентрации раствора до и после адсорбции. Исходным раствором служит 0,4 н. раствор уксусной кислоты. Из исходного раствора готовят разбавлением растворы следующих концентраций: 0,4; 0,3; 0,2; 0,1; 0,07; 0,03 н. Для адсорбции берется 50 мл раствора кислоты, в который вводится 1 г активированного угля. Каждого раствора готовят по 100 мл, из которых 50 мл используют для введения угля, а остальные 50 мл для определения концентрации кислоты до адсорбции. Титрование каждого раствора производят 2-3 раза 0,1 н. раствором щелочи с фенолфталеином. Для малых концентраций отбирают большие, для больших - меньшие объемы.

После часовой выдержки растворов с углем их титруют, отбирая те же количества, что и до адсорбции. Рассчитывают концентрации каждого раствора до и после адсорбции C_0 и C_p . Величину адсорбции Γ рассчитывают по формуле. Находят графически методом константы уравнения изотермы Фрейндлиха.

Лабораторная работа 2. Изучение связи между поверхностным натяжением и адсорбцией

Цель: определение поверхностного натяжения растворов методом наибольшего давления пузырьков (работа с прибором Ребиндера), расчет величины адсорбции Γ и определение констант уравнения Ленгмюра.

Принадлежности для работы: прибор Ребиндера, мерный цилиндр, дистиллированная вода, растворы ПАВ.

Поверхностное натяжение определяют относительным методом: находят наибольшее давление образования пузырька в чистой воде (P_0) и затем – в исследуемой жидкости. (P_x) Поверхностное натяжение исследуемой жидкости можно вычислить по формуле: $\sigma_x = \frac{P_0 - P_x}{2r}$, где σ_x - поверхностное натяжение воды, значение которого при данной температуре можно найти в справочнике. При 20°C $\sigma = 72,75 \cdot 10^{-3}$ Дж/м².

Перед началом работы трубку с капилляром и сосуд с боковым отростком промывают хромовой смесью и водой. Вначале определяют наибольшее давление образования пузырьков в чистой воде. Для этого наливают в сосуд воды и вводят капиллярный кончик таким образом, чтобы глубина его погружения в жидкость практически равнялась нулю. Сосуд погружают в термостат, создают разрежение за счет аспиратора и регулируют скорость образования пузырьков при помощи крана. Число пузырьков не должно превышать 5-8 в минуту; при большей скорости равновесные условия не достигаются и результаты оказываются неправильными. Давление измеряют по разности уровней жидкости в манометре, соединенном с капиллярной трубкой. Затем производят измерение наибольшего давления образования пузырьков для ряда растворов изоамилового спирта с концентрациями: 0,1 М; 0,05 М; 0,025 М; 0,0125 М; 0,00625 М, полученными последовательным разбавлением 0,1 М раствора вдвое. По формуле рассчитывают для каждого раствора.

Для расчета величины адсорбции Γ и определения констант уравнения Ленгмюра строят график в координатах $\Gamma - C$. По этому графику определяют величину производной для каждой концентрации как тангенс угла наклона касательной, проведенной к полученной кривой в точке, соответствующей каждой заданной концентрации. Найденные величины подставляют в уравнение Гиббса и рассчитывают величины Γ для всех исследованных концентраций спирта: . Далее строят график в координатах $\Gamma - C$ и график в координатах $C/\Gamma - C$, по которому графически определяют величины Γ_{∞} и «b» (см. рис. 4). Записывают уравнение Ленгмюра с найденными коэффициентами: . При расчетах следует помнить, что $R=8,31$ Дж/моль К. Температура берется по шкале Кельвина. Концентрация растворов выражается в моль/м³. Примечание: Вместо растворов изоамилового спирта могут быть даны растворы бутанола (0,5 М), изо-бутанола (0,6 М), изо-пропанола (1,5 М), этанола (2 М) (по усмотрению преподавателя).

Задания для самостоятельной работы.

1. Научиться решать расчетные задачи по данной теме.
2. При подготовке к тестированию, коллоквиуму, контрольной работе обратить внимание теорию мономолекулярной адсорбции Ленгмюра и полимолекулярной адсорбции Поляни и БЭТ.
3. Проанализировать уравнения Гиббса и Фрейндлиха
4. Вывести уравнение Ленгмюра на основе уравнений Гиббса и Шишковского.
5. Научиться проводить расчеты величины адсорбции с использованием уравнения Гиббса и Фрейндлиха.
6. Ознакомиться с правилом уравнивания полярностей Ребиндера и его применением для подбора адсорбентов для очистки водных и неводных сред от загрязнений.
7. Рассмотреть достоинства метода адсорбционной хроматографии и найти области ее применения.

Тема 7. Элементы статистической термодинамики (ОПК-1)

Лекция.

Функции распределения Максвелла и Максвелла - Больцмана. Молекулярная сумма по состояниям и сумма по состояниям макроскопической системы. Поступательная сумма по состояниям. Статистические выражения для основных термодинамических функций: составляющие энтропии, внутренней энергии и теплоемкости, обусловленные поступательным, вращательным, колебательным движением. Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.

Практическое занятие.

не предусмотрено

Лабораторные работы.

не предусмотрено

Задания для самостоятельной работы.

1. Изучить функции распределения Максвелла и Максвелла - Больцмана.
2. Изучить молекулярную сумму по состояниям и сумму по состояниям макроскопической системы.
3. Получить статистические выражения для основных термодинамических функций.
4. Научиться рассчитывать константы равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.

Тема 8. Химическая кинетика (ОПК-1)

Лекция.

Основные понятия химической кинетики. Молекулярность и порядок реакций. Определение порядка реакций и констант скоростей. Необратимые реакции 1-го, 2-го и n-го порядков и виды кинетического уравнения. Сложные реакции: обратимые, последовательные, параллельные, цепные, сопряжённые. Зависимость константы скорости от температуры. Элементарные акты химических реакций и физический смысл энергии активации. Метод переходного состояния (активизированного комплекса). Трансмиссионный коэффициент. Теория соударений в химической кинетике. Схема Линдемана. Фотохимические и цепные реакции. Кинетика гетерогенных реакций.

Практическое занятие.

1. Варианты решения задачи на расчеты по основному постулату химической кинетики.
2. Варианты решения задачи по определению порядка реакции.
3. Варианты решения задачи на расчеты по кинетическим уравнениям необратимой реакции I порядка.
4. Варианты решения задачи на расчеты по кинетическим уравнениям необратимой реакции II порядка.
5. Варианты решения задачи на расчеты по уравнению Вант-Гоффа (влияние температуры на скорость химической реакции).
6. Варианты решения задачи на расчеты по уравнению Аррениуса (влияние температуры на скорость химической реакции).

Лабораторные работы.

Лабораторная работа. Определение констант скоростей химических реакций.

Цель: определение скорости реакции методом отбора проб, выяснение влияния температуры на скорость реакции (определение энергии активации и температурного коэффициента Вант-Гоффа) на примере реакции иодирования ацетона.

Принадлежности к работе: растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – 0,01 н, CH_3COCH_3 – ацетон 1 н, I_2 в 4% KJ – 0,1 н, NaHCO_3 – 0,1 н, HCl – 1 н, крахмал, плитка, водяная баня, термометр, установка для титрования, колбы для титрования, пипетка Мора.

Ход реакции контролируется по анализу проб, периодически отбираемых в реакционной смеси. После установки термостата на заданную температуру в мерную колбу емкостью 250 мл наливают 25 мл 0,1 н раствора йода в 4% растворе KJ , добавляют 25 мл 1 н HCl (содержание кислоты может быть увеличено или уменьшено по указанию преподавателя) и доливают водой несколько ниже метки (примерно на 30-35 мл ниже), затем колбу с рабочим раствором и другую колбу с дистиллированной водой погружают в термостат. Спустя 15-25 минут в колбу с реакционной смесью добавляют примерно 1,5 г ацетона или 25 мл 1 н раствора ацетона. Момент вливания ацетона отмечают по часам. После вливания ацетона содержимое колбы быстро доводят до метки добавлением дистиллированной воды, предварительно выдержанной в термостате, быстро, но тщательно, взбалтывают и тотчас отбирают сухой пипеткой 20 мл пробы, отмечая этот момент по часам.

За начало реакции ($\tau = 0$) принимают время вливания ацетона в реакционную смесь. Колбу с реакционной смесью закрывают пробкой во избежание улетучивания ацетона. Отобранную пробу вливают в колбу для титрования, уже содержащую 25 мл 0,1 н раствора NaHCO_3 , и содержание йода определяют титрованием 0,01 н. раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в присутствии крахмала.

За ходом реакции наблюдают путем отбора и анализа проб реакционной смеси через определенные промежутки времени. Во время отбора проб колбу из термостата не вынимать!

В течение опыта рекомендуется взять не менее 7-8 проб. Вторую пробу отбирают через 10 минут после 1-й и по результатам их титрования определяют время, через которое надлежит брать следующие пробы.

Расход гипосульфита на каждую следующую пробу должен изменяться на 1-3 мл.

По ходу реакции время между последовательными титрованиями постепенно следует увеличивать (например, первые три титрования проводить через 10 минут, затем титрование - через 15 минут и, наконец, через 20 минут). Чем выше температура, при которой производятся исследования, и чем больше содержание кислоты в реакционной смеси, тем чаще надлежит отбирать пробы. Величина C_x определяется по уравнению:

$C_x = \frac{N \cdot n_t}{n_0}$ где n_t - число мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ при титровании данной пробы, N - нормальность раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и n_0 - число мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, которое должно было бы пойти на титрование в момент начала реакции. Значение n_0 практически определить не удастся, так как от момента вливания ацетона до момента взятия 1-й пробы проходит значительное время. Поэтому n_0 определяют экстраполяцией по графику следующим образом: на миллиметровке строят график в координатах $n - \tau$ и экстраполяцией полученной линии до $\tau = 0$ находят n_0 . Используя расчетное уравнение и значения C , C , C_x , τ , вычисляют константу скорости k и записывают ее значения в таблицу. После этого определяют среднюю величину k и вычисляют температурный коэффициент и энергию активации (значение при другой температуре может быть сообщено преподавателем) по уравнениям:

Задания для самостоятельной работы.

1. Изучить понятия «молекулярность» и «порядок реакции».
2. Рассмотреть способы определения порядка реакций и констант скоростей.
3. Научиться решать расчетные задачи по теме.
4. Научиться выводить зависимость константы скорости от температуры.
5. Рассмотреть элементарные акты химических реакций и физический смысл энергии активации и предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса.
6. Рассмотреть метод переходного состояния (активированного комплекса) и теорию соударений в химической кинетике. Рассмотреть схему Линдемана для бимолекулярного механизма мономолекулярных реакций.
7. Рассмотреть основные признаки фотохимических процессов и основные законы фотохимии.

Тема 9. Катализ (ОПК-1)

Лекция.

Определение катализа. Гомогенный, гетерогенный катализ. Характерные черты гетерогенных каталитических процессов. Теории в гетерогенном катализе: Баландина, Тейлора, Кобзева, Писаржевского. Ферментативный катализ. Металлы как катализаторы. Особенности кинетики каталитических реакций.

Практическое занятие.

не предусмотрено

Лабораторные работы.

Лабораторная работа. Каталитическое окисление иодида калия

Цель: определение каталитического действия ионов железа и меди на реакцию взаимодействия иодида калия с персульфатом аммония.

Принадлежности для работы: Термостат, 8 колб на 100 мл, 4 пипетки на 10 мл, бюретка для титрования, 4 цилиндра на 25 мл, свежеприготовленный раствор крахмала. Растворы: 0,12 н KI , 0,025 н. H_2SO_4 , 0,1 н. $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$; 0,06 г/л $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; 0,09 г/л $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; 0,01 н $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1,69 г/л $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

4 колбы заполняются растворами согласно таблице

Персульфат аммония вливаем в последнюю очередь и засекаем это время по часам, как время начала реакции $2\text{KI} + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + 2\text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$. На эту реакцию каталитическое действие оказывают ионы меди и железа. Все растворы до и после смешения должны находиться в термостате при 25°C .

О скорости реакции можно судить по количеству йода, выделяющегося через определенные промежутки времени после начала реакции. О количестве выделившегося йода можно судить по количеству тиосульфата натрия, пошедшего на его титрование в присутствии крахмала, который с йодом дает синее окрашивание. Титруют пробы реакционной смеси в присутствии крахмала 0,01 н раствором тиосульфата натрия до исчезновения синей окраски. Уравнение протекающей при этом реакции имеет вид: $I_2 + 2Na_2S_2O_3 = 2NaI + Na_2S_4O_6$

Пробы реакционной смеси отбирают пипеткой на 10 мл через 5, 10, 20, 40, 60 минут от начала реакции и вливают в колбы для титрования, в которые предварительно наливают 20-25 мл охлажденной до $\approx 10^\circ C$ дистиллированной воды (это необходимо для замедления реакции).

Полученные результаты нанести на график в координатах $V(Na_2S_2O_3) - \tau$, мин. Сделать выводы о действии катализаторов

Задания для самостоятельной работы.

1. Рассмотреть особенности катализа ферментами; установить основные преимущества и недостатки ферментативного катализа, указать основные области применения на практике.
2. Рассмотреть особенности микрогетерогенного катализа; установить основные преимущества и недостатки микрогетерогенного катализа, указать основные области применения на практике.

Тема 10. Ионика (ОПК-1)

Лекция.

Основные положения теории Аррениуса, ее недостатки и дальнейшее развитие. Электростатическая теория сильных электролитов. Ион - дипольное и ион - ионное взаимодействия. Активность и коэффициент активности. Ионные атмосферы. Удельная и эквивалентная электропроводности электролитов. Подвижность ионов и закон Кольрауша. Числа переноса ионов. Кондуктометрия.

Практическое занятие.

1. Варианты решения задачи на расчеты по уравнениям свойств разбавленных растворов электролитов.
2. Варианты решения задачи на расчеты активности ионов и электролитов, коэффициента активности, ионной силы раствора, приближений Дебая-Гюккеля.
3. Варианты решения задачи на расчеты удельной электропроводности раствора электролита.
4. Варианты решения задачи на расчеты эквивалентной электропроводности раствора электролита..
5. Варианты решения задачи на расчеты по закону разведения Оствальда..
6. Варианты решения задачи на определение подвижностей ионов.
7. Варианты решения задачи на определение чисел переноса ионов.

Лабораторные работы.

Лабораторная работа 1. Криоскопия

Цель: определение степени электролитической диссоциации электролита по понижению температуры замерзания раствора.

Принадлежности к работе. прибор для криоскопических измерений; криостат; термометр Бекмана, термометр со шкалой от -10 до $+50^\circ C$, лупа, лед (снег), соль (хлорид натрия), 5%-ый раствор KCl (хлорида натрия, хлорида магния, нитрата калия).

Вариант 3. Определение степени электролитической диссоциации.

Для определения понижения температуры замерзания разбавленных растворов используется термометр Бекмана. Готовят охлаждающую смесь (вода-лед-соль) с температурой на $3-4^{\circ}\text{C}$ ниже температуры замерзания растворителя. Заполнив охлаждающей смесью стакан 8, закрывают его крышкой со вставленной в нее мешалкой 9, термометром 10 и пробиркой 7. В пробирку 1, предварительно вымытую и высушенную, наливают пипеткой 20 миллилитров воды. Затем проводят определение приблизительной температуры замерзания растворителя. Для этой цели пробирку 1 с растворителем и со вставленным в нее термометром Бекмана помещают непосредственно в охлаждающую смесь. Помешивая жидкость, наблюдают за показанием термометра. Вследствие переохлаждения температура падает ниже точки замерзания. Когда начнется кристаллизация, то в результате выделения теплоты кристаллизации температура раствора станет повышаться. По термометру Бекмана отсчитывают максимальную температуру, которая и принимается за приблизительную температуру замерзания растворителя.

Приблизительной она является потому, что опыт производится в условиях, не исключающих неравномерности охлаждения. После приблизительного определения температуры пробирку вынимают из охлаждающей смеси и расплавляют выделившиеся кристаллы, нагревая пробирку рукой. Затем вставляют ее в пробирку. Для ускорения процесса охлаждения жидкость в пробирке перемешивают мешалкой. Максимальную температуру, наблюдаемую при кристаллизации растворителя, отмечают по термометру Бекмана, пользуясь лупой, с точностью до $0,002^{\circ}\text{C}$ и записывают как температуру замерзания растворителя.

Температуру замерзания чистого растворителя измеряют несколько раз. После каждого определения пробирку 1 вынимают из прибора и образовавшиеся кристаллы расплавляют, как было указано выше. Из отдельных измерений вычисляют среднее значение температуры замерзания растворителя. Предельная погрешность не должна превышать $0,005^{\circ}\text{C}$. Определяется температура замерзания чистого растворителя (дистиллированной воды), а затем раствора электролита заданной концентрации (по указанию преподавателя) описанным выше способом.

