

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

УТВЕРЖДАЮ
Директор института:



Е. В. Скрипников:

«21» января 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по дисциплине Б1.О.12 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: 2020

Автор программы:

Кандидат химических наук, доцент Бердникова Галина Геннадьевна

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

Рабочая программа принята на заседании Кафедры химии «11» января 2021 г. Протокол № 4

Рассмотрена и одобрена на заседании Ученого совета Института естествознания, Протокол от «21» ян

СОДЕРЖАНИЕ

1. Цели	и	задачи	
дисциплины.....			4
2. Место	дисциплины	в	структуре
бакалавра.....			ОП
			4
3. Объем	и	содержание	
дисциплины.....			5
4. Контроль	знаний	обучающихся	и
средства.....			и типовые оценочные
			28
5. Методические	указания	для	обучающихся
(модуля).....			по освоению дисциплины
			60
6. Учебно-методическое	и	информационное	обеспечение
дисциплины.....			
			62
7. Материально-техническое	обеспечение	дисциплины,	программное
профессиональные	базы	данных	и информационные
системы.....			справочные
			63

1. Цели и задачи дисциплины

1.1 Цель дисциплины – формирование компетенций:

ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюде

1.2 Типы задач профессиональной деятельности, к которым готовятся обучающиеся в рамках освоени

- организационно-управленческий
- технологический

1.3 Дисциплина ориентирована на подготовку обучающихся к профессиональной деятельности химико-технологическое производство (в сфере оптимизации существующих и разработки новых получения и анализа продукции, в сфере контроля качества сырья, полуфабрикатов и готовой прод сертификации продукции), 40 Сквозные виды профессиональной деятельности в промышленнос опытно-конструкторских разработок и внедрения химической продукции различного назначения, в 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	Владеет методами отбора и анализа теоретического материала для решения конкретных профессиональных задач

1.5 Согласование междисциплинарных связей дисциплин, обеспечивающих освоение компетенций:

ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экс измерений

№ п/п	Наименование дисциплин, определяющих междисциплинарные связи	Форма обучения				
		Очная (семестр)				
		1	2	3	4	6
1	Аналитическая химия			+	+	
2	Неорганическая химия	+	+			
3	Технологическая практика					+

2. Место дисциплины в структуре ОП бакалавриата:

Дисциплина «Физическая химия» относится к обязательной части учебного плана ОП по направлению
Дисциплина «Физическая химия» изучается в 5, 6, 7 семестрах.

3.Объем и содержание дисциплины

3.1.Объем дисциплины: 19 з.е.

Очная: 19 з.е.

Вид учебной работы	Очная (всего часов)
Общая трудоёмкость дисциплины	684
Контактная работа	456
Лекции (Лекции)	224
Лабораторные (Лаб. раб.)	164
Практические (Практ. раб.)	68
Самостоятельная работа (СР)	156
Экзамен	72
Зачет	-

3.2.Содержание курса:

№ темы	Название раздела/темы	Вид учебной работы				Формы текущего контроля
		Лекции	Лаб. раб.	Практ. т. раб.	СР	
		О	О	О	О	
5 семестр						
1	Введение в физическую химию	6	-	16	24	Тестирование
2	Основы химической термодинамики	26	-	16	24	Тестирование; Контрольная работа коллоквиум
3	Термодинамика молекулярных растворов	26	-	18	24	Контрольная работа Тестирование
4	Фазовые равновесия	28	-	18	26	Тестирование; Контрольная работа коллоквиум
6 семестр						
5	Химические равновесия	16	26	-	4	Контрольная работа Тестирование; коллоквиум; лабораторная работа
6	Адсорбционные равновесия	18	26	-	4	Тестирование; Контрольная работа лабораторная работа
7	Элементы статистической термодинамики	18	26	-	6	Тестирование; Коллоквиум
7 семестр						
8	Химическая кинетика	14	30	-	8	Контрольная работа Лабораторная работа
9	Катализ	8	16	-	6	Тестирование; коллоквиум; лабораторная работа
10	Ионика	16	14	-	8	Лабораторная работа
11	Термодинамика электродных процессов	16	6	-	6	Лабораторная работа

12	Кинетика электродных процессов	16	6	-	8	Лабораторная работа
13	Теория электрохимической коррозии металлов	16	14	-	8	лабораторная работа Тестирование; коллоиды

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

Задания для самостоятельной работы.