При переходе раствора из переохлажденного состояния в равновесное часть растворителя выделяется в кристаллическом состоянии, раствор вследствие этого концентрируется и равновесная температура будет соответственно ниже, чем для первоначального раствора. С целью предотвращения большого переохлаждения (больше, чем на $0,2^{\circ}\text{C}$) в раствор опускают кристаллики растворителя. Целесообразно опускать кристаллик в каждом опыте при одном и том же переохлаждении.

По результатам нескольких измерений температуры кристаллизации в одном растворе находят среднюю молярную массу растворенного вещества. Расчет величины изотонического коэффициента проводят по формуле $\alpha = \frac{m_1}{m_2} \cdot \frac{M}{M(\text{KCl})}$ а величины степени диссоциации электролита по формуле: $\alpha = \frac{m_1}{m_2} \cdot \frac{M}{M(\text{KCl})}$. Например, если был взят 5%-ый раствор KCl, то $m_1 = 95$ г, $m_2 = 5$ г, $M = M(\text{KCl}) = 74,5$ г/моль. Рассчитанную величину степени диссоциации электролита сравнивают с табличными данными (см. Справочник химика).

Лабораторная работа 2. Электропроводность электролитов

Цель: определение постоянной сосуда (const) измерением сопротивления раствора, удельная электропроводность которого известна; определение, электропроводности растворов слабого и сильного электролитов различной концентрации, установление качественных и количественных закономерностей.

Принадлежности для работы: сосуд для измерения электропроводности, прибор для измерения электропроводности, 0,04 н. растворы CH_3COOH , NaCl , KCl ; стандартный раствор 0,02 н. KCl для определения постоянной сосуда.

Опыт 1. Определение постоянной сосуда. Для определения постоянной сосуда применяют 0,02 н. раствор KCl , электропроводность которого при различных температурах имеет значения (Справочник). Сосуд промывают водой, а затем дважды споласкивают 0,02 н. раствором KCl , после чего наливают в него 40 мл 0,02 н. KCl , термостатируют его и измеряют сопротивление раствора. Постоянную сосуда рассчитывают по формуле:

Опыт 2. Определение электропроводности растворов CH_3COOH и расчет константы диссоциации.

В сосуд для измерения электропроводности наливают 40 мл 0,04 н. раствора CH_3COOH (предварительно дважды сполоснув его этим раствором). Определяют сопротивление раствора. Затем последовательными разбавлениями в 2 раза готовят 0,02н., 0,01н., 0,005н. растворы, и определяют их удельную электропроводность. Проводят расчёты эквивалентной электропроводности, строят на миллиметровой бумаге графики $\kappa = f(c)$, $\lambda = f(c)$, $\alpha = f(c)$. λ_∞ для CH_3COOH взять из справочника. Примечание. По указанию преподавателя вместо 0,04 н. раствора CH_3COOH для выполнения работы можно взять 0,04 н. растворы NaCl , KCl . В этом случае λ_∞ необходимо найти по графику $\lambda = f(\sqrt{c})$. Отношение λ/λ_∞ в этом случае представляет собой $f\lambda$. Сделайте выводы о значении $K_{\text{дис.}}$.

Лабораторная работа 3. Кондуктометрическое титрование

Цель: определение концентрации сильной, слабой и смеси сильной и слабой кислот кондуктометрическим методом, работа с кондуктометром.

Принадлежности к работе: прибор для определения электропроводности, сосуд для измерения электропроводности, бюретка на 25 мл, пипетка на 10-20 мл, 0,1 н. раствор HCl , HNO_3 , CH_3COOH , 1-2 н. раствор NaOH .

В сосуд для измерения электропроводности пипеткой наливают определенный объем (20 мл); исследуемого раствора кислоты (0,1 н). Электроды в сосуде должны полностью находиться в растворе, в противном случае добавляют дистиллированную воду для подъема уровня раствора. В бюретку наливают раствор щелочи в 10-20 раз более концентрированный (1 н - 2 н). Сосуд подключают к прибору для измерения сопротивления. Проводят измерение до начала титрования, а затем после приливания каждой порции (0,5 мл) раствора щелочи. После достижения эквивалентной точки делают еще 3-4 определения, прибавляя избыток раствора щелочи.

Опыт 1. Титрование сильной кислоты сильной щелочью.

Опыт 2. Титрование слабой кислоты сильной щелочью.

Опыт 3. Титрование смеси сильной и слабой кислот щелочью.

Опыт 4. Определение концентрации кислоты в контрольном растворе.

Вычерчивают графики зависимости электропроводности раствора от количества прилитой щелочи для всех 4-х опытов, рассчитывают концентрацию кислоты в контрольном растворе.

Лабораторная работа 4. Числа переноса ионов

Цель: экспериментальное определение чисел переноса раствора серной кислоты методом Гитторфа с использованием медного кулонометра и титрования растворов в анодном и катодном пространствах щелочью.

Принадлежность для работы: 2 стакана емкостью 100 мл, электролитический ключ, универсальный источник питания (выпрямитель), миллиамперметр, кулонометр, реостат, бюретка на 25 мл и 3 конические колбочки на 100 мл, растворы 0,02 н. и титрованный 0,1 н. раствор NaOH , ацетон (2 мл) для обезжиривания.[1]

Перед началом опыта катод медного кулонометра электролитически покрывают медью, промывают, сушат и взвешивают. Для определения чисел переноса используется ~ 0,02 н. раствор . Перед опытом устанавливается точное значение концентрации . Для этого титруют 10 мл раствора, отмеренного пипеткой, раствором 0,1 н. NaOH с фенолфталеином (или метилоранжем). Из трех титрований берут среднее значение. Затем взвешивают стакан, в который впоследствии будет помещен катод. После этого оба стакана заполняются раствором и в них опускают предварительно зачищенные наждаке свинцовые электроды. Электролитический ключ заполняется раствором с помощью резиновой груши.

Когда вся установка собрана по схеме рисунка, необходимо обратиться к преподавателю для проверки правильности подключения. Включение тока производится при полностью введенном реостате. Реостат выводят постепенно и устанавливают силу тока около 50 мА, которую поддерживают постоянной в течение всего опыта. Выбор указанной силы тока определяется тем, что ток такой силы, проходя через электролитический ключ, заметно нагревает его содержимое. Теплая и поэтому более легкая жидкость в ключе препятствует конвекционному перемешиванию раствора в обоих стаканах. При снижении силы тока нагревание будет меньше.

Электролиз ведут в течение одного часа. Выключив ток, открывают кран в электрическом ключе и дают стечь содержимому в оба стакана. Вынимая ключ и катод, также дают стечь содержимому в оба стакана. Катодный стакан вновь взвешивается с кислотой с точностью до 0,01 г. Определяют вес катодной жидкости. Для 0,02 н раствора он численно равен ее объему. Для определения концентрации кислоты после опыта снова проводят титрование. Катод медного кулонометра промывают, сушат и взвешивают. По привесу медного катода рассчитывается общее количество электричества, прошедшее в цепи за время электролиза (см. работу «Кулонометрия»). Расчет числа переноса иона водорода проводится по формуле: $n = \frac{V}{V_1 + V_2}$, где V - объем раствора в катодном стакане, численно равный массе раствора, и V_1, V_2 - объемы раствора щелочи в мл, пошедшие на титрование 1 мл раствора кислоты до и после опыта, N - титр раствора NaOH в г/мл, Q - общее количество электричества, прошедшее в цепи (по кулонометру), F - число Фарадея. 96485 Кл/моль, а m , согласно закону Фарадея рассчитывается по формуле $m = \frac{Q}{F} \cdot \frac{M}{n}$, где m - привес медного катода в кулонометре. После объединения уравнений, получаем: $n = \frac{m \cdot F}{Q \cdot \frac{M}{n}}$. Число переноса для сульфат-иона рассчитывается по уравнению

[1] Использование ацетона, относящегося к таблице III, списка IV прекурсоров, оборот которых в Российской Федерации ограничен и в отношении которых устанавливаются меры контроля в соответствии с законодательством Российской Федерации и международными договорами Российской Федерации, регламентируются действующим законодательством и нормативными правовыми актами Университета.

Задания для самостоятельной работы.

1. Рассмотреть основные положения теории Аррениуса, ее недостатки и дальнейшее развитие.
2. Рассмотреть электростатическую теорию сильных электролитов.
3. Рассмотреть понятия «активность» и «коэффициент активности» электролитов.
4. Изучить удельную и эквивалентную электропроводность электролитов, законы Кольрауша, Гоша, разведения Оствальда, связь подвижности ионов со скоростью их движения.
5. Рассмотреть числа переноса ионов и методы их определения.
6. Решать расчётные задачи по теме.

Тема 11. Термодинамика электродных процессов (ОПК-1)

Лекция.

Электродвижущие силы и электродные потенциалы. Возникновение скачков потенциала на границе раздела фаз. Классификация электродов и электрохимических цепей. Определение физико-химических величин методом ЭДС. Двойной электрический слой. Химические источники тока

Практическое занятие.

1. Варианты решения задачи на расчеты потенциалов электродов I и II-го родов.
2. Варианты решения задачи на расчеты ЭДС электрохимического элемента химического типа.
3. Варианты решения задачи на расчеты ЭДС электрохимического элемента концентрационного типа.
4. Варианты решения задачи на расчеты pH растворов с помощью ЭДС.
5. Варианты решения задачи на расчеты диффузионного потенциала.

Лабораторные работы.

Лабораторная работа 1. Электродвижущие силы и электродные потенциалы.

Цель: приготовление электродов и измерение их потенциалов; составление электрохимических цепей и измерение их ЭДС.

Принадлежности к работе: металлические электроды, солевой мостик, заполненный застудневшим агар-агаром с KCl, наждачная бумага, растворы солей (Co, Zn, Pb, Al, Fe, Cd), насыщенный хлорсеребряный электрод, катодный вольтметр, провода, стаканы, мерные цилиндры, вата, ацетон³ (2 мл) для обезжиривания.

Опыт 1. Измерение потенциалов отдельных электродов. Для измерения потенциала отдельного электрода необходимо составить электрохимический элемент, в котором одним из электродов будет исследуемый электрод, а другим – хлорсеребряный электрод сравнения. Для измерения ЭДС используется катодный вольтметр. Это прибор с большим входным сопротивлением, вследствие чего через элемент при измерении протекает очень маленький ток и это позволяет элементу находиться в условиях обратимости.

Приготовить электроды по указанию преподавателя (Co, Zn, Pb, Al, Fe, Cd). Для этого металлическую пластинку тщательно зачищают наждачной бумагой, обезжиривают ацетоном и погружают в раствор соответствующей соли 1 н концентрации. Хлорсеребряный электрод погружают в насыщенный раствор хлорида калия. В стаканы с растворами погружают П – образный солевой мостик для осуществления контакта между растворами. Электрод с помощью проводников присоединяют к катодному вольтметру. Аналогичное измерение проводят в 0,5н, 0,1 н, 0,01 н растворах данной соли.

Опыт 2. Измерение ЭДС гальванического элемента. По указанию преподавателя приготовить гальванический элемент из нескольких пар металлов.

Провести измерение ЭДС элементов при различной концентрации растворов (0,1 н; 0,01 н; 1 н). Полученные данные сопоставить с рассчитанными величинами уравнения: $a = f \cdot c$, где a и c – соответственно активности начальных и конечных веществ (ионных), участвующих в суммарной химической реакции протекающей в элементе ($a = f \cdot c$).

Лабораторная работа 2. Определение pH методом ЭДС

Цель: определение pH ряда буферных растворов с помощью хингидронного электрода и построение буферной диаграммы.

Принадлежности для работы: хлорсеребряный электрод, Pt - электрод, провода, хингидрон, мостик с агар-агаром, катодный вольтметр, растворы: 0,2 м $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \times 2 \text{H}_2\text{O}$; 0,1 М лимонная кислота.

Опыт 1. Определение pH с применением хингидронного электрода. Составить хингидронно-хлорсеребряный элемент, для измерения ЭДС которого подключить его к катодному вольтметру ВК 7-9, определить ЭДС элемента, рассчитать pH раствора.

Опыт 2. Построение буферной диаграммы. Для построения буферной диаграммы взять по указанию преподавателя несколько растворов, содержащих определенные соотношения растворов лимонной кислоты и Na_2HPO_4 . Для каждого раствора приготовить хингидронный электрод, сочетать его с хлорсеребряным электродом, измерить ЭДС полученного элемента и рассчитать pH взятого раствора по формуле (8). Построить график в координатах «количество мл раствора Na_2HPO_4 - pH». На графике произвольно взять какое-либо значение pH и найти соответствующее ему соотношение Na_2HPO_4 и лимонной кислоты. Взять это соотношение растворов и описанным выше способом определить pH.

Лабораторная работа 3. Потенциометрическое титрование.

Цель: титрование растворов кислот щелочью с хингидронным электродом. Окислительно-восстановительное титрование (титрование раствора FeSO_4 раствором перманганата калия с платиновым электродом).

Принадлежности для работы: катодный вольтметр, стакан на 100-200 мл, бюретка на 25 мл, пипетка на 20 мл, хлорсеребряный электрод, хингидрон, платиновый электрод, агар-агаровый солевой мостик. Растворы: 1 н HCl (H_2SO_4), 1 н NaOH; 0,1 н KMnO_4 ; 0,05 М FeSO_4 . Контрольный раствор.

Вариант 1. Титрование растворов кислот щелочью с хингидронным электродом. В стакан I наливают с помощью пипетки 20 мл раствора HCl (или H_2SO_4) неизвестной концентрации, затем всыпают щепотку хингидрона и опускают Pt электрод. Хлорсеребряный электрод помещают в стакан 2 с насыщенным раствором KCl . Оба стакана соединяют агар-агаровым солевым мостиком 3. Полученный хингидронно-хлорсеребряный элемент присоединяют к катодному вольтметру для измерения ЭДС. Хингидронный электрод является катодом в собранном элементе. Бюретку 4, наполненную раствором щелочи известной концентрации, устанавливают над стаканом с титруемым раствором кислоты. Измеряют начальное значение ЭДС элемента. Затем из бюретки добавляют к раствору кислоты 2 мл раствора щелочи, хорошо перемешивают титруемый раствор и снова измеряют ЭДС. Приливают по 2 мл раствора щелочи до тех пор, пока ЭДС станет резко изменяться. После этого приливают по 0,1 мл раствора щелочи до тех пор, пока ЭДС снова станет мало изменяться. По полученным данным строят график, откладывая на оси абсцисс число мл раствора щелочи, а на оси ординат - величину ЭДС. По графику находят эквивалентную точку и вычисляют концентрацию кислоты.

Вариант 2. Окислительно-восстановительное титрование (титрование раствора FeSO_4 раствором перманганата калия с платиновым электродом). Аналогично (см. вариант 1) проводят окислительно-восстановительное титрование только в стакан 1 наливают раствор FeSO_4 , а в бюретку - титрованный раствор KMnO_4 . В исследуемый раствор погружают Pt - электрод (хингидрон здесь не нужен). При построении графика на оси абсцисс откладывают число мл раствора перманганата, а на оси ординат – ЭДС.

Задания для самостоятельной работы.

1. Рассмотреть возникновение скачков потенциала на границе раздела фаз и классификацию электродов и электрохимических цепей.
2. Рассмотреть основные формулы для расчета величин потенциалов электродов по формуле Нернста для различных типов электродов,
3. Вывести формулы для расчёта ЭДС электрохимических элементов химического и концентрационного типов.
4. Решать расчётные задачи по теме.

Тема 12. Кинетика электродных процессов (ОПК-1)

Лекция.

Плотность тока как мера скорости электродного процесса. Поляризация электродов. Ток обмена. Электрохимическая и концентрационная поляризация. Электрокапиллярные явления. Перенапряжение водорода, теории. Перенапряжение кислорода. Пассивность металлов, теории.

Практическое занятие.

1. Варианты решения задачи на электролиз растворов и расплавов электролитов.
2. Варианты решения задачи на расчеты выхода по току и выхода по энергии электролизной установки.
3. Варианты решения задачи на расчеты ЭДС и полезной работы химических источников тока.

Лабораторные работы.

Лабораторная работа 1. Напряжение разложения

Цель: экспериментальное определение величины напряжения разложения ряда кислот и оснований с использованием электролитической ячейки с платиновыми электродами.

Принадлежности к работе: выпрямитель переменного тока или универсальный источник питания, вольтметр на 3 В, миллиамперметр на 150 мА, реостат, электролитическая ячейка с платиновыми электродами, соединительные провода, растворы электролитов: 0,5 н раствор серной кислоты, 1 н раствор соляной кислоты, 1 н раствор фосфорной кислоты, 1 н раствор азотной кислоты, 1 н щелочи (NaOH , KOH , NH_4OH).