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

Тема 2. Основы химической термодинамики (ОПК-1)

Лекция.

Предмет термодинамики. Термодинамические системы. Фазы. Теплота и работа. Первый закон термодинамики. Виды энергии. Закон эквивалентных превращений энергии. Закон сохранения и превращения энергии. Формулировки, аналитические выражения в дифференциальной и интегральной формах. Приложение к идеальным газам. Идеальный газ. Изотермические процессы. Изохорные процессы. Изобарные процессы. Закон термодинамики к химическим процессам. Тепловые эффекты химических процессов. Экзотермические реакции. Термохимия. Закон Гесса. Следствия закона Гесса. Закон Кирхгоффа. Второй закон термодинамики. Карно. Статистический характер второго закона. Принцип недостижимости абсолютного нуля. Анализ третьего закона. Энтропия. Понятие энтропии. Энтропия как критерий направления процессов в системе. Методы расчета энтропии. Абсолютная величина энтропии. Термодинамические потенциалы. Изохорно-изотермический потенциал. Изохорно-изэнтропный потенциал. Изобарно-изэнтропный потенциал. Уравнение Максвелла. Условия равновесия, выраженные через характеристические функции. Уравнение Максвелла в дифференциальной форме. Уравнение максимальной работы в интегральной форме. Термодинамические потенциалы идеальных газов. Уравнения состояния реальных газов. Метод летучести. Определение теплоты сгорания.

Практическое занятие.

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 теплоты сгорания.
6. Варианты решения задачи на комбинирование реакций и расчет тепловых эффектов по закону Гесса.
7. Варианты решения задачи на использование следствий из закона Гесса.
8. Расчет тепловых эффектов химических реакций по стандартным теплотам образования или сгорания. Варианты решения задачи с использованием таблиц стандартных величин.
9. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгоффа. Варианты решения задач с использованием закона Кирхгоффа в небольшом и широком температурном диапазоне.
10. Варианты решения задачи на расчет изменения энтропии при изменении T и P .
11. Варианты решения задачи на расчет изменения энтропии при нагревании жидкости при постоянном давлении. Формула изохорно-изотермического потенциала.
12. Варианты решения задачи на расчет изменения энтропии при фазовых превращениях.
13. Варианты решения задачи на расчет изменения энтропии при смешении жидкостей с разной температурой.
14. Вычисление изменения энергии Гиббса химической реакции по значениям стандартных энтальпий и энтропий.

Задания для самостоятельной работы.

1. Ознакомление с 1 законом термодинамики, его формулировкой, аналитическим выражением. Уметь выражение 1 закон термодинамики.
2. Научиться решать расчетные задачи по данной теме.
3. Проработать понятие «идеальный газ» и рассмотреть изотермические, изохорные, изобарные проц
4. Изучить различные виды теплоемкости: удельные, молярные, при постоянных давлении и объеме, с
5. Рассмотреть тепловые эффекты химических процессов, закон Гесса и его следствия. Научиться реш
6. Закон Кирхгоффа. Запомнить математическое выражение закона. Научиться решать расчетные зада
7. Ознакомление со 2 законом термодинамики, его формулировками, аналитическим выражением.
8. Понять статистический характер 2 закона термодинамики, принцип недостижимости абсолютного и
9. Ознакомиться с понятием «энтропия». Научиться решать расчетные задачи по данной теме.
10. Уметь выводить формулу изобарно-изотермического потенциала.
11. Уметь выводить формулу изохорно-изэнтропного потенциала.
12. Уметь выводить формулу изобарно-изэнтропного потенциала.
13. Уметь выводить уравнение максимальной работы (Гиббса-Гельмгольца)
14. Научится определять направления процесса и условия равновесия, выраженные через термодинам
15. Рассмотреть выражения термодинамических потенциалов идеальных и реальных газов.
16. 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. Изобары раствора. Условие самопроизвольного перехода компонента из фазы в фазу. Математическое выражение функции парциального давления компонента в смеси газов. Идеальные и реальные растворы. Закон Графические зависимости парциальных давлений компонентов пара и общего давления пара от концентрации положительными отклонениями от закона Рауля. Растворы с отрицательными отклонениями от закона реальных растворов от закона Рауля.

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

Температура кипения предельно разбавленных растворов. Подчинение закону Рауля предельно разбавленного раствора. Анализ температуры кипения чистого растворителя и раствора. Связь повышения температуры кипения растворенного вещества. Эбуллиоскопия. Эбуллиоскопическая константа. Определение молярных масс диссоциации электролитов эбуллиоскопическим методом.

Температура замерзания предельно разбавленных растворов. Графический анализ температуры замерзания раствора. Связь понижения температуры замерзания раствора с концентрацией растворенного вещества. Константа. Определение молярных масс неэлектролитов и степени диссоциации электролитов криоскопическим методом. Свойства предельно разбавленных растворов. Осмос. Осмотическое давление. Осмометрия. Раствор Генри.

Практическое занятие.

1. Варианты решения задачи с использованием закона Рауля.
2. Варианты решения задачи с использованием повышения температуры кипения для расчета молярной массы.
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.

Задания для самостоятельной работы.

1. Рассмотреть понятие «химический потенциал» компонента раствора, его математический вывод и применение.
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. Видоизменение уравнения Клапейрона-Клаузиуса для процессов испарения и возгонки. Дифференцирование правила фаз Гиббса. Вывод правила фаз Гиббса. Приложение правила фаз к однокомпонентным системам. Диаграмма состояния серы. Двухкомпонентные системы. Системы с простой эвтектикой, не образующие химических соединений в двухкомпонентных системах. Взаимная растворимость двух жидкостей.

Практическое занятие.

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

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 в интегральную форму. Научиться решать расчетные задачи с использованием различных форм уравнения.
4. Рассмотреть приложение правила фаз Гиббса к однокомпонентным и двухкомпонентным системам 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. Уметь изображать диаграммы состояния двухкомпонентных систем на координатах температуры и 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 константы равновесия от давления и температуры. Тепловая теорема Нернста и ее следствия.

Практическое занятие.

Лабораторная работа 1. Определение плотности растворов.

Цель: определение зависимости относительной плотности растворов KCl от концентрации раствора 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, 15. Построить график зависимости $\rho_r = f(C_{NaCl})$, 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 $\rho_r = f(t)$. Сделать выводы.

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

Цель: определение теплоемкости калориметрической системы по и теплоты растворения сульфата 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 непрерывном помешивании в течение 5 минут через каждые 30 секунд записывают температуру. отвешенные и растертые в ступке 5 г KCl и продолжают записывать показания термометра еще 10-15 минут. По построенному графику зависимости, откладывая на оси абсцисс время в минутах, а на оси ординат температуру, рассчитывают теплоемкость калориметрической системы по формуле:

$$C =$$

Тепловой эффект растворения соли KCl вычисляем, пользуясь следующими данными: при растворении 1 моля KCl в 1000 г воды 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. В течение 5 минут через каждые 30 секунд записывают показания термометра. Затем в калориметр добавляют количество (2 г) K₂SO₄ (предварительно растертого в ступке) и продолжают записывать температуру. По полученным данным строят график, откладывая на оси абсцисс время в минутах, на оси ординат - температуру. По построенному графику рассчитывают теплоту, растворения Q по формуле: $Q = C \Delta T$

Пересчитывают теплоту растворения, приходящуюся на 1 кг раствора - интегральную теплоту растворения. По полученным данным 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 определяя теплоту растворения при данной концентрации (значение концентраций указывается преподавателем)

Лабораторная работа 3. Определение теплоты гидратации соли.

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

Принадлежности к работе: калориметр, стеклянный цилиндр, мешалка, термометр, аналитические весы, бокс с крышкой, KCl, CuSO₄ · 5H₂O, CuSO₄, секундомер.

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

Опыт 2. Определение теплоты гидратации сульфата меди.