Для определения напряжения разложения собирают установку. Раствор электролита (по указанию преподавателя) наливают в электролитическую ячейку так, чтобы электроды были полностью погружены в раствор. Предварительно ячейка должна быть промыта дистиллированной водой и дважды исследуемым раствором. Замыкают цепь, с помощью реостата R задают напряжение 0,1 вольт, через 1 минуту записывают показания миллиамперметра. Затем с помощью движка реостата увеличивают напряжение до 0,2 вольт и вновь через 1 минуту записывают показания миллиамперметра. Таким образом продолжают повышать напряжение каждый раз на 0,1 вольт до тех пор, пока сила тока начнет резко возрастать с увеличением напряжения. По окончании опыта размыкают цепь ключом $З$, а движок реостата возвращают в исходное состояние. По полученным данным строят график, откладывая на оси абсцисс напряжение, а на оси ординат силу тока. По графику определяют напряжение разложения.

Лабораторная работа 2. Кулонометрия

Цель: экспериментальное определение количества электричества, прошедшего через электролит с помощью медного кулонометра, выяснение эффективности работы кулонометра

Принадлежности для работы: универсальный источник питания (УИП), медный кулонометр, реостат, секундомер, миллиметровая линейка, аналитические весы, жидкость для кулонометра, провода, ключ, ацетон³ (2 мл) для обезжиривания.

Перед началом опыта медные электроды зачищают наждачной бумагой, промывают дистиллированной водой, ацетоном и выдерживают на воздухе 5-10 минут. Предварительно с помощью линейки определяют площадь поверхности катода и рассчитывают силу тока в цепи, чтобы плотность тока на катоде составляла не менее 2 мА/см². Затем медный катод взвешивают на аналитических весах. После этого медные электроды закрепляют в крышке и погружают в стакан с электролитом. Ячейку включают в цепь (рис.2), включают ток и одновременно пускают в ход секундомер. Электролиз ведут в течение 30 минут, поддерживая в течение всего этого времени силу тока неизменной при помощи реостата. Через 30 минут одновременно выключают ток и секундомер. Катод вынимают из электролита, промывают дистиллированной водой, сушат и взвешивают. Разность масс дает массу осажденной на катоде меди. Общее количество электричества, протекшего через данную цепь в течение опыта, рассчитывают по закону Фарадея.

Лабораторная работа 3. Анодная и катодная поляризационные кривые на металле

Цель: получение поляризационных кривых на различных металлических электродах; изучение влияния природы электрода и состава раствора на поляризацию; использование электролитической ячейки, платинового, медного, цинкового и других электродов.

Принадлежности к работе: потенциостат, ячейка, хлорсеребряный электрод, платиновый электрод, исследуемый электрод и раствор по указанию преподавателя, ацетон³ (2 мл) для обезжиривания электрода.

Поляризационные кривые на металле могут быть получены двумя основными методами: гальваностатическим и потенциостатическим. В первом случае задается ток определенной величины и измеряется соответствующий ему потенциал электрода. Во втором случае задается определенное значение потенциала, последовательно изменяемое, и фиксируется соответствующий каждому потенциалу ток. Для снятия потенциостатических поляризационных кривых применяют специальные приборы – потенциостаты. Поляризационные кривые можно также получить потенциодинамическим методом. Для этого на электрод накладывается развертка потенциала с определенной скоростью. В современном потенциостате IPC-PRO осуществляется запись поляризационной кривой, которая сохраняется в определенном файле.

Рабочий электрод армирован в пластмассу и обнажена лишь одна его грань, которая перед опытом зачищается наждачной бумагой разной зернистости до зеркального блеска, обезжиривается ацетоном, и электрод погружается в раствор. Для измерения его потенциала используется хлорсеребряный электрод сравнения. Потенциал рабочего электрода пересчитывают относительно стандартного водородного электрода. Вспомогательным электродом при поляризации является платиновый электрод.

Вначале измеряется потенциал электрода в отсутствие внешнего напряжения. Затем для снятия катодной кривой задаются значения потенциала, все более и более отрицательные, по сравнению с начальным значением, с шагом 0,02 В до смещения потенциала от начального значения на 0,2 В. Выдержка каждого заданного значения потенциала 10 сек., после чего фиксируется соответствующий ток по показаниям микроамперметра.

После этого снимают анодную поляризационную кривую, предварительно сбросив катодную поляризацию и выдержав электрод в растворе до установления первоначального значения потенциала. В этом случае задают последовательный ряд значений все более положительных потенциалов, по сравнению с равновесным значением, с тем же шагом 0,02 В до смещения потенциала от начального значения на 1 В.

Можно снять потенциодинамическую кривую со скоростью наложения потенциала 1 мВ/с из катодной области (от потенциала на 200 мВ отрицательнее стационарного) в анодную (до потенциала на 1 В положительнее стационарного)

Работа проводится с металлами, взятыми по указанию преподавателя (Cu, Fe, Ni, Cr, Ti, Zr и т.д.) в водных растворах H₂SO₄ или HCl или в неводных средах. Студент должен быть детально проинструктирован для работы с потенциостатом.

Ток пересчитывают на плотность тока в А/см². Для этого измеряют площадь рабочей поверхности электрода (,). Полученные данные изображают графически в координатах или . Анализируют полученные поляризационные кривые, находя следующие характеристики металла: потенциал пассивации; ток пассивации; силу тока в пассивной области поляризационной кривой; потенциал начала выделения кислорода в анодной области; величину катодной поляризации.

Задания для самостоятельной работы.

1. Изучить электрохимическую и концентрационную поляризацию.
2. Изучить перенапряжение водорода и кислорода.
3. Изучить пассивность металлов и основные теории пассивности.
4. Решать расчётные задачи по теме.

Тема 13. Теория электрохимической коррозии металлов (ОПК-1)

Лекция.

Гомогенно-электрохимический и гетерогенно-химический механизмы коррозии. Стадии электрохимической коррозии. Контролирующий фактор коррозии. Методы защиты от коррозии.

Практическое занятие.

не предусмотрено

Лабораторные работы.

Лабораторное занятие. Коррозия и защита металлов

Цель: определение скорости кислотной коррозии цинка с помощью водородного коррозиметра; определение защитного действия и ингибиторный эффект уротропина и его смеси с иодидом калия при коррозии стали в растворе серной кислоты; определение защитного эффекта протектора.

Вариант 1. Определение скорости кислотной коррозии цинка с помощью водородного коррозиметра.

Принадлежности к работе: водородный коррозиметр, цинк различной чистоты, растворы HCl (1н; 0,1н; 0,05н; 0,01н; 0,001н), резиновая груша, ацетон3 (2 мл) для обезжиривания.

Образцы для коррозионных испытаний нарезают в виде пластинок размером $2 \times 25 \times 40$ мм из цинка марок ЦО и Х4. Перед опытом поверхность образцов подвергается механической зачистке наждачной бумагой до зеркального блеска и обезжириванию ацетоном. Измеряется площадь поверхности. Скорость коррозии определяется по объему выделившегося водорода с помощью специального прибора, называемого коррозиметром. Он состоит из бюретки, снабженной в нижней части расширением, внутри которого на крючке подвешивается образец. Бюретка помещается в химический стакан с раствором кислоты и с помощью резиновой груши заполняется этим раствором. После того, как вся установка собрана, отмечают время по секундомеру и соответствующее этому начальному моменту положения мениска жидкости в верхней части бюретки. В последующем отсчеты объемов производятся через определенные промежутки времени в течение 1-2 часов.

Полученные данные наносят на график «Объем выделенного водорода – время». Если процесс протекает с постоянной скоростью, объем выделенного водорода будет пропорционален времени. Наклон этой прямой дает непосредственное значение скорости коррозии цинка в кислоте K_v ($K_v = \text{tga}$). K_v выражается в $\text{см}^3\text{H}_2/\text{см}^2\text{час}$. Величину K_v следует пересчитать на массовый показатель коррозии K , по формуле: где P – атмосферное давление в Па, K_v – объемный показатель коррозии, выраженный в $\text{м}^3\text{H}_2/\text{см}^2$ час, $R = 8,31$ Дж/(моль·К), T – температура по шкале Кельвина, – молярная масса химического эквивалента цинка ($= A_{\text{Zn}}/2$).

Если скорость коррозии цинка во времени изменяется, на графике получится кривая линия. В этом случае рассчитывается средняя скорость коррозии за время опыта по объему газа, собранного в бюретке.

Вариант 2. Защитные свойства ингибиторов кислотной коррозии.

Цель опыта: определить защитное действие и ингибиторный эффект уротропина и его смеси с иодидом калия при коррозии стали в растворе серной кислоты.

Принадлежности к работе: три пластинки стали Ст3 с отверстиями, три стакана на 150-200 мл, мерный цилиндр на 10 мл, уротропин, иодид калия, 10%-ый раствор H_2SO_4 , наждачная бумага, линейка, ацетон³ (2 мл) для обезжиривания.

В три стакана наливают по 100 мл 10%-го раствора серной кислоты: в первый стакан добавляют 0,1 г уротропина (гексаметиленetetрамина), во второй стакан – 0,1 г уротропина и 0,1 г KI, а третий стакан оставляют для контроля. Затем туда опускают подвешенные на полихлорвиниловой жилке образцы стали Ст.3, предварительно зачищенные до зеркального блеска наждачной бумагой, протертые ватой, смоченной ацетоном и взвешенные на аналитических весах. Через 1,5-2 часа после погружения в растворы образцы извлекают, тщательно промывают водой, сушат фильтровальной бумагой и взвешивают. Скорость коррозии рассчитывают по формуле:

Площадь образца S , см^2 определяют путем измерения линейных размеров образца. Результаты опыта записывают в таблицу. Время (τ) выражают в часах. На основании полученных результатов рассчитывается защитное действие ингибиторов и ингибиторный эффект (коэффициент торможения). Делают вывод о действии ингибиторов.

Вариант 3. Протекторная защита стали.

Цель опыта: определение защитного эффекта протектора.

Принадлежности к работе: 2 образца стали Ст.3, образец протектора (Zn или Mg), 3%-ый раствор NaCl, 2 стакана на 150-200 мл, наждачная бумага, линейка, ацетон³ (2 мл) для обезжиривания. карандашная резинка, фильтровальная бумага.

Два образца стали Ст.3 зачищают наждачной бумагой до зеркального блеска, обезжиривают ацетоном и взвешивают на аналитических весах. Аналогичным образом подготавливается образец протектора (Zn, Mg), но не взвешивается. Далее один образец металла и протектор укрепляют в одном стакане, подвешивая их на хлорвиниловых жилках так, чтобы они находились на одном и том же уровне, соединив их между собой металлическим проводником, а второй образец металла – в другой стакан без протектора на том же уровне. Заливают 3%-ый раствор NaCl в оба стакана на одинаковом уровне и засекают время. Через 2 часа все образцы вынимают из стаканов, быстро замеряют поверхность стали, соприкасающуюся с раствором электролита при помощи линейки. Затем удаляют с поверхности пластин продукты коррозии влажной ватой или мягкой карандашной резинкой, промывают образцы водой, высушивают фильтровальной бумагой и вновь взвешивают на аналитических весах.

Защитный эффект протектора рассчитывают по формуле: $\eta = \frac{K_0 - K}{K_0}$, где K_0 и K – скорости коррозии стали без протектора и с протектором соответственно.

Задания для самостоятельной работы.

Проанализировать стадии электрохимической коррозии и методы защиты от коррозии.

4. Контроль знаний обучающихся и типовые оценочные средства

4.1. Распределение баллов:

4 семестр

- текущий контроль – 80 баллов
- контрольные срезы – 2 среза по 10 баллов каждый
- премиальные баллы – 10 баллов

Распределение баллов по заданиям:

№ темы	Название темы / вид учебной работы	Формы текущего контроля / срезы	Макс. кол-во баллов	Методика проведения занятия и оценки
1.	Введение в физическую химию	Тестирование	10	Максимально за тест можно набрать 10 баллов. Тест состоит из 10 вопросов (1 балл за каждый прави
2.	Основы химической термодинамики	Тестирование	10	Максимально за тест можно набрать 10 баллов. Тест состоит из 10 вопросов (1 балл за каждый прави
		Контрольная работа	20	На письменную контрольную работу отводится 90 минут. Работа состоит в решении 4 расчетных задач по химической термодинамике и максимально оценивается в 20 баллов (5 баллов за каждую правильно решенную задачу).

		коллоквиум(контрольный срез)	10	<p>Коллоквиум сдается в устной форме по предварительно обозначенным теоретическим вопросам и максимально оценивается в 10 баллов:</p> <p>9-10 баллов выставляется, если студент обнаружил всестороннее, систематическое и глубокое знание программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой, освоивший основную, и знакомый с дополнительной литературой. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано, уместно используется информационный и иллюстративный материал (примеры из практики, таблицы, графики и т.д.). На вопросы отвечает кратко, аргументировано, уверенно, по существу.</p> <p>8-7 баллов выставляется, если студент обнаружил достаточно глубокие знания программного материала, умение использовать ранее полученные знания с вновь приобретенными, применять их на практике. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком, привлекается информативный и иллюстрированный материал, но при ответе допускает некоторые погрешности. Вопросы, задаваемые преподавателем, не вызывают существенных затруднений</p> <p>5-6 баллов: студент показывает не достаточный уровень знаний учебного и лекционного материала, не в полном объеме владеет практическими навыками, чувствует себя неуверенно при ответе на вопросы. В ответе не всегда присутствует логика, аргументы привлекаются недостаточно веские. На поставленные вопросы затрудняется с ответами, показывает недостаточно глубокие знания</p> <p>0-4 баллов: студент показывает слабый уровень профессиональных знаний, затрудняется при анализе практических ситуаций. Не может привести примеры из реальной практики. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал. Неправильно отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом</p>
3.	Термодинамика молекулярных растворов	Тестирование	20	Максимально за тест можно набрать 10 баллов. Тест состоит из 20 вопросов (0,5 балла за каждый правильный ответ).
		Контрольная работа	20	На письменную контрольную работу отводится 90 минут. Работа состоит в решении 4 расчетных задач - по 5 баллов за правильное решение.

	коллоквиум(контрольный срез)	10	<p>Коллоквиум сдается в устной форме по предварительно обозначенным теоретическим вопросам и максимально оценивается в 10 баллов:</p> <p>9-10 баллов выставляется, если студент обнаружил всестороннее, систематическое и глубокое знание программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой, освоивший основную, и знакомый с дополнительной литературой. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано, уместно используется информационный и иллюстративный материал (примеры из практики, таблицы, графики и т.д.). На вопросы отвечает кратко, аргументировано, уверенно, по существу.</p> <p>8-7 баллов выставляется, если студент обнаружил достаточно глубокие знания программного материала, умение использовать ранее полученные знания с вновь приобретенными, применять их на практике. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком, привлекается информативный и иллюстрированный материал, но при ответе допускает некоторые погрешности. Вопросы, задаваемые преподавателем, не вызывают существенных затруднений</p> <p>5-6 баллов: студент показывает не достаточный уровень знаний учебного и лекционного материала, не в полном объеме владеет практическими навыками, чувствует себя неуверенно при ответе на вопросы. В ответе не всегда присутствует логика, аргументы привлекаются недостаточно веские. На поставленные вопросы затрудняется с ответами, показывает недостаточно глубокие знания</p> <p>0-4 баллов: студент показывает слабый уровень профессиональных знаний, затрудняется при анализе практических ситуаций. Не может привести примеры из реальной практики. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал. Неправильно отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом</p>
4.	Премиальные баллы	10	Начисляются за постоянную активность на практических занятиях
5.	Индивидуальные задания, с помощью которых можно набрать дополнительные баллы	50	<p>Домашняя контрольная работа (30 баллов). Представляет собой индивидуальное задание, состоящее из 6 расчётных задач повышенного уровня сложности. (5 баллов за каждую правильно решенную задачу).</p> <p>Прохождение тестирования (40 вопросов) по всему курсу семестра (20 баллов: 0,5 балла за каждый правильный ответ)</p>
6.	Итого за семестр	100	

5 семестр

- текущий контроль – 80 баллов
- контрольные срезы – 2 среза по 10 баллов каждый
- премиальные баллы – 10 баллов

Распределение баллов по заданиям:

№ темы	Название темы / вид учебной работы	Формы текущего контроля / срезы	Макс. кол-во баллов	Методика проведения занятия и оценки
--------	------------------------------------	---------------------------------	---------------------	--------------------------------------