В калориметр наливают 198,2 мл дистиллированной воды, закрывают крышкой и опускают в него мешалку и термометр. В течение 5 минут записывают показания термометра. После этого всыпают кристаллогидрат медного купороса CuSO₄ · 5H₂O, предварительно растертого в ступке, и записывают температуру при помешивании. По полученным данным строят график: время - температура. По построенному графику рассчитывают тепловой эффект растворения 1 моля CuSO₄ · 5H₂O: $Q_{\text{гидратации}} = Q_{\text{растворения}} - Q_{\text{растворения безводной соли}}$, (молярная масса CuSO₄ · 5H₂O равна 250 г/моль CuSO₄ · 5H₂O, т.е. 1/50 массы моля).

Для нахождения теплового эффекта растворения безводной соли взять 3,2 г безводной соли CuSO₄ и растворить в 198,2 мл воды. По графику находят $Q_{\text{растворения безводной соли}}$. Тепловой эффект растворения 1 моля безводной соли CuSO₄ равен:

$$Q_{\text{растворения безводной соли}} = \frac{M(\text{CuSO}_4)}{m} \cdot Q_{\text{растворения безводной соли}} = \frac{160}{3,2} \cdot 160 = 8000 \text{ Дж}$$

Теплота гидратации медного купороса вычисляется по следующей формуле: $Q_{\text{гидратации}} = Q_{\text{растворения безводной соли}} - Q_{\text{растворения кристаллогидрата}}$ (необходимо учитывать теплоту растворения кристаллогидрата). Аналогично выполняется работа по определению теплоты гидратации Na₂SO₄. Берется 16,1 г водной соли (Na₂SO₄ · 10H₂O).

Лабораторная работа 4. Определение теплоты нейтрализации и теплоты диссоциации.

Цель: экспериментальное определение теплоты диссоциации слабого электролита (гидроксид аммония) и теплоты нейтрализации сильного и слабого основания одной и той же сильной кислотой (или 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, NH₄OH, HCl и CH₃COOH (по 200 мл).

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

Если бы было возможно осуществить нейтрализацию и зарегистрировать повышение температуры в каждом опыте мерить две температуры - до и после нейтрализации. Ионные реакции в растворах пр на сливание растворов вместе и на их перемешивание уходит некоторое время, термометр принимает: поэтому наблюдаемое повышение температуры происходит не мгновенно, а постепенно, приблизите. Но в это время часть выделяющейся теплоты успевает уйти в окружающее пространство, за предел потери, т.е. чтобы определить истинное в момент нейтрализации, приходится эксперименталь температуры со временем до и после нейтрализации, а затем графически экстраполировать получе промежутка времени, в течение которого происходит нейтрализация. Этот прием калориметрии поясн Калориметр состоит из химического стакана, помещенного в толстостенный стакан, накрытый кр термометра, мешалки и для пробирки с меткой, соответствующей объему 10 мл. Каждый опыт выполн Из калориметра вынимают пробирку, вставляют на ее место воронку, через которую вливают: в основания. В пробирку наливают на 2-3 мм выше метки 5 н соляную кислоту (заведомый избыт основания) и вставляют пробирку на место, так чтобы нижняя часть пробирки с кислотой была по делается для того, чтобы основание и кислота приняли одинаковую температуру до нейтрализации помешивании через минуту записывать температуру растворов с точностью до 0,02. Точный отс секундомера. Когда установится определенный закон изменения температуры со временем, т.е. те каждую минуту на одну и ту же величину в течение 6-8 измерений, записывают последний раз время из калориметра и осторожно выливают из нее кислоту через воронку в стакан с раствором основания продолжают регистрировать температуру во времени до тех пор, пока не установится закономер временем (6-8 точек). После проведения опыта следует проверить реакцию среды с помощью индикат

Примечание: Аналогично определяют теплоты нейтрализации растворов HCl и CH₃COOH и рассчитывается теплота диссоциации CH₃COOH. 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 тем 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 60%, 50%, 35%, 20%, 14%, 10%, 8,5%-ных растворов. 70%-ый раствор фенола готовится из 75%-ного Для этого берут пипеткой точно 6 мл исходного 75%-ного раствора фенола и рассчитанное количество в растворе определяется температура гомогенизации. Для этого нагревают пробирку с раствором на помешивании и замечают температуру исчезновения мути. После этого пробирку с раствором выпоздухе, энергично помешивая, теперь замечают температуру появления мути. Определив грубо темп более точное определение температуры.