1.	Фазовые равновесия	Тестирование	3	Тест состоит из 10 вопросов. 3 балла – студент правильно отвечает на 75-100% вопросов в тесте 2 балла – студент правильно отвечает на 50-74% вопросов в тесте 1 балл – студент правильно отвечает на 25-50% вопросов в тесте. 0 баллов - менее 25% правильных ответов
		Контрольная работа	10	На письменную контрольную работу отводится 45 минут. Работа состоит в решении 2 расчетных задач - по 5 баллов за правильное решение.
2.	Химические равновесия	выполнение лабораторной работы	15	Запланировано выполнение 5 лабораторных работ в виде индивидуального экспериментального задания. За каждую лабораторную работу максимально начисляется 3 балла: 1 балл - выполнение; 1 балл – расчеты и оформление; 1 балл – защита теоретического материала к лабораторной работе
		Контрольная работа	10	На письменную контрольную работу отводится 45 минут. Работа состоит в решении 2 расчетных задач по теме и максимально оценивается в 10 баллов (5 баллов за каждую правильно решенную задачу).
		Тестирование	3	Тест состоит из 10 вопросов. 3 балла – студент правильно отвечает на 75-100% вопросов в тесте 2 балла – студент правильно отвечает на 50-74% вопросов в тесте 1 балл – студент правильно отвечает на 25-50% вопросов в тесте. 0 баллов - менее 25% правильных ответов
		коллоквиум(контрольный срез)	10	Коллоквиум сдается в устной форме по предварительно обозначенным теоретическим вопросам и максимально оценивается в 10 баллов: 9-10 баллов выставляется, если студент обнаружил всестороннее, систематическое и глубокое знание программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой, освоивший основную, и знакомый с дополнительной литературой. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано, уместно используется информационный и иллюстративный материал (примеры из практики, таблицы, графики и т.д.). На вопросы отвечает кратко, аргументировано, уверенно, по существу. 8-7 баллов выставляется, если студент обнаружил достаточно глубокие знания программного материала, умение использовать ранее полученные знания с вновь приобретенными, применять их на практике. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком, привлекается информативный и иллюстрированный материал, но при ответе допускает некоторые погрешности. Вопросы, задаваемые преподавателем, не вызывают существенных затруднений 5-6 баллов: студент показывает не достаточный уровень знаний учебного и лекционного материала, не в полном объеме владеет практическими навыками, чувствует себя неуверенно при ответе на вопросы. В ответе не всегда присутствует логика, аргументы привлекаются недостаточно веские. На поставленные вопросы затрудняется с ответами, показывает недостаточно глубокие знания 0-4 баллов: студент показывает слабый уровень профессиональных знаний, затрудняется при анализе практических ситуаций. Не может привести примеры из реальной практики. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал. Неправильно отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом

3.	Адсорбционные равновесия	лабораторная работа	6	Запланировано выполнение 2 лабораторных работ в виде индивидуального экспериментального задания. За каждую лабораторную работу максимально начисляется 3 балла: 1 балл - выполнение; 1 балл – расчеты и оформление; 1 балл – защита теоретического материала к лабораторной работе
		Контрольная работа	5	На письменную контрольную работу отводится 15 минут. Работа состоит в решении расчетной задачи по теме - 5 баллов за правильно решенную задачу.
		Тестирование	3	Тест состоит из 10 вопросов. 3 балла – студент правильно отвечает на 75-100% вопросов в тесте 2 балла – студент правильно отвечает на 50-74% вопросов в тесте 1 балл – студент правильно отвечает на 25-50% вопросов в тесте. 0 баллов - менее 25% правильных ответов
4.	Элементы статистической термодинамики	Тестирование	2	Тест состоит из 10 вопросов. 2 балла – студент правильно отвечает на 75-100% вопросов в тесте 1 балл – студент правильно отвечает на 50-74% вопросов в тесте 0 баллов - менее 50% правильных ответов
		коллоквиум(контрольный срез)	10	Коллоквиум сдается в устной форме по предварительно обозначенным теоретическим вопросам и максимально оценивается в 10 баллов: 9-10 баллов выставляется, если студент обнаружил всестороннее, систематическое и глубокое знание программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой, освоивший основную, и знакомый с дополнительной литературой. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано, уместно используется информационный и иллюстративный материал (примеры из практики, таблицы, графики и т.д.). На вопросы отвечает кратко, аргументировано, уверенно, по существу. 8-7 баллов выставляется, если студент обнаружил достаточно глубокие знания программного материала, умение использовать ранее полученные знания с вновь приобретенными, применять их на практике. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком, привлекается информативный и иллюстрированный материал, но при ответе допускает некоторые погрешности. Вопросы, задаваемые преподавателем, не вызывают существенных затруднений 5-6 баллов: студент показывает не достаточный уровень знаний учебного и лекционного материала, не в полном объеме владеет практическими навыками, чувствует себя неуверенно при ответе на вопросы. В ответе не всегда присутствует логика, аргументы привлекаются недостаточно веские. На поставленные вопросы затрудняется с ответами, показывает недостаточно глубокие знания 0-4 баллов: студент показывает слабый уровень профессиональных знаний, затрудняется при анализе практических ситуаций. Не может привести примеры из реальной практики. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал. Неправильно отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом
5.	Химическая кинетика	лабораторная работа	3	Лабораторная работа в виде индивидуального экспериментального задания. За лабораторную работу максимально начисляется 3 балла: 1 балл - выполнение; 1 балл – расчеты и оформление; 1 балл – защита теоретического материала к лабораторной работе

		Контроль ная работа	5	На письменную контрольную работу отводится 15 минут. Работа состоит в решении расчетной задачи по теме и максимально оценивается в 5 баллов.
6.	Катализ	лабораторная работа	3	Лабораторная работа в виде индивидуального экспериментального задания. лабораторную работу максимально начисляется 3 балла: 1 балл - выполнение; 1 балл – расчеты и оформление; 1 балл – защита теоретического материала к лабораторной работе
		Тестирование	2	Тест состоит из 10 вопросов. 2 балла – студент правильно отвечает на 75-100% вопросов в тесте 1 балл – студент правильно отвечает на 50-74% вопросов в тесте 0 баллов - менее 50% правильных ответов
		коллоквиум	10	Коллоквиум сдается в устной форме по предварительно обозначенным теоретическим вопросам и максимально оценивается в 10 баллов: 9-10 баллов выставляется, если студент обнаружил всестороннее, систематическое и глубокое знание программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой, освоивший основную, и знакомый с дополнительной литературой. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано, уместно используется информационный и иллюстративный материал (примеры из практики, таблицы, графики и т.д.). На вопросы отвечает кратко, аргументировано, уверенно, по существу. 8-7 баллов выставляется, если студент обнаружил достаточно глубокие знания программного материала, умение использовать ранее полученные знания с вновь приобретенными, применять их на практике. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком, привлекается информативный и иллюстрированный материал, но при ответе допускает некоторые погрешности. Вопросы, задаваемые преподавателем, не вызывают существенных затруднений 5-6 баллов: студент показывает не достаточный уровень знаний учебного и лекционного материала, не в полном объеме владеет практическими навыками, чувствует себя неуверенно при ответе на вопросы. В ответе не всегда присутствует логика, аргументы привлекаются недостаточно веские. На поставленные вопросы затрудняется с ответами, показывает недостаточно глубокие знания 0-4 баллов: студент показывает слабый уровень профессиональных знаний, затрудняется при анализе практических ситуаций. Не может привести примеры из реальной практики. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал. Неправильно отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом
7.	Премияльные баллы		10	Начисляются за постоянную активность на практических занятиях
8.	Индивидуальные задания, с помощью которых можно набрать дополнительные баллы		50	Домашняя контрольная работа (30 баллов). Представляет собой индивидуальное задание, состоящее из 6 расчётных задач повышенного уровня сложности. (5 баллов за каждую правильно решенную задачу). Прохождение тестирования (40 вопросов) по всему курсу семестра (20 баллов: 0,5 балла за каждый правильный ответ)
9.	Итого за семестр		100	

- текущий контроль – 50 баллов
- контрольные срезы – 2 среза по 10 баллов каждый
- премиальные баллы – 10 баллов
- ответ на экзамене: не более 30 баллов

Распределение баллов по заданиям:

№ те мы	Название темы / вид учебной работы	Формы текущего контроля / срезы	Мах. кол-во баллов	Методика проведения занятия и оценки
1.	Ионика	лабораторная работа	9	Запланировано выполнение 3 лабораторных работ в виде индивидуального экспериментального задания. За каждую лабораторную работу максимально начисляется 3 балла: 1 балл - выполнение; 1 балл – расчеты и оформление; 1 балл – защита теоретического материала к лабораторной работе
		Контрольная работа	10	На письменную контрольную работу отводится 45 минут. Работа состоит в решении 2 расчетных задач по теме и максимально оценивается в 10 баллов (5 баллов за каждую правильно решенную задачу).
2.	Термодинамика электродных процессов	лабораторная работа	9	Запланировано выполнение 3 лабораторных работ в виде индивидуального экспериментального задания. За каждую лабораторную работу максимально начисляется 3 балла: 1 балл - выполнение; 1 балл – расчеты и оформление; 1 балл – защита теоретического материала к лабораторной работе
		коллоквиум(контрольный срез)	10	Коллоквиум сдается в устной форме по предварительно обозначенным теоретическим вопросам и максимально оценивается в 10 баллов: 9-10 баллов выставляется, если студент обнаружил всестороннее, систематическое и глубокое знание программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой, освоивший основную, и знакомый с дополнительной литературой. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано, уместно используется информационный и иллюстративный материал (примеры из практики, таблицы, графики и т.д.). На вопросы отвечает кратко, аргументировано, уверенно, по существу. 8-7 баллов выставляется, если студент обнаружил достаточно глубокие знания программного материала, умение использовать ранее полученные знания с вновь приобретенными, применять их на практике. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком, привлекается информативный и иллюстрированный материал, но при ответе допускает некоторые погрешности. Вопросы, задаваемые преподавателем, не вызывают существенных затруднений 5-6 баллов: студент показывает не достаточный уровень знаний учебного и лекционного материала, не в полном объеме владеет практическими навыками, чувствует себя неуверенно при ответе на вопросы. В ответе не всегда присутствует логика, аргументы привлекаются недостаточно веские. На поставленные вопросы затрудняется с ответами, показывает недостаточно глубокие знания 0-4 баллов: студент показывает слабый уровень профессиональных знаний, затрудняется при анализе практических ситуаций. Не может привести примеры из реальной практики. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал. Неправильно отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом

3.	Кинетика электродных процессов	лабораторная работа	9	Лабораторные работы
		Контрольная работа	10	На письменную контрольную работу отводится 45 минут. Работа состоит в решении 2 расчетных задач по теме и максимально оценивается в 10 баллов (5 баллов за каждую правильно решенную задачу).
4.	Теория электрохимической коррозии металлов	лабораторная работа	3	Лабораторная работа в виде индивидуального экспериментального задания. лабораторную работу максимально начисляется 3 балла: 1 балл - выполнение; 1 балл – расчеты и оформление; 1 балл – защита теоретического материала к лабораторной работе
		Тестирование(контрольный срез)	10	Максимально за тест можно набрать 10 баллов. Тест состоит из 10 вопросов (1 балл за каждый правильный ответ).
5.	Премияльные баллы		10	Начисляются за постоянную активность на практических занятиях
6.	Ответ на экзамене		30	10-17 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «удовлетворительно» 18-24 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «хорошо», 25-30 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «отлично».
7.	Индивидуальные задания, с помощью которых можно набрать дополнительные баллы		50	Домашняя контрольная работа (30 баллов). Представляет собой индивидуальное задание, состоящее из 6 расчетных задач повышенного уровня сложности. (5 баллов за каждую правильно решенную задачу). Прохождение тестирования (40 вопросов) по всему курсу семестра (20 баллов: 0,5 балла за каждый правильный ответ)
8.	Итого за семестр		100	

Итоговая оценка по экзамену выставляется в 100-балльной шкале и в традиционной четырехбалльной шкале. Перевод 100-балльной рейтинговой оценки по дисциплине в традиционную четырехбалльную осуществляется следующим образом:

100-балльная система	Традиционная система
85 - 100 баллов	Отлично
70 - 84 баллов	Хорошо
50 - 69 баллов	Удовлетворительно
Менее 50	Неудовлетворительно

4.2 Типовые оценочные средства текущего контроля

выполнение лабораторной работы

Тема 5. Химические равновесия

Контрольные вопросы для отчета по лабораторным работам

Работа №1 Определение плотности растворов

- 1 Что называется плотностью вещества?
- 2 Чем отличается плотность от удельного веса?
- 3 Что такое относительная плотность и как она обозначается?
- 4 Как относительная плотность раствора зависит от его концентрации и температуры?
- 5 Перечислите методы определения плотности, какой из них является наиболее точным?

Работа №2 Определение дифференциальной и интегральной теплоты растворения соли.

Работа №3 Определение теплоты гидратации соли.

Работа №4 Определение теплоты нейтрализации и теплоты диссоциации

- 1 Сформулируйте закон Гесса.
- 2 Сформулируйте следствия из закона Гесса.
- 3 Какие типы калориметров используются?
- 4 Какие тепловые эффекты при растворении соли наблюдаются?
- 5 От чего зависит знак теплоты растворения соли?
- 6 Что называется интегральной и дифференциальной теплотами растворения вещества? Как их определяют.
- 7 Как определяют изменение температуры в калориметрическом опыте?
- 8 Что называется теплотой нейтрализации?
- 9 Из каких стадий состоит процесс нейтрализации слабого основания сильной кислотой?
- 10 Как рассчитать теплоту диссоциации слабого основания?
- 11 Как рассчитать теплоту диссоциации слабой кислоты?

Работа №5 Растворимость жидкости в жидкостях. система фенол - вода.

- 1 Какие встречаются случаи взаимной растворимости двух жидкостей?
- 2 Как может влиять температура на взаимную растворимость двух жидкостей?
- 3 Что такое критическая температура?
- 4 Изобразите диаграмму взаимной растворимости двух жидкостей с верхней критической температурой.
- 5 Изобразите диаграмму взаимной растворимости двух жидкостей с нижней критической температурой.
- 6 Изобразите диаграмму взаимной растворимости двух жидкостей с двумя критическими температурами

Работа №6 Калибрование термопары

1. Для чего применяются термопары?
2. Из чего изготавливают термопары?
3. Что такое термоэлектродвижущая сила?
4. Как термоЭДС зависит от температуры?
5. Что такое чувствительность термопары?
6. Что значит «откалибровать термопару»?
7. Какими свойствами должны обладать металлы, из которых изготавливают термопару?

Работа №7 Термический анализ..

1. Чем гомогенная система отличается от гетерогенной?
2. Что называется фазой?
3. Запишите правило фаз Гиббса.
4. Что означает число степеней свободы?
5. Чем различаются кривые охлаждения чистого вещества и смеси двух веществ?
- 1 6. Изобразите диаграмму состояния двухкомпонентной системы и охарактеризуйте ее.

Работа №8 Химическое равновесие

- 1 Что характерно для состояния равновесия химической реакции?
- 2 Какие способы выражения константы равновесия используются?
- 3 Выведите связь между константами равновесия K_p , K_c и K_x .
- 4 как записывается выражение константы равновесия для гетерогенных реакций?
- 5 Запишите уравнение изотермы реакции.
- 6 Как рассчитать величину стандартного изобарного потенциала реакции?

7 Запишите уравнения изобары и изохоры Вант-Гоффа в дифференциальном и интегральном виде.

Работа №9 Закон распределения Нернста

1. Что называется коэффициентом распределения?
2. Вывести выражение коэффициента распределения для случая, когда распределяющееся вещество не претерпевает никаких изменений ни в одном, ни в другом растворителе.
3. Вывести выражение коэффициента распределения для случая, когда 3-ий компонент диссоциирует на ионы в одном из растворителей.
4. Вывести выражение коэффициента распределения для случая, когда 3-ий компонент ассоциирует в одном из растворителей.

КОЛЛОКВИУМ

Тема 2. Основы химической термодинамики

План 1-го коллоквиума

1. Предмет термодинамики. 1-й закон термодинамики. Внутренняя энергия.
2. Равновесные процессы. Максимальная работа.
3. Приложение 1-го закона термодинамики к идеальным газам. Энтальпия.
4. Приложение 1-го закона термодинамики к химическим процессам. Термохимия. Закон Гесса и его следствия. Закон Кирхгоффа.
5. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. 2-й закон термодинамики. Цикл Карно. Необратимый цикл.
6. Энтропия как критерий самопроизвольного протекания процесса. Условие равновесия. Методы расчета энтропии. Постулат Планка. Статистический характер 2-го закона термодинамики.
7. Термодинамические потенциалы.
8. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Характеристические функции.
9. Летучесть. Методы расчета летучести.

Тема 3. Термодинамика молекулярных растворов

План 2-го коллоквиума

1. Термодинамика растворов. Способы выражения концентрации растворов
2. Химические потенциалы. Условие самопроизвольного перехода компонентов из одной фазы в другую.
3. Идеальные и реальные растворы. Закон Рауля.
4. Эбуллиоскопия.
5. Криоскопия.
6. Диаграмма состояния раствор – насыщенный пар над раствором.
7. Законы Коновалова. Перегонка.
8. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.
9. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри.

Тема 5. Химические равновесия

План 3-го коллоквиума

1. Фазовые переходы. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.
2. Правило фаз Гиббса (вывод). Приложение правила фаз к однокомпонентным системам. Диаграммы состояния воды и серы.
3. Двухкомпонентные системы. Системы, не образующие и образующие химические соединения. Эвтектика. Криогидраты. Термический анализ.
4. Химическое равновесие. Условие химического равновесия. Закон действующих масс (термодинамический вывод). Способы выражения констант равновесия и связь их между собой.

5. Изотерма химической реакции. Стандартный изобарный потенциал реакции, его расчет по стандартным таблицам. Комбинирование равновесий.
6. Влияние давления на химическое равновесие. Равновесие реакций, протекающих в газовой фазе без изменения и с изменением числа молекул.
7. Зависимость химического равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры Вант-Гоффа. Расчет константы интегрирования в широком температурном интервале.
8. Расчет равновесий в конденсированных системах. Тепловая теорема Нернста и следствия из нее. Приложение тепловой теоремы Нернста к реакциям, протекающим в газовой фазе.
9. Приведенный изобарный потенциал реакции. Связь его с константой равновесия.
10. Спектры. Спектроскопия. Влияние различных видов излучения на состояние молекулы.

Тема 7. Элементы статистической термодинамики

План 4-го коллоквиума

- 1 Статистические основы метода расчета термодинамических величин. Закон Больцмана. Сумма по состояниям для молекулы и для системы, их связь между ними.
 - 2 Выражения для внутренней энергии, свободной энергии Гельмгольца, энтропии, теплоемкости при постоянном объеме, давления, свободной энергии Гиббса через сумму по состояниям молекулы и системы.
 - 3 Сумма по состояниям идеального газа. Выражения для термодинамических свойств идеального газа: U , S , F , H , приведенного изобарного потенциала.
 - 4 Вычисление молекулярной суммы по состояниям. Вычисление теплоемкости и термодинамических величин (U , H , CV , CP , приведенного изобарного потенциала) идеального газа через молекулярную СПС.
 - 5 Адсорбция: физическая, химическая, молекулярная, ионная, ионнообменная. Правила избирательной адсорбции Пескова-Фаянса. Правило уравнивания полярностей Ребиндера.
 - 6 Изотермы адсорбции: Генри, Ленгмюра, БЭТ, Фрейдлиха.
 - 7 Адсорбция на границе раздела жидкость-пар. ПАВ и ПНАВ. Изотерма адсорбции Гиббса. Уравнение Шишковского. Правило Траубэ.
- Теплота адсорбции. Изобары и изостеры адсорбции. Хроматография

Тема 9. Катализ

План 5-го коллоквиума

- 1 Химическая кинетика как наука. Скорость химической кинетики (средняя, мгновенная). Основной постулат химической кинетики. Удельная скорость реакции.
- 2 Экспериментальное определение скорости реакции. Кинетически обратимые и кинетически необратимые реакции.
- 3 Кинетическая классификация реакций. Молекулярность, порядок реакции.
- 4 Необратимые реакции 0, I, II и n-го порядков.
- 5 Методы определения порядков реакции.
- 6 Сложные реакции (обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные)
- 7 Влияние температуры на скорость реакции. Уравнения Вант-Гоффа и Аррениуса. Энергия активации.
- 8 Теория элементарного акта химического взаимодействия (теория активных соударений). Бимолекулярный механизм активации мономолекулярных реакций (схема Линдемана).
- 9 Теория абсолютных скоростей. Уравнение Эйринга.
- 10 Цепные реакции. Теория взрыва в разветвленных цепных реакциях.
- 11 Фотохимия. Законы фотохимии. Квантовый выход. Сенсibilизированные реакции.
- 12 Кинетика гетерогенных реакций. Диффузионная и кинетическая области. Топохимические реакции. (для дневного отделения).
- 13 Гомогенный катализ. Гетерогенный катализ. Теории в гетерогенном катализе. Металлы как катализаторы. Ферментативный катализ. Микрогетерогенный катализ.

Тема 11. Термодинамика электродных процессов

План 6-го коллоквиума

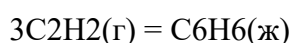
- 1 Теория электролитической диссоциации Аррениуса, недостатки и ее дальнейшее развитие. Электростатическая теория сильных электролитов. Коэффициент активности и активность. Сольватация. Ионные пары.
 - 2 Электропроводность электролитов: удельная, эквивалентная. Коэффициент электропроводности.
 - 3 Подвижность ионов. Закон Кольрауша. Эстафетный механизм. Тормозящее действие ионных атмосфер. Кондуктометрическое титрование.
 - 4 Числа переноса, их определение.
 - 5 Протолитическая теория кислот и оснований.
 - 6 Электрохимические элементы: обратимые, необратимые. Их термодинамика. Измерение ЭДС обратимого электрохимического элемента.
 - 7 Возникновение скачков потенциала на границах фаз. Строение двойного электрического слоя. Нулевые электроды. Величина и знак электродного потенциала.
 - 8 Зависимость потенциала от концентрации. Типы электродов. Электроды сравнения.
 - 9 Классификация электрохимических элементов. Концентрационные элементы без переноса и с переносом ионов. Диффузионный потенциал.
- Метод ЭДС как метод физико-химического исследования

Контрольная работа

Тема 2. Основы химической термодинамики

Вариант 1.

- 1.1. В результате изотермического расширения газа (полученного при прокаливании KMnO_4) при 1270°C и $P = 1,4$ атм, давление уменьшилось в 20 раз. Найти Q , A , DU ; а также массу газа, если первоначальный его объем – 1650 л.
- 1.2. Средняя удельная теплоемкость бензола в интервале температур от 0 до 800°C равна $1,745 \text{ Дж}/(\text{г}\times\text{K})$. Молярная теплоемкость ацетилен в том же температурном интервале $43,93 \text{ Дж}/(\text{моль}\times\text{K})$. Тепловой эффект реакции



при стандартных условиях равен $-630,8 \text{ кДж}$. Рассчитать тепловой эффект этой реакции при 750°C .

- 1.3. Рассчитать изменение энтропии при превращении 0,1 кг воды, взятой при 0°C , в пар при 1200°C . Удельная теплота испарения воды при 1000°C $2,255 \text{ кДж}/\text{г}$; удельная теплоемкость жидкой воды $4,184 \text{ Дж}/(\text{г}\times\text{K})$, удельная теплоемкость пара при постоянном давлении $19,958 \text{ Дж}/(\text{г}\times\text{K})$.
- 1.4. Рассчитать тепловой эффект реакции:



по следующим данным:

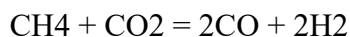


Вариант 2.

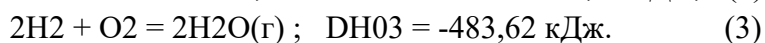
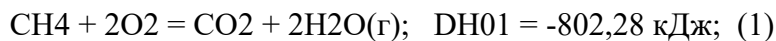
- 2.1. Газ, расширяясь от 0,01 до $0,026 \text{ м}^3$ при постоянном давлении $1,013 \times 10^5 \text{ Па}$, поглощает 820 Дж теплоты. Определить изменение внутренней энергии.
- 2.2. Теплота конденсации этилового спирта при 150°C равна $-27,62 \text{ кДж}/\text{моль}$. Средние удельные теплоемкости жидкого спирта и его пара в пределах от 0 до 780°C соответственно равны $2,418$ и $1,597 \text{ Дж}/(\text{г}\times\text{K})$. Определить количество теплоты, необходимой для испарения 500 г спирта при 600°C .
- 2.3. В сосуд, содержащий $0,001 \text{ м}^3$ воды при 200°C , погружена железная

пластинка массой 10 г, нагретая до 2000С. Чему равно изменение энтропии, если $CP_{Fe}(T) = 25,52$ Дж/(моль×К), $CP_{H_2O}(ж) = 77,82$ Дж/(моль×К).

2.4. Рассчитать тепловой эффект реакции:



по следующим данным:



Тема 3. Термодинамика молекулярных растворов

1. Сколько граммов глицерина $C_3H_8O_3$ надо растворить в 90 г воды при 30°C, чтобы понизить давление пара на 266,5 Па. Давление пара воды при данной температуре 4242,3 Па.
2. Вычислить давление паров воды над 25%-ным (по массе) раствором глюкозы $C_6H_{12}O_6$ при 20°C. Давление паров воды при этой температуре равно 23,1 гПа.
3. Определить температуру кипения раствора, содержащего в 1000 г воды 0,01 моль хлорида бария, если кажущаяся степень диссоциации его равна 87%. Эбуллиоскопическая константа воды 0,512.
4. При 25°C давление паров воды равно 32,3 гПа. Чему равно давление паров воды над раствором, содержащим 6 г мочевины в 180 г воды?

Тема 4. Фазовые равновесия

Вариант 1

- 1.1. Теплота плавления металлического свинца равна 5188 Дж/моль при температуре плавления 327,5°C. Вычислить температуру кристаллизации раствора, содержащего 1% (мол.) примесей, которые не растворяются в твердом свинце.
- 1.2. Удельная теплота испарения амилового спирта $C_5H_{11}OH$ при температуре кипения 138°C и давлении 1013 гПа равна 592 кДж/кг. Определить давление пара при 140°C.

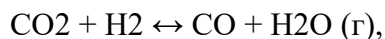
Вариант 2.

- 2.1. Теплота испарения диэтилового эфира 360,2 кДж/кг при температуре кипения 34,66°C под давлением 1013 гПа. Вычислить температуру кипения при 986 гПа.
- 2.2. Определить давление насыщенного пара CCl_4 при 60°C, если CCl_4 кипит при 75°C и 1013 гПа, а теплота парообразования 30833,03 Дж/моль.

Тема 5. Химические равновесия

Вариант 1

- 1.1. Вычислить константу равновесия K_p для реакции $C_2H_4(г) + H_2O(ж) \leftrightarrow C_2H_5OH(г)$ при температуре 350°C и давлении 15199,5 кПа, если $\lg K_f = -4,8758$ [кПа-1].
- 1.2. Газовая смесь состава: 45% (об.) CO , 35% (об.) H_2 и 20% (об.) H_2O нагревается до 1400°C. Рассчитать равновесный состав смеси газов



если константа равновесия при этой температуре равна 2,21.

Вариант 2

- 2.1. Для реакции $COCl_2 \leftrightarrow CO + Cl_2$ зависимость константы равновесия от температуры выражается уравнением $\lg K_p = 5020/T + 1,75 \lg T - 11,58$.
Вычислить тепловой эффект реакции при 400 °C.
- 2.2. Установить связь α с K_p для реакции $C_6H_{12} \leftrightarrow C_6H_6 + 3H_2$ и рассчитать K_x и K_s , учитывая, что реакция протекает в газовой фазе при $t = 25^\circ C$; $P = 1$ атм, $\alpha = 10\%$

Тема 6. Адсорбционные равновесия

Вариант 1.

Для водного раствора валериановой кислоты при $T=273\text{K}$ константа уравнения Шишковского $b = 0,104 \text{ м}^3/\text{моль}$, площадь, занимаемая молекулой кислоты в насыщенном адсорбционном слое, $S_0=2,6 \cdot 10^{-19} \text{ м}^2$. При какой концентрации поверхностное натяжение раствора σ будет составлять $50 \cdot 10^{-3} \text{ Дж/м}^2$, если поверхностное натяжение воды составляет $75,5 \cdot 10^{-3} \text{ Дж/м}^2$.

Вариант 2.

При изучении адсорбции брома углем из воды были получены следующие данные:

С, моль/л	0,00259	0,00669	0,01708	0,0297
Г, ммоль/г	3,1	4,27	5,44	6,8

Определить константы Γ_∞ и b в уравнении Ленгмюра.

Тема 8. Химическая кинетика

Вариант 1.

Реакция первого порядка происходит на 40% за 25 мин. Сколько исходного вещества останется непрореагировавшим через 2 часа?

Вариант 2.

Муравьиная кислота разлагается на углекислый газ и водород на поверхности золота. Константа скорости этой реакции при 1400°C равна $5,5 \cdot 10^{-4}$, а при 1850°C – $9,3 \cdot 10^{-3}$. Найти температурный коэффициент и энергию активации в указанном интервале температур

Тема 10. Ионика

Вариант 1

1. При 180°C эквивалентные электропроводности при бесконечном разведении KNO_3 , MgCl_2 и KCl соответственно равны 126,2, 110,9 и 129,9 . Число переноса аниона в растворе MgCl_2 при этих условиях равно 0,595. Вычислить эквивалентную электропроводность при бесконечном разведении раствора $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ и абсолютные скорости входящих в его состав ионов.

2. Рассчитать число переноса катионов и эквивалентную электропроводность 0,1 н. раствора AgNO_3 , если при 180°C абсолютные скорости движения катиона и аниона составляют соответственно $4,56 \cdot 10^{-4}$ и $5,26 \cdot 10^{-4}$.

Вариант 2

1. Удельная электропроводность 30%-ного раствора H_2SO_4 при 180°C равна 0,7338

$\text{Ом} \cdot \text{см}^{-1}$, а его плотность $1,223 \text{ г/см}^3$. Вычислить кажущуюся степень диссоциации кислоты и активность ионов водорода, если предельные подвижности составляют $\lambda^\infty_{\text{H}^+} = 315$; $\lambda^\infty_{\text{SO}_4^{2-}} = 68,4$.

2. Рассчитать степень электролитической диссоциации хлорида бария в 3,29%-ном растворе, если его температура кипения $0,2080^\circ\text{C}$. $E = 0,516$.

Тема 12. Кинетика электродных процессов

Вариант 1

1. ЭДС концентрационного элемента $\text{Cd} \parallel \text{Cd}^{2+} \parallel \text{Cd}^{2+} \parallel \text{Cd}$ составляет $4,36 \cdot 10^{-2} \text{ В}$. $C_1 = 0,05 \text{ М}$, $C_2 = 0,0005 \text{ М}$. Коэффициент активности в первом растворе составляет: $f_1 = 0,259$. Рассчитать коэффициент активности во втором растворе, а также ЭДС элемента, в котором вместо C_1 взята $C_3 = 0,02 \text{ М}$ ($f_3 = 0,370$).

2. Раствор CuSO_4 подвергается электролизу с медным катодом и платиновым анодом. За время электролиза на катоде отложилось 6,35 г меди. Объем выделившегося на аноде кислорода измерили при н.у. Каков объем газа? Сколько времени продолжался электролиз, если сила тока составляет 0,1А?

Вариант 2

1. Вычислите потенциал кадмиевого электрода, если кадмиевая пластина погружена в 100 мл раствора, в котором содержится сульфат кадмия массой 0,208 г. Средний коэффициент активности ионов в этом растворе равен 0,399. Стандартный потенциал кадмиевого электрода равен -0,403В.
2. Разность равновесных потенциалов электродов электролитической ванны равна 1,23 В. Найти выход по энергии для следующих условий: $h_a = 0,7В$, $h_k = 0,5В$, $D_{\text{жм}} = 3В$.

лабораторная работа

Тема 6. Адсорбционные равновесия

Контрольные вопросы для отчета по лабораторным работам

Работа №11 Адсорбция

1. Что называется адсорбцией?
2. Объясните понятия «адсорбент» и «адсорбат».
3. Чем отличается физическая адсорбция от хемосорбции.
4. В чем сущность правила уравнивания полярностей Ребиндера?
5. Какие вы знаете правила избирательной адсорбции ионов?
6. Что такое обменная адсорбция и где она применяется?
7. Как найти коэффициенты уравнения изотермы адсорбции Фрейндлиха?

Работа №12 Изучение связи между поверхностным натяжением и адсорбцией

1. Что называется адсорбцией?
2. Что такое поверхностное натяжение?
3. Какие вещества являются поверхностно-активными (ПАВ)?
4. Что характерно для структуры молекул ПАВ?
5. Запишите уравнения Гиббса и Шишковского?
6. Как определить константы уравнения Ленгмюра?
7. Как рассчитать величину адсорбции Γ по данным измерения

Тема 8. Химическая кинетика

Контрольные вопросы для отчета по лабораторным работам

Работа №13 Определение констант скоростей химических реакций

1. Дайте определение скорости химической реакции.
2. Запишите кинетическое уравнение.
3. Запишите выражения средней и мгновенной скорости химической реакции.
4. Какие используются методы определения скоростей реакции?
5. Какие реакции являются кинетически необратимыми?
6. Расскажите о кинетической классификации реакций
7. Запишите дифференциальные уравнения скоростей реакций 1 и 2 порядков и выражения констант скоростей.

Тема 9. Катализ

Контрольные вопросы для отчета по лабораторной работе

Работа №14 Каталитическое окисление KI.

1. Что называется катализом?
2. Привести примеры гомогенного и гетерогенного катализа.
3. Каковы характерные черты гетерогенных каталитических процессов?
4. В чем причина увеличения скорости реакции в присутствии катализатора?.

5 Изобразите энергетическую диаграмму в гомогенном и гетерогенном катализе.

Тема 10. Ионика

Контрольные вопросы для отчета по лабораторным работам

Работа №15 Электропроводность электролитов

- 1 Дайте определение удельной электропроводности раствора электролита.
- 2 Почему зависимость удельной электропроводности от концентрации электролита проходит через максимум.
- 3 Дайте определение эквивалентной электропроводности электролита.
- 4 Покажите, как на основе закона квадратного корня можно определить λ_{∞} графически?
- 5 Запишите закон разведения Оствальда.
- 6 Что такое подвижность ионов?
- 7 Запишите закон Кольрауша.