Приготавливают в двух стаканах водяные бани с температурами: в одной на 2° выше, а в другой - на 2° гомогенизации. После этого производят более точное определение температуры гомогенизации, пооч и наблюдая в горячем стакане за температурой исчезновения мути, а в другом стакане - за температурой появления и исчезновения мути не должна расходиться более, чем на 0,2°. Это достигается бани будет близка к определенной температуре, когда при энергичном помешивании не будет : переохлаждения жидкости. Нагревание и охлаждение 70%-ного раствора фенола производят два или значения температуры. После этого готовят 65%-ный раствор фенола, разбавляя 70%-ный раствор, в том же образом температуру гомогенизации. Затем готовят последовательно 60%, 50% и 35%-ный раствор фенола, определяя температуру гомогенизации для каждого раствора.

Для получения значений температуры гомогенизации на второй ветви кривой готовят сначала 20%-ные наливают в пробирку 1,5 мл 75%-ного раствора и добавляют к нему такое количество воды, чтобы производятся таким же образом, как было указано выше. После этого определяют для 20%-ного раствора. Затем последовательно готовят 14%, 10% и 8,5%-ные растворы фенола, каждый раз добавляя необходимую 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%-ные растворы фенола, термометрами со шкалой от 0°C до 50°C. Для других вышеупомянутых растворов применяют термометры. 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 термпары.

Цель: снятие кривых охлаждения термпары в расплавах олова, свинца и измерение термоэлектродной ЭДС, построение калибровочного графика.

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

Для приготовления термпары берут две проволоки сделанные из различных металлов (например, медь и хромель), с одной стороны зачищают, скручивают и сваривают в пламени вольтовой дуги. Чтобы при сварке проволоки, скрученные концы их сначала слегка смачивают водой и опускают в порошок буры, а потом в дугу. После того, как концы проволоки сварились, проволоки изолируют друг от друга около спаев трубочками, а дальше трубочками из хлорвинила. Спаи проволоки, изолированных друг от друга фарфоровыми тиглями помещают в стеклянный кожух. Этот спай будет являться горячим спаем термпары. К другим концам проводники (для соединения с реостатом или милливольтметром). Места соединения изолируют друг от друга трубочками, а дальше трубочками из хлорвинила. Этот спай называется холодным спаем термпары. Для измерения ЭДС от холодного спаи термпары можно подключить к чувствительному потенциометру по методу, описанному в инструкции.

Холодный спай термпары опускают в сосуд со смесью льда и воды. В фарфоровый тигель помещают муфельную печь. Над тиглем укрепляют в штативе горячий спай термпары. После этого включают муфельную печь, чтобы свинец только расплавился, осторожно опускают в расплав горячий спай термпары, вставленный (который должен быть совершенно сухим и чистым).

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

Аналогичным способом снимаем кривую охлаждения для олова (температура плавления 232°C, свинец 232°C, показания милливольтметра, которые соответствуют температуре 100°C. Для этого в специальный тигель наливаем дистиллированную воду и ставим на электроплитку. Когда вода закипит, помещаем горячий спай термпары на 2-3 мин., когда термпара примет температуру паров кипящей воды, начинаем записывать через каждые 30 сек. показания милливольтметра, а затем берем среднее значение показаний, которое и будет соответствовать температуре плавления олова. Показания милливольтметра, при которых наблюдаются остановки на кривых охлаждения, соответствуют T_{Sn} , которые известны (справочные данные). На основании этих данных строим кривую калибровки термпары – температура - показания милливольтметра.

Лабораторная работа 7. Термический анализ.

Цель: построение диаграммы плавкости системы олово-свинец с составами: 20, 40, 60, 80% на оси абсцисс с использованием термпары.

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

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

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

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

Раствор гипосульфита прибавляют до бледно-желтой окраски раствора. Затем добавляют несколько капель раствора гипосульфита до исчезновения синей окраски. Светло-синяя краска раствора, появляющаяся при этом, принимается.