Работа №16 Кондуктометрическое титрование

- 1 На чем основан метод кондуктометрического титрования?
- 2 Нарисуйте график титрования сильной кислоты щелочью и объясните его.
- 3 Нарисуйте график титрования слабой кислоты щелочью и объясните его.
- 4 Нарисуйте график титрования смеси сильной и слабой кислот щелочью и объясните его.
- 5 Какая кислота в смеси титруется щелочью первой и почему?

Работа №17 Числа переноса

- 1 Что называется числом переноса?
2. От каких факторов зависят числа переноса?
3. Чему равна сумма чисел переноса?
4. Каким методом можно определить числа переноса?

Работа № 18 Криоскопия

- 1 Почему раствор нелетучего вещества замерзает при более низкой температуре, чем чистый растворитель?
- 2 Как связано понижение температуры замерзания раствора с его концентрацией?
- 3 Каков физический смысл криоскопической константы?
- 4 Зависит ли величина криоскопической константы от природы растворенного вещества? Как ее рассчитать?
- 5 Для каких веществ можно определить молярную массу криоскопическим методом?
- 6 Каков физический смысл изотонического коэффициента?

Тема 11. Термодинамика электродных процессов

Контрольные вопросы для отчета по лабораторным работам

Работа №19 Электродвижущие силы и электродные потенциалы

- 1 Что называется электрохимическим элементом?
- 2 Приведите пример обратимого элемента, запишите уравнение реакции, протекающей в нем, и формулу ЭДС.
- 1 Как возникает скачок потенциала на электроде в растворе?
- 2 Что называется электродным потенциалом?
- 3 Что представляет собой стандартный водородный электрод?
- 4 Какие типы электродов вы знаете?.
- 5 Расскажите о классификации электрохимических элементов?
- 6 Что такое диффузионный потенциал?

Работа №20 Определение pH методом ЭДС

1. Что представляет собой водородный электрод.

2. Запишите формулу потенциала нестандартного водородного электрода.
3. Вывести формулу для расчета рН при использовании водородного электрода.
4. Что такое хингидронный электрод? Вывести формулу его потенциала.
5. Вывести формулу для расчета рН при использовании хингидронного электрода?
6. Что такое буферные растворы, буферная емкость?

Работа №21 Потенциометрическое титрование

1. В чем сущность метода потенциометрического титрования?
2. Каким требованиям должны удовлетворять реакции, используемые в потенциометрическом анализе?
3. Какой электрод называется индикаторным.
4. По какому признаку подбирают индикаторный электрод в потенциометрическом титровании. Приведите примеры.
5. Какие индикаторные электроды применяются в реакции нейтрализации?

Тема 12. Кинетика электродных процессов

Контрольные вопросы для отчета по лабораторным работам

Работа №22 Напряжение разложения

1. Что такое поляризация?
2. В чем сущность электрохимической поляризации?
3. В чем сущность концентрационной поляризации?
4. Записать уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе кислородсодержащих кислот и щелочей
5. Записать уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе солей бескислородных кислот.

Работа №23 Кулонометрия

1. Сформулируйте 1 закон Фарадея и запишите его выражение.
2. Сформулируйте 2 закон Фарадея и дайте его математическое выражение.
3. Какие процессы протекают на аноде и катоде? Примеры.
4. Что такое выход по току?
5. Что представляет собой кулонометр?

Работа №24 Анодная и катодная поляризационные кривые на металле.

1. Что называется током обмена?
2. Что такое поляризация электрода?
3. Как зависит величина поляризации электрода от тока обмена?
4. Нарисуйте полную кривую анодной поляризации и укажите на ней характерные точки.
5. В чем причина пассивации металла?
6. Какими способами можно достичь пассивного состояния металла?

Тема 13. Теория электрохимической коррозии металлов

Контрольные вопросы для отчета по лабораторной работе

Работа №25 Коррозия и защита металлов.

1. Что называется коррозией металла?
2. В чем причина коррозии?
3. Перечислите методы борьбы с коррозией.
4. Какие используются способы выражения скорости коррозии?
5. Каков механизм действия ингибиторов коррозии?
6. Какие используются количественные показатели эффективности действия ингибиторов коррозии.

Тестирование

Тема 1. Введение в физическую химию

1. Предметом исследования химической термодинамики является:

- 1) Термодинамическая система;
- 2) Химическая реакция;
- 3) Электрические процессы;
- 4) Отдельные молекулы.

2. Раздел физической химии, изучающий скорости химических реакций, их зависимости от концентраций реагирующих веществ, температуры, давления, наличия катализатора и других факторов, носит название:

- 1) а) учение о поверхностных явлениях,
- 2) б) термодинамика химических процессов,
- 3) в) химическая кинетика,
- 4) г) статистическая термодинамика.

3. Что изучает термодинамика?

- 1) тепловые эффекты и работу, совершаемые при физических и химических изменениях систем;
- 2) скорость передачи теплоты от одного тела к другому;
- 3) скорость совершения работы в системе;
- 4) скорость движения системы в пространстве

4. Электродика рассматривает:

- 1) свойства растворов электролитов;
- 2) электродные процессы на границе электрод/раствор;
- 3) Электродные процессы на металле;
- 4) Процесс распада молекул на ионы.

5. Термохимия – раздел термодинамики, изучающий:

- 1) Взаимосвязь электрических явлений и процессов;
- 2) Тепловые эффекты химических реакций;
- 3) Зависимость скорости химических реакций от внешних условий;
- 4) Взаимосвязь химических процессов с поглощением или испусканием света

6. Учение о химическом равновесии и термодинамика рассматривают:

- 1) только начальное и конечное состояние системы,
- 2) механизм процесса,
- 3) скорость, с которой система достигает равновесия,
- 4) влияние внешних факторов на скорость достижения равновесия

7. В фотохимии рассматриваются

- 1) закономерности влияния электромагнитных колебаний инфракрасного и видимого участков спектра на реакционную способность химических систем.
- 2) закономерности влияния электромагнитных колебаний видимого и ультрафиолетового участков спектра на реакционную способность химических систем,
- 3) закономерности влияния особенностей внутреннего строения реагирующих молекул на их химическую активность.
- 4) особенности протекания реакций под влиянием радиоактивного излучения.

8. Электрохимия – раздел физической химии, изучающий:

- 1) Тепловые эффекты, сопровождающие физические и химические изменения системы;

- 2) электрические явления;
 - 3) законы взаимосвязи электрических и химических явлений;
 - 4) Условия, необходимые для самопроизвольного протекания процессов.
9. Раздел физической химии, изучающий адсорбционные процессы и явление поверхностного натяжения и их зависимости от различных факторов носит название:
- 1) учение о поверхностных явлениях,
 - 2) термодинамика химических процессов,
 - 3) химическая кинетика,
 - 4) статистическая термодинамика.
10. Химическая кинетика – это раздел физ. химии, рассматривающий:
- 1) учение о химическом равновесии и фазовые равновесия;
 - 2) скорости химических реакций и факторы, влияющие на них;
 - 3) возможность или невозможность протекания химических реакций,
 - 4) взаимосвязь химических реакций и электрических явлений.

Тема 2. Основы химической термодинамики

1. В каком процессе работа равна нулю?
 - 1) изохорном;
 - 2) изотермическом;
 - 3) изобарном;
 - 4) адиабатном.
2. При всех процессах и явлениях суммарная энергия всех частей материальной системы, участвующей в процессе:
 - 1) Уменьшается
 - 2) Увеличивается;
 - 3) Не изменяется;
 - 4) Сначала увеличивается, затем уменьшается.
3. Изотермический процесс - это процесс, протекающий:
 - 1) При постоянном давлении;
 - 2) При постоянном объеме;
 - 3) При постоянной температуре;
 - 4) При постоянной внутренней энергии.
4. Какая из формулировок является 2-м законом термодинамики?
 - 1) Единственным результатом любой совокупности процессов не может быть переход тепла от холодного тела к горячему.
 - 2) Вечный двигатель 1-го рода невозможен;
 - 3) теплота, поглощенная системой, расходуется на совершение работы и изменение внутренней энергии;
 - 4) теплота в общем случае не является функцией состояния системы.
5. Закон Кирхгоффа в небольшом интервале температуры записывают:

$$\begin{aligned}
1) \quad Q_{T2} &= Q_{T1} + \sum_K v_K C_{p,K} - \sum_H v_H C_{p,H} \cdot (T_2 - T_1) \\
2) \quad Q_{T2} &= Q_{T1} + \sum_H v_H C_{p,H} - \sum_K v_K C_{p,K} \cdot (T_2 - T_1) \\
3) \quad Q_{T2} &= Q_{T1} + \int_{T_1}^{T_2} \sum_i v_i c_i dT \\
4) \quad Q_{T2} &= Q_{T1} + \int_{T_1}^{T_2} \sum_K v_K C_{p,K} - \sum_H v_H C_{p,H} dT
\end{aligned}$$

6. Обратимый процесс – это:

- 1) Равновесный процесс, протекающий в прямом, затем в обратном направлении так, что система возвращается в исходное состояние;
- 2) Равновесный процесс, протекающий в прямом, затем в обратном направлении так, что система и окружающая среда возвращаются в исходное состояние;
- 3) Процесс, проходящий в прямом и обратном направлении через одни и те же состояния, бесконечно близкие к равновесию;
- 4) Процесс, проходящий в прямом и обратном направлении через одни и те же состояния, бесконечно близкие к равновесию так, что система возвращается в исходное состояние;

7. Вечный двигатель второго рода невозможен, так как:

- 1) Невозможно построить машину, которая производила бы работу за счет совершения циклического процесса в изолированной системе;
- 2) Невозможно построить машину, которая производила бы работу за счет тепла окружающей среды, более нагретой, чем сама система;
- 3) Невозможно построить машину, которая производила бы работу за счет тепла окружающей среды, не более нагретой, чем сама система;
- 4) Невозможно построить машину, которая производила бы работу за счет совершения циклического процесса в неизолированной системе.

8. Постулат Клаузиуса гласит:

- 1) Теплота наиболее холодного из участников процесса не может служить источником работы;
- 2) Единственным результатом любой совокупности процессов не может быть переход тепла от менее нагретого тела более нагретому;
- 3) Теплота наиболее горячего из участников процесса не может служить источником работы;
- 4) Единственным результатом любой работы может быть переход тепла от менее нагретого тела более нагретому.

9. В изолированной системе самопроизвольный процесс возможен, если:

- 1) Энтропия уменьшается;
- 2) Энтропия сначала уменьшается, затем увеличивается;
- 3) Энтропия не изменяется;
- 4) Энтропия увеличивается.

10. В каких единицах выражается молярная теплоемкость?

- 1) Дж/(моль.град);
- 2) Дж/(г.град);
- 3) Дж;
- 4) Дж/град;

Тема 3. Термодинамика молекулярных растворов

1. Как отличается температура замерзания раствора от температуры замерзания чистого растворителя?

- 1) она ниже; 2) она равна т-ре замерзания растворителя; 3) она выше; 4) она много выше.
2. Какое давление противоположно по направлению осмотическому?
 - 1) гидростатическое; 2) гипертоническое; 3) гипотоническое; 4) изотоническое.
3. Во сколько раз нормальность больше молярности раствора $AlCl_3$?
 - 1) в 2; 2) в 4; 3) в 3; 4) в 1,5.
4. Когда компонент самопроизвольно переходит из 2-й фазы в 1-ую?
 - 1) если его химический потенциал меньше в 1-ой фазе;
 - 2) если его химический потенциал больше в 1-ой фазе;
 - 3) если объем в 1-ой фазе больше;
 - 4) если температура в 1-ой фазе больше.
5. Укажите выражение закона Рауля при высоких температурах.
 - 1) $f_i = f_{i0}x_i$; 2) $\pi = c_2RT$; 3) $p_i = P x_i$; 4) $p = (n/v)RT$;
6. Как отличается давление пара над разбавленным раствором нелетучего вещества от давления пара над чистым растворителем?
 - 1) оно ниже; 2) оно выше; 3) одинаково; 4) оно много выше.
7. Что наблюдается при обратном осмосе?
 - 1) проникновение растворителя из раствора через полупроницаемую перегородку в чистый растворитель;
 - 2) проникновение растворенного вещества из раствора через полупроницаемую перегородку в чистый растворитель;
 - 3) проникновение растворителя через полупроницаемую перегородку в раствор;
 - 4) выделение тепла.
8. Какие растворы называются гипертоническими?
 - 1) с осмотическим давлением $>$ эталонного;
 - 2) с осмотическим давлением $<$ эталонного;
 - 3) с одинаковым осмотическим давлением;
 - 4) с неодинаковым осмотическим давлением;
9. Что собирается в конденсате при перегонке раствора, соответствующего диаграмме с минимумом на кривой температуры кипения?
 - 1) чистый компонент; 2) азеотроп; 3) смесь компонентов; 4) ничего.
10. Чему равна теплота смешения компонентов идеального раствора?
 - 1) нулевой величине; 2) положительной величине; 3) отрицательной величине;
 - 4) суммарной величине.

Тема 4. Фазовые равновесия

1. Какое из уравнений является ур-нием Клапейрона-Клаузиуса?
 - 1) $dP/dT = \lambda/[T(V_2 - V_1)]$; 2) $pV = nRT$; 3) $A'_{max} = -Q_p + T(dA'_{max}/dT)p$; 4) $G = H - TS$.
2. В каких координатах нужно построить график, чтобы графическим методом определить теплоту испарения?
 - 1) $\ln P = f(1/T)$; 2) $V = f(P)$; 3) $P = f(T)$; 4) $P = f(x_i)$.
3. Укажите ур-ние Клапейрона-Клаузиуса, преобразованное для процессов испарения и возгонки.
 - 1) $d \ln P/dT = \lambda/(RT^2)$; 2) $pV = nRT$; 3) $A'_{max} = -Q_p + T(dA'_{max}/dT)p$;
 - 4) $G = H - TS$.
4. Составляющие вещества системы – это вещества:
 - 1) которые не могут быть выделены; 2) наименьшее число которых достаточно для образования всех фаз; 3) которые могут быть выделены и могут существовать вне системы; 4) которые не могут существовать вне системы.
5. Правило фаз Гиббса гласит:
 - 1) Число степеней свободы равновесной гетерогенной системы, на которую из внешних факторов влияют только температура и давление равно числу компонентов $+ 1$ и за вычетом числа фаз;

- 2) Число степеней свободы равновесной гетерогенной системы, на которую из внешних факторов влияют только температура и давление равно числу фаз + 1 и за вычетом числа компонентов;
 3) Число степеней свободы равновесной гетерогенной системы, на которую из внешних факторов влияют только температура и давление равно числу компонентов + 2 и за вычетом числа фаз;
 4) Число степеней свободы равновесной гетерогенной системы, на которую из внешних факторов влияют только температура и давление равно числу фаз + 2 и за вычетом числа компонентов.

6. Фаза - это:

- 1) гомогенная часть гетерогенной системы; 2) гетерогенная часть гомогенной системы; 3) такого понятия не существует; 4) кристаллическое вещество.

7. Число компонентов системы, в которой протекает реакция, равно:

- 1) числу всех индивидуальных веществ системы; 2) числу всех веществ, наименьшее число которых достаточно для образования всех фаз; 3) числу всех веществ, которые могут быть выделены и могут существовать вне системы; 4) числу всех веществ, которые не могут существовать вне системы.

8. Эвтектика – это:

- 1) такая смесь двух веществ, когда при кристаллизации обоих компонентов остаётся постоянным их первоначальный состав; 2) такая смесь двух веществ, когда при кристаллизации обоих компонентов их состав не совпадает с первоначальным; 3) такая жидкая смесь веществ, которая не кристаллизуется при постоянной температуре; 4) такая кристаллическая смесь веществ, которая плавится в некотором интервале температур.

9. В системе CaCO_3 , H_2O , NaCl компонентами системы являются:

- 1) два вещества; 2) три вещества; 3) одно вещество; 4) ни одно вещество не является компонентом данной системы.

10. Чем определяется то, что $(dP/dT)_{пл} < 0$ для воды?

- 1) тем, что $\rho_{т} < \rho_{ж}$; 2) тем, что $\rho_{газ} < \rho_{ж}$; 3) тем, что $\rho_{т} > \rho_{ж}$; 4) тем, что $\rho_{газ} < \rho_{т}$;

Тема 5. Химические равновесия

1. Условие химического равновесия в общем виде

$$1) \sum \nu_i \mu_i = 0 \text{ при } T = \text{const и } P = \text{const}; 2) dG = VdP - SdT + \sum \mu_i dn_i;$$

$$3) VdP = 0; 4) dG < \sum \mu_{\kappa} dn_{\kappa} - \sum \mu_{\pi} dn_{\pi}.$$

2. Для идеальных растворов константа равновесия выражается:

$$1) K_c = \frac{\prod C_{\kappa, \text{равн}}^{\nu_{\kappa}}}{\prod C_{\pi, \text{равн}}^{\nu_{\pi}}}; 2) K_a = \frac{\prod a_{\kappa, \text{равн}}^{\nu_{\kappa}}}{\prod a_{\pi, \text{равн}}^{\nu_{\pi}}};$$

$$3) K_p = \frac{\prod P_{\kappa, \text{равн}}^{\nu_{\kappa}}}{\prod P_{\pi, \text{равн}}^{\nu_{\pi}}}; 4) K_n = \frac{\prod n_{\kappa, \text{равн}}^{\nu_{\kappa}}}{\prod n_{\pi, \text{равн}}^{\nu_{\pi}}}.$$

3. Повышение давления должно смещать химическое равновесие

- 1) в сторону образования большего количества молей газообразных продуктов;
 2) в сторону образования большего количества молей жидких продуктов;
 3) в сторону образования меньшего количества молей жидких продуктов;
 4) в сторону образования меньшего количества молей газообразных продуктов.

4. В интегральной форме уравнение изохоры Вант-Гоффа имеет вид:

$$1) \ln \frac{K_{p,2}}{K_{p,1}} = \frac{\Delta H(T_2 - T_1)}{RT_1 T_2};$$

$$2) \ln \frac{K_{c,2}}{K_{c,1}} = \frac{\Delta U(T_2 - T_1)}{RT_1 T_2};$$

$$3) \frac{d \ln K_c}{dT} = \frac{\Delta U}{RT^2};$$

$$4) \frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2}.$$

5. Тепловая теорема Нернста гласит:

- 1) в конденсированных системах $\ln K_p$ и $\ln K_c$ - кривые сливаются вблизи абсолютного нуля, образуя общую касательную при $T = 0$ К, параллельную оси температур;
- 2) в конденсированных системах вблизи абсолютного нуля, алгебраическая сумма всех теплоемкостей равна нулю;
- 3) в конденсированных системах $\ln K_p$ и $\ln K_c$ - кривые сливаются вблизи абсолютного нуля, образуя общую касательную при $T = 0$ К, параллельную оси температур;
- 4) в конденсированных системах вблизи абсолютного нуля энтропия не увеличивается, и не уменьшается, оставаясь постоянной.

6. Константа интегрирования для газовых реакций равна:

$$1) I = R \sum_i \nu_i j_i;$$

$$2) I = -\Delta H^0 \sum_i \nu_i j_i;$$

$$3) I = -R \sum_i \nu_i j_i;$$

$$4) I = \Delta H^0 \sum_i \nu_i j_i.$$

7. Из теоремы Нернста следует, что суммы теплоемкостей исходных и конечных веществ в конденсированных системах при абсолютном нуле температур:

- 1) одинаковы и не равны нулю;
- 2) одинаковы и равны нулю;
- 3) не одинаковы и не равны нулю;
- 4) могут равняться нулю, а могут и нет.

8. Расчет равновесий в конденсированных системах производят за счет:

- 1) нахождения температуры, при которой имеет место равновесие между реагирующими веществами гетерогенной системы;
- 2) нахождения константы равновесия по парциальным давлениям участников;
- 3) нахождения константы равновесия по концентрациям участников;
- 4) нахождения температуры по мольным долям участников.

9. В дифференциальной форме уравнение изобары Вант-Гоффа имеет вид:

$$1) \ln \frac{K_{p,2}}{K_{p,1}} = \frac{\Delta H(T_2 - T_1)}{RT_1 T_2};$$

$$2) \ln \frac{K_{c,2}}{K_{c,1}} = \frac{\Delta U(T_2 - T_1)}{RT_1 T_2};$$

$$3) \frac{d \ln K_c}{dT} = \frac{\Delta U}{RT^2};$$

$$4) \frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2}.$$

10. Для реальных газов константа равновесия выражается:

$$1) K_p = \frac{\prod P_{n, \text{равн}}^{V_n}}{\prod P_{k, \text{равн}}^{V_k}};$$

$$2) K_p = \frac{\prod f_{k, \text{равн}}^{V_k}}{\prod f_{n, \text{равн}}^{V_n}};$$

$$3) K_p = \frac{\prod P_{k, \text{равн}}^{V_k}}{\prod P_{n, \text{равн}}^{V_n}}.$$

$$4) K_f = \frac{\prod f_{k, \text{равн}}^{V_k}}{\prod f_{n, \text{равн}}^{V_n}}$$

Тема 6. Адсорбционные равновесия

1. Адсорбция - это ...

- 1) явление концентрирования вещества в объеме фазы;
- 2) явление увеличения скорости реакции с повышением температуры;
- 3) явление концентрирования вещества на поверхности раздела фаз;
- 4) процесс перехода вещества из одной фазы в другую.

2. Изотерма адсорбции Генри описывается уравнением

$$1) \frac{P}{\Gamma} = \frac{1}{\Gamma_{\infty 6}} + \frac{1}{\Gamma_{\infty}} \cdot P; 2) \Theta = \Gamma / \Gamma_{\infty};$$

$$3) \Gamma = kP; 4) \Gamma = \Gamma_{\infty} \frac{6P}{1 + 6P}.$$

3. Поверхностным натяжением называется

- 1) величина работы, необходимой для адсорбции создания 1 г адсорбата;
- 2) величина работы, необходимой для создания единицы площади новой поверхности;
- 3) количество вещества, поглощенное 1 г адсорбента;
- 4) поверхность, приходящаяся на единицу массы или поверхности адсорбента.

4. Правило уравнивания полярностей Ребиндера гласит

- 1) величина адсорбции растворенного вещества тем больше, чем больше разность полярностей между адсорбатом и адсорбентом;
- 2) величина адсорбции растворенного вещества тем больше, чем больше разность полярностей между адсорбентом и растворителем;
- 3) величина адсорбции растворенного вещества тем больше, чем меньше разность полярностей между адсорбентом и растворителем;
- 4) величина адсорбции растворенного вещества тем больше, чем больше сходства в химической природе между адсорбентом и растворителем.

5. Изостера адсорбции представляет собой

- 1) зависимость количества адсорбированного вещества или степени заполнения поверхности) от температуры при постоянном давлении адсорбата в газовой фазе.
- 2) зависимость равновесного давления адсорбата от температуры для определенного количества адсорбированного газа.
- 3) зависимость величины адсорбции от равновесного давления или концентрации адсорбата при постоянной температуре.
- 4) зависимость температуры от величины адсорбции при постоянном давлении.

6. Вещество, которое адсорбируется в процессе адсорбции, называется

- 1) адсорбент;
- 2) реагент;
- 3) адсорбат
- 4) индуктор.

$$1) f = \frac{8\pi^2 I k T}{\sigma h^2} \quad ; 2) f = \frac{1}{1 - e^{-h\nu/kT}}$$

$$3) f = \frac{(2\pi k m T)^{3/2}}{h^3}; 4) f = g_0 + g_1 e^{\frac{-E_1}{kT}} + g_2 e^{\frac{-E_2}{kT}} + \dots,$$

5. Поступательная доля молярной теплоемкости двухатомного идеального газа при постоянном объёме

$$1) C_{V, \text{пост.}} = \frac{3}{2} R; 2) C_{V, \text{пост.}} = R;$$

$$3) C_{V, \text{пост.}} = 0; 4) C_{V, \text{пост.}} = \frac{5}{2} R.$$

6. Зависимость внутренней энергии от температуры, полученная методом статистической термодинамики

- 1) противоречит закону Гей-Люссака-Джоуля;
- 2) противоречит первому закону термодинамики;
- 3) подтверждает закону Гей-Люссака-Джоуля;
- 4) находится в противоречии с законом Гесса.

7. Связь между СПС системы, состоящей из одинаковых молекул и СПС молекулы определяется соотношением

$$1) Z = f^N; \quad 2) G = kT \left[\left(\frac{d \ln f}{d \ln Z} \right)_T - \ln Z \right].$$

$$3) S = \frac{U}{T} + k N \ln f; \quad 4) F = - k T \ln Z$$

8. Полная энергия молекулы складывается из:

- 1) поступательной и колебательной энергии;
- 2) внутренней и колебательной;
- 3) энергии внешнего движения и электронной;
- 4) поступательной, колебательной, вращательной, электронной энергии

9. Зависимость $N_i = k e^{-E_i/kT}$ представляет собой

- 1) уравнение Больцмана;
- 2) закон Больцмана;
- 3) распределение молекул по их энергиям Максвелла- Больцмана;
- 4) уравнение Эйнштейна.

10. Сумма по состоянию (СПС) -

- 1) частная производная фактора Больцмана;
- 2) функция распределения, которые являются безразмерной величиной и в удобной математической форме описывает способ распределения энергии системы по отдельным молекулам
- 3) величина, связывающая все микроскопические свойства молекул между собой т.е. такие свойства как момент инерции, расположение дискретных уровней энергии, дипольный момент и т. д.);
- 4) величина, связывающая все макроскопические свойства системы (энтальпия, энтропия, поляризация и т.д.).

1. Число молекул, одновременным взаимодействием между которыми осуществляется акт химического превращения, называется

- а) порядком реакции,
- б) удельной скоростью реакции,
- в) мгновенной скоростью реакции.
- г) молекулярностью реакции.

2. Элементарный акт химического взаимодействия – это:

- а) последовательное превращение частиц (молекул, атомов, радикалов, ионов) исходных веществ в частицы продуктов реакции.
- б) непрерывный процесс превращения внутренней энергии движения ядер в кинетическую энергию движения молекул,
- в) непрерывный процесс превращения кинетической энергии движения молекул во внутреннюю энергию движения ядер.
- г) столкновение двух частиц.

3. Что представляет квантовый выход реакции?

- а) отношение числа поглощенных квантов к числу прореагировавших молекул,
- б) отношение скорости фотохимической реакции к числу поглощенных квантов,
- в) отношение числа прореагировавших молекул к числу поглощенных квантов.
- г) отношение числа поглощенных квантов к интенсивности падающего света.

4. Какие из сопряженных реакций по Шилову называются автокаталитическими?

- а) концентрация индуктора во времени убывает,
- б) концентрация индуктора во времени не изменяется,
- в) концентрация индуктора во времени возрастает,
- г) концентрация актора во времени возрастает.

5. Дифференциальное уравнение скорости для необратимой реакции:

$A + B \rightarrow D + E$ записывается:

$$\begin{array}{ll} \text{а) } k = \frac{1}{t} \frac{x}{a(a-x)}; & \text{б) } \frac{dx}{dt} = k(a-x); \\ \text{в) } k = \frac{1}{t} \frac{1}{a-b} \ln \frac{b(a-x)}{a(b-x)}; & \text{г) } \frac{dx}{dt} = k(a-x)(b-x). \end{array}$$

6. Время полураспада для реакции второго порядка равно:

$$\text{а) } \tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}; \text{ б) } \tau_{1/2} = \frac{1}{ak}; \text{ в) } \tau_{1/2} = \frac{a}{2k}; \text{ г) } \tau_{1/2} = \frac{1}{2ak}.$$

7. Уравнение Вант-Гоффа имеет вид:

$$\begin{array}{ll} \text{а) } \ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E(T_2 - T_1)}{RT_1 T_2}; & \text{б) } \lg \frac{k_{t_2}}{k_{t_1}} = \frac{t_2 - t_1}{10} \lg \gamma, \\ \text{в) } k = z \exp(-E/RT); & \text{г) } v = k C_A^m C_B^n. \end{array}$$

8. Для двух параллельных реакций первого порядка справедливо выражение:

$$\text{а) } \frac{dx}{dt} = (k_1 + k_2)(x - a);$$

$$\text{в) } \frac{dx}{dt} = (k_1 + k_2)(a - x);$$

$$\text{б) } \frac{dx}{dt} = (k_1 - k_2)(x - a)$$

$$\text{г) } \frac{dx}{dt} = (k_1 - k_2)(a - x)$$

9. Период индукции в цепном процессе – это:

- а) время, в течение которого в результате израсходования исходного вещества скорость процесса будет уменьшаться;
- б) время, в течение которого скорость процесса изменяется от незначительной величины до очень большой,
- в) время, в течение которого скорость процесса не изменяется и остается очень большой,
- г) время, в течение которого скорость процесса не изменяется и остается очень маленькой

10. Согласно теории активных соударений множитель Z в уравнении Аррениуса равен:

- а) молекулярности реакции;
- б) времени, в течение которого скорость процесса не изменяется и остается очень большой,
- в) числу столкновений в 1 см^3 за 1 сек,
- г) числу столкновений со стенками сосуда за 1 сек,

Тема 13. Теория электрохимической коррозии металлов

1. Химическая коррозия происходит:

- 1) при действии на металлы электропроводящих сред; 2) при действии на металлы газов в присутствии влаги обычно при высоких температурах; 3) при контакте двух металлов; 4) при действии на металлы сухих газов обычно при высоких температурах.

2. II закон Фарадея гласит:

- 1) массы веществ, претерпевших изменение у электродов при прохождении одного и того же количества электричества, обратно пропорциональны молярным массам их химических эквивалентов; 2) количество вещества, претерпевшего изменения у электродов, прямо пропорционально количеству прошедшего через раствор электричества; 3) количество вещества, претерпевшего изменения у электродов, обратно пропорционально количеству прошедшего через раствор электричества;; 4) массы веществ, претерпевших изменение у электродов при прохождении одного и того же количества электричества, прямо пропорциональны молярным массам их химических эквивалентов.

3. Почему при опускании цинковой пластинки в раствор сульфата цинка металлическая пластинка заряжается отрицательно?

- 1) в результате пропускания внешнего электрического тока; 2) энергия гидратации ионов меньше энергии выхода металлических ионов из кристаллической решетки; 3) ионы переходят из раствора на электрод и возникает двойной электрический слой; 4) ионы переходят из электрода в раствор и возникает двойной электрический слой.

4. За счет какого процесса вырабатывается электрическая работа в концентрационных электрохимических элементах?

- 1) химической реакции; 2) суммарного процесса выравнивания концентрации одного вещества; 3) суммарного процесса выравнивания концентрации разных веществ; 4) процессов окисления или восстановления на одном из электродов.

5. Диффузионный потенциал:

- 1) это скачок потенциалов на границе электрод/раствор; 2) это скачок потенциала на границе раствор/раствор; 3) такого потенциала не существует; 4) его повышают, используя солевые мостики KCl.

6. Эквивалентная электропроводность характеризует:

1) величину электрической проводимости раствора, содержащего 1 моль-экв растворенного вещества, заключенного между плоскими электродами на расстоянии 1 см (м); 2) величину электрической проводимости раствора, содержащего 1 моль растворенного вещества и заключенного между плоскими электродами на расстоянии 1 см (м); 3) электропроводность единицы объема электролита, заключенного между плоскими электродами на расстоянии 1 см (м); 4) насколько поведение ионов в растворе электролита при данной концентрации отклоняется от их поведения при бесконечном увеличении концентрации.

7. Электропроводность зависит от факторов:

1) степени гидролиза, количества электричества и природы раствора; 2) природы растворителя, природы электролита, температуры; 3) от подвижности катионов, степени диссоциации ионов и ассоциации молекул; 4) от давления, объема раствора и температуры.

8. Третий (объединенный) закон Фарадея имеет вид:

1) $PV = nRT$; 2) $m = (M \times I \times t) / F$; 3) $p = CRT$; 4) $m_1/m_2 = M_1/M_2$.

9. Аномально высокую скорость движения катионов водорода по силовым линиям электрического поля в водных и спиртовых растворах можно объяснить:

1) маленьким размером протонов водорода; 2) наличием ионной атмосферы при переносе иона; 3) эстафетным механизмом передачи иона; 4) эффектом Вина.

10. Анодная стадия ионизации при коррозии заключается в процессе:

Ответы: 1) $Me \rightarrow Me^{n+} + ne$; 2) перетекание электронов от мест окисления до мест восстановления; 3) $H_3O^+ + e \rightarrow \frac{1}{2} H_2 + H_2O$; 4) $O_2 + 2 H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$.

4.3 Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в форме зачета, экзамена

Типовые вопросы зачета (ОПК-1)

4 семестр

1. Физическая химия как наука.
2. Термодинамические системы: гомогенные, гетерогенные.
3. 1 закон термодинамики как следствие закона сохранения и превращения энергии.
4. Внутренняя энергия. Энтальпия. Теплота и работа.
5. Закон Гесса и его следствия.
6. Закон Кирхгофа.
7. 2-ой закон термодинамики и его формулировки.
8. Энтропия как критерий самопроизвольного протекания процессов и равновесия.
9. Методы расчета энтропии. Постулат Планка.
10. Свободная энергия и свободная энергия Гиббса как критерии самопроизвольного протекания процессов и равновесия.
11. Характеристические функции.
12. Химические потенциалы.
13. Способы выражения концентрации растворов.
14. Идеальные растворы. Закон Рауля.
15. Реальные растворы.
16. Эбулиоскопия.
17. Криоскопия.
18. Законы Коновалова.
19. Осмос. Закон Вант - Гоффа: Осмотическое давление.
20. Перегонка бинарных растворов. Азеотропы.

5 семестр

1. Фазовые переходы 1-го рода. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса.

2. Гетерогенные системы: понятия фазы, компонента, степени свободы. Правило фаз Гиббса, его выводы.
3. Однокомпонентные системы. Примеры. Двухкомпонентные системы. Примеры. Эвтектика, образование химических соединений в двухкомпонентной системе.
4. Взаимная растворимость двух жидкостей. Трехкомпонентные системы.
5. Вывод условия химического равновесия. Термодинамический вывод закона действия масс. Способы выражения константы равновесия и связь между ними. Гетерогенные химические равновесия.
6. Изотерма химической реакции. Стандартный изобарный потенциал. Комбинирование равновесий. Примеры.
7. Расчет константы равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций.
8. Приведенная энергия Гиббса и ее использование для расчетов химических равновесий. Равновесие реакций, идущих в газовой фазе без изменения числа молей.
9. Равновесие реакций, идущих в газовой фазе с изменением числа молей. Принцип Ле-Шателье.
10. Зависимость химического равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры химической реакции.
11. Тепловая теорема Нернста и ее следствия.
12. Явления адсорбции. Виды адсорбции.
13. Теория мономолекулярной адсорбции Ленгмюра.
14. Теория полимолекулярной адсорбции Поляни.
15. Теория полимолекулярной адсорбции БЭТ.
16. Адсорбция из растворов. Уравнение Гиббса.
17. Адсорбция на твердом адсорбенте. Уравнение Фрейндлиха.
18. Избирательная и обменная адсорбция. Правила Пескова - Фаянса, уравнивания полярностей Ребиндера.
19. Адсорбционная хроматография.
20. Функции распределения Максвелла и Максвелла - Больцмана. Молекулярная сумма по состояниям и сумма по состояниям макросистемы.
21. Статистические выражения для основных термодинамических функций. Поступательная сумма по состояниям.
22. Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.
23. Химическая кинетика - наука о скоростях и механизмах химических реакций.
24. Константа скорости, молекулярность и порядок химической реакции.
25. Необратимые реакции 1-го, 2-го, n-го порядка.
26. Методы определения порядка реакции.
27. Сложные реакции.
28. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса.
29. Теории элементарного акта химической реакции. Метод переходного состояния. Теория соударений в химической кинетике. Схема Линдемана.
30. Фотохимические реакции. Квантовый выход.
31. Катализ. Основные положения теории катализа. Гомогенный катализ. Гетерогенный катализ.
32. Теории в гетерогенном катализе. Ферментативный катализ. Металлы как катализаторы

Типовые задания для зачета (ОПК-1)

1. В результате изотермического расширения газа (полученного при прокаливании KMnO_4) при 1270°C и $P = 1,4$ атм, давление уменьшилось в 20 раз. Найти Q , A , DU ; а также массу газа, если первоначальный его объем – 1650 л.

2. Средняя удельная теплоемкость бензола в интервале температур от 0 до 800С равна 1,745 Дж/(г×К). Молярная теплоемкость ацетилена в том же температурном интервале 43,93 Дж/(моль×К). Тепловой эффект реакции: $3\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) = \text{C}_6\text{H}_6(\text{ж})$

при стандартных условиях равен -630,8 кДж. Рассчитать тепловой эффект этой реакции при 750С.

3. Рассчитать изменение энтропии при превращении 0,1 кг воды, взятой при 00С, в пар при 1200С. Удельная теплота испарения воды при 1000С 2,255 кДж/г; удельная теплоемкость жидкой воды 4,184 Дж/(г×К), удельная теплоемкость пара при постоянном давлении 19,958 Дж/(г×К).

Типовые вопросы экзамена (ОПК-1)

1. Основные положения теории Аррениуса, ее недостатки.
2. Теория электростатической теории сильных электролитов.
3. Активность и коэффициент активности.
4. Приближения теории Дебая - Гюккеля.
5. Удельная и эквивалентная электропроводность.
6. Подвижность ионов и закон Кольрауша.
7. Числа переноса ионов.
8. Ионные атмосферы и их тормозящее действие.
9. Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксида.
10. Возникновение скачков потенциала на границах фаз.
11. Электродвижущие силы и электродные потенциалы.
12. Термодинамика электрохимических элементов.
13. Классификация электродов.
14. Классификация электрохимических цепей.
15. Двойной электрический слой и его строение.
16. Метод ЭДС как метод физико-химического исследования.
17. Химические источники тока. Топливные элементы.
18. Плотность тока как мера скорости электродного процесса. Токи обмена.
19. Концентрационная поляризация электродов.
20. Электрохимическая поляризация.
21. Перенапряжение водорода. Теория.
22. Перенапряжение кислорода.
23. Катодная и анодная поляризация.
24. Теория электрохимической коррозии металлов.
25. Показатели скорости коррозии.
26. Методы защиты металлов от коррозии.

Типовые задания для экзамена (ОПК-1)

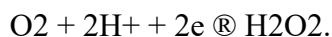
1. При 180С удельная электропроводность 0,8%-ного раствора аммиака равна $6,86 \cdot 10^{-4}$

Ом·л·см⁻¹, плотность 0,996 г/см³. Константа диссоциации NH₄OH равна $1,78 \cdot 10^{-5}$. Вычислить значение эквивалентной электропроводности при бесконечном разведении NH₄OH.

2. Вычислить ЭДС концентрационного элемента при 250С

$\text{Zn} \parallel \text{Zn}^{2+}$ $\parallel \parallel \text{Zn}^{2+}$, если $a_1 = 0,05$, $a_2 = 0,01$, без учета и с учетом диффузионного потенциала.

3. Восстановление кислорода на инертном катоде протекает по реакции:



Рассчитать объем и число моль восстановившегося кислорода и число моль образовавшейся перекиси водорода при -30С, давлении $1,99 \cdot 10^5$ Па, если через раствор прошло 5F электричества. Выход по току равен 40%.

4.4. Шкала оценивания промежуточной аттестации

Зачет

Оценка	Компетенции	Дескрипторы (уровни) – основные признаки освоения (показатели достижения результата)
«зачтено» (50 - 100 баллов)	ОПК-1	Уверенно использует основные методы отбора и анализа теоретического материала для решения конкретных профессиональных задач. Демонстрирует достаточный уровень знаний основных законов химической термодинамики. Интерпретирует экспериментальные факты на основе современных теорий в области термодинамики, выделяет междисциплинарные связи. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком
«не зачтено» (0 - 49 баллов)	ОПК-1	Демонстрирует слабый уровень знаний теоретических закономерностей физической химии. Не способен сформулировать заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, экспериментальных и расчетно-теоретических работ, Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал

Экзамен

Оценка	Компетенции	Дескрипторы (уровни) – основные признаки освоения (показатели достижения результата)
«отлично» (85 - 100 баллов)	ОПК-1	Уверенно применяет методы отбора и анализа теоретического материала для решения конкретных профессиональных задач. Демонстрирует высокий уровень знания основных законов общей и химической термодинамики, электрохимии, кинетики и катализа, поверхностных явлений и адсорбции и их интерпретации на основе современных теорий, а также способов их применения для решения теоретических и практических задач. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано
«хорошо» (70 - 84 баллов)	ОПК-1	Применяет основные методы отбора и анализа теоретического материала для решения конкретных профессиональных задач. Демонстрирует достаточный уровень знаний основных закономерностей физической химии. Осуществляет, в целом, интерпретацию экспериментальных фактов на основе современных теорий в области термодинамики, химической кинетики, поверхностных явлений и электрохимии. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком.
«удовлетворительно» (50 - 69 баллов)	ОПК-1	Демонстрирует достаточный уровень знаний законов общей и химической термодинамики, закономерностей электрохимии: электродики и ионики, свойств растворов электролитов. С трудом осуществляет отбор теоретического материала, применяемого в практической деятельности. Ответ не всегда логично выстроен, материал излагается без применения современной научной терминологии.

«неудовлетворительно» (менее 50 баллов)	ОПК-1	<p>Демонстрирует слабый уровень знаний теоретических зако-номерностей физической химии.</p> <p>Не способен интерпретировать экспериментальные факты. Не может привести примеры из реальной практики управления про-изводственными химическими процессами на основе знаний законов химического равновесия и химической кинетики.</p> <p>Не может выделить междисциплинарные связи. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал.</p>
--	-------	---

5. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)

5.1 Методические указания по организации самостоятельной работы обучающихся:

Приступая к изучению дисциплины, в первую очередь обучающимся необходимо ознакомиться содержанием рабочей программы дисциплины (РПД), которая определяет содержание, объем, а также порядок изучения и преподавания учебной дисциплины, ее раздела, части.

Для самостоятельной работы важное значение имеют разделы «Объем и содержание дисциплины», «Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины» и «Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы».

В разделе «Объем и содержание дисциплины» указываются все разделы и темы изучаемой дисциплины, а также виды занятий и планируемый объем в академических часах.

В разделе «Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины» указана рекомендуемая основная и дополнительная литература.

В разделе «Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы» содержится перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем, необходимых для освоения дисциплины.

5.2 Рекомендации обучающимся по работе с теоретическими материалами по дисциплине

При изучении и проработке теоретического материала необходимо:

- просмотреть еще раз презентацию лекции в системе MOODLe, повторить законспектированный на лекционном занятии материал и дополнить его с учетом рекомендованной дополнительной литературы;
- при самостоятельном изучении теоретической темы сделать конспект, используя рекомендованные в РПД источники, профессиональные базы данных и информационные справочные системы;
- ответить на вопросы для самостоятельной работы, по теме представленные в пункте 3.2 РПД.
- при подготовке к текущему контролю использовать материалы фонда оценочных средств (ФОС).

5.3 Рекомендации по работе с научной и учебной литературой

Работа с основной и дополнительной литературой является главной формой самостоятельной работы и необходима при подготовке к устному опросу на семинарских занятиях, к дебатам, тестированию, экзамену. Она включает проработку лекционного материала и рекомендованных источников и литературы по тематике лекций.

Конспект лекции должен содержать реферативную запись основных вопросов лекции, в том числе с опорой на размещенные в системе MOODLe презентации, основных источников и литературы по темам, выводы по каждому вопросу. Конспект может быть выполнен в рамках распечатки выдачи презентаций лекций или в отдельной тетради по предмету. Он должен быть аккуратным, хорошо читаемым, не содержать не относящуюся к теме информацию или рисунки.

Конспекты научной литературы при самостоятельной подготовке к занятиям должны содержать ответы на каждый поставленный в теме вопрос, иметь ссылку на источник информации с обязательным указанием автора, названия и года издания используемой научной литературы. Конспект может быть опорным (содержать лишь основные ключевые позиции), но при этом позволяющим дать полный ответ по вопросу, может быть подробным. Объем конспекта определяется самим студентом.

В процессе работы с основной и дополнительной литературой студент может:

- делать записи по ходу чтения в виде простого или развернутого плана (создавать перечень основных вопросов, рассмотренных в источнике);
- составлять тезисы (цитирование наиболее важных мест статьи или монографии, короткое изложение основных мыслей автора);
- готовить аннотации (краткое обобщение основных вопросов работы);
- создавать конспекты (развернутые тезисы).

5.4. Рекомендации по подготовке к отдельным заданиям текущего контроля

Собеседование предполагает организацию беседы преподавателя со студентами по вопросам практического занятия с целью более обстоятельного выявления их знаний по определенному разделу, теме, проблеме и т.п. Все члены группы могут участвовать в обсуждении, добавлять информацию, дискутировать, задавать вопросы и т.д.

Устный опрос может применяться в различных формах: фронтальный, индивидуальный, комбинированный. Основные качества устного ответа подлежащего оценке:

- правильность ответа по содержанию;
- полнота и глубина ответа;
- сознательность ответа;
- логика изложения материала;
- рациональность использованных приемов и способов решения поставленной учебной задачи;
- своевременность и эффективность использования наглядных пособий и технических средств при ответе;
- использование дополнительного материала;
- рациональность использования времени, отведенного на задание.

Устный опрос может сопровождаться презентацией, которая подготавливается по одному из вопросов практического занятия. При выступлении с презентацией необходимо обращать внимание на такие моменты как:

- содержание презентации: актуальность темы, полнота ее раскрытия, смысловое содержание, соответствие заявленной темы содержанию, соответствие методическим требованиям (цели, ссылки на ресурсы, соответствие содержания и литературы), практическая направленность, соответствие содержания заявленной форме, адекватность использования технических средств учебным задачам, последовательность и логичность презентуемого материала;
- оформление презентации: объем (оптимальное количество), дизайн (читаемость, наличие и соответствие графики и анимации, звуковое оформление, структурирование информации, соответствие заявленным требованиям), оригинальность оформления, эстетика, использование возможности программной среды, соответствие стандартам оформления;
- личностные качества: ораторские способности, соблюдение регламента, эмоциональность, умение ответить на вопросы, систематизированные, глубокие и полные знания по всем разделам программы;
- содержание выступления: логичность изложения материала, раскрытие темы, доступность изложения, эффективность применения средств ИКТ, способы и условия достижения результативности и эффективности для выполнения задач своей профессиональной или учебной деятельности, доказательность принимаемых решений, умение аргументировать свои заключения, выводы.

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

6.1 Основная литература:

1. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия : Учеб. для вузов. - 4-е изд., испр.. - М.: Высш. шк., 2001. - 527 с.
2. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия : учеб. для студентов вузов. - 7-е изд., стер.. - М.: Высш. шк., 2009. - 527 с.

3. Горшков В. И., Кузнецов И.А. Основы физической химии : учебник. - 4-е изд.. - М.: Бином. Лаборатория знаний, 2011. - 407 с.
4. Карякин Н.В. Основы химической термодинамики : Учеб. пособие для студ. вузов. - М., Нижний Новгород: Академия, Изд-во Нижегородского гос. ун-та им.Н.И.Лобачевского, 2003. - 462 с.

6.2 Дополнительная литература:

1. Цыганкова Л.Е. Лабораторный практикум по физической и коллоидной химии. - Тамбов, 1993. - 168 с.
2. Цыганкова Л.Е. Контрольные задания по физической химии : химическая термодинамика. - Тамбов, 1994. - 81 с.
3. Цыганкова Л.Е., Вигдорович В.И. Сборник задач по физической химии. (Химическая кинетика и электрохимия) : учеб.-метод. пособие для студ. спец. "Химия". - Тамбов: Изд-во Першина Р.В., 2010. - 99 с.
4. Бернацкий П.Н., Бердникова Г.Г., Дьячкова Т.П. Сборник задач по химической термодинамике : Учеб.пособие для студ. химич. фак-тов ун-тов/Науч.ред. Л.Е.Цыганкова. - Тамбов: ТГУ, 2003. - 175с.

6.3 Иные источники:

1. Химическая энциклопедия на сайте «Химик.ру» - <http://www.xumuk.ru/encyklopedia/>
2. учебные материалы на сайте химического факультета МГУ - <http://www.chem.msu.su/rus/chemistry>
3. учебные материалы на сайте химического фак-та Красноярского ГУ - <http://kristall.lan.krasu.ru/Education>
4. учебные материалы на сайте кафедры физхимии Ростовского ГУ - <http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/>

7. Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Для проведения занятий по дисциплине необходимо следующее материально-техническое обеспечение: учебные аудитории для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, помещения для самостоятельной работы.

Учебные аудитории и помещения для самостоятельной работы укомплектованы специализированной мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации большой аудитории.

Помещения для самостоятельной работы укомплектованы компьютерной техникой с возможностью подключения к сети "Интернет" и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду Университета.

Для проведения занятий лекционного типа используются наборы демонстрационного оборудования, обеспечивающие тематические иллюстрации (проектор, ноутбук, экран/ интерактивная доска).

Лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение:

Microsoft Windows 10

Kaspersky Endpoint Security 10 для Windows "Лаборатория Касперского" 26.07.2018

Adobe Acrobat 8.0 Standart Russian Version Win Full Educ

Microsoft Office Профессиональный плюс 2007

Профессиональные базы данных и информационные справочные системы:

1. Scopus: база данных . – URL: <https://www.scopus.com>
2. Web of Science: политематическая реферативно-библиографическая и наукометрическая база данных . – URL: <https://apps.webofknowledge.com>
3. Научная электронная библиотека «КиберЛенинка». – URL: <https://cyberleninka.ru>
4. Научная электронная библиотека eLIBRARY.ru. – URL: <https://elibrary.ru>

5. Президентская библиотека имени Б.Н. Ельцина. – URL: <https://www.prlib.ru>
6. Российская государственная библиотека. – URL: <https://www.rsl.ru>
7. Тамбовская областная универсальная научная библиотека им. А.С. Пушкина. – URL: <http://www.tambovlib.ru>
8. Электронная библиотека ТГУ. – URL: <https://elibrary.tsutmb.ru/>
9. Электронный каталог Фундаментальной библиотеки ТГУ. – URL: <http://biblio.tsutmb.ru/elektronnyij-katalog>

Электронная информационно-образовательная среда

https://auth.tsutmb.ru/authorize?response_type=code&client_id=moodle&state=xyz

Взаимодействие преподавателя и студента в процессе обучения осуществляется посредством мультимедийных, гипертекстовых, сетевых, телекоммуникационных технологий, используемых в электронной информационно-образовательной среде университета.