Через 30 минут после отбора пробы из каждой колбы отбирают снова 10 мл раствора и титруют. За пробу и т.д. Получение одинакового числа мл гипосульфита, затраченного на титрование йода в двух каждой колбы, указывает на достижение равновесия в реакции.

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

Принадлежности для работы: уксусная кислота (концентрированная, 70%); бензол (C₆H₆) или толуол (C₆H₅CH₃) (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 дистиллированной водой. Последовательным разбавлением в два раза из 50 мл 1-го раствора готовят второй раствор (т.е. из колбы отбирают 50 мл и доливают к оставшимся 50 мл в мерную колбу на 100 мл дистиллированной воды). Аналогичным образом готовят третий.

В приготовленные три склянки с притертыми пробками наливают по 30 мл раствора уксусной кислоты смеси в течение 45 минут периодически через каждые 5 минут сильно встряхивают, иногда осторожно скопившихся газов), затем сливают растворы в три делительные воронки и оставляют на 30 минут жидкостей. После этого сливают водный слой в соответствующие колбы, а бензольный слой остаётся. Определяют концентрацию как в водных, так и в бензольных растворах уксусной кислоты титрованием в присутствии фенолфталеина. Так как водные растворы более концентрированные, то в колбочки для меньшее количество водных растворов, чем бензольных. Количество водных растворов: №1 – 2 мл, №2 – 2 мл, №3 – 2 мл, бензольных растворов: №1 – 20 мл, №2 – 20 мл, №3 – 25 мл. При титровании бензольного раствора помещают колбочку с титруемым раствором хорошо встряхивают и только после исчезновения розовой окраски добавляют несколько капель щелочи и так титруют до появления устойчивой розовой окраски. Концентрации рассчитывают коэффициент распределения и константу ассоциации кислоты в бензоле.

Цель: определение молярных масс дифениламина или нафталина по понижению температуры замерзания 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, мочевины.

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

Для определения понижения температуры замерзания разбавленных растворов используется термометр. 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, пробирку 1, предварительно вымытую и высушенную, наливают пипеткой 20 миллилитров бензола приблизительной температуры замерзания растворителя. Для этой цели пробирку 1 с термометром Бекмана помещают непосредственно в охлаждающую смесь. Помешивая жидкость термометра. Вследствие переохлаждения температура падает ниже точки замерзания. Когда начнется выделения теплоты кристаллизации температура раствора станет повышаться. По термометру Бекмана температуру, которая и принимается за приблизительную температуру замерзания растворителя.

Приблизительная она является потому, что опыт производится в условиях, не исключающих незначительного переохлаждения температуры пробирку вынимают из охлаждающей смеси и расплавляют нагревая пробирку рукой. Затем вставляют ее в пробирку. Для ускорения процесса охлаждения жидкости мешалкой. Максимальную температуру, наблюдаемую при кристаллизации растворителя, отмечают с лупой, с точностью до 0,002°С и записывают как температуру замерзания растворителя.

Температуру замерзания чистого растворителя измеряют несколько раз. После каждого определения образовавшиеся кристаллы расплавляют, как было указано выше. Из отдельных измерений вычисляют среднюю температуру замерзания растворителя. Предельная погрешность не должна превышать 0,005°С.

Затем взвешивают на аналитических весах 0,2-0,3 грамма исследуемого вещества и вносят в раствор. Приблизительную температуру кристаллизации раствора определяют так же, как и растворителя. Раствор в охлаждающей смеси доводят до температуры на 0,1-0,15°С выше приблизительной температуры замерзания раствора. Пробирку с раствором помещают в воздушную рубашку, раствор переохлаждают на 0,2°С и после этого делают отсчет температуры кристаллизации раствора. Этот отсчет должен быть повторен несколько раз с тем же растворителем. Затем вносят вторую порцию исследуемого вещества и определяют температуру замерзания концентрированного раствора.

При переходе раствора из переохлажденного состояния в равновесное часть растворителя выделяется, раствор вследствие этого концентрируется и равновесная температура будет соответственно ниже, чем у исходного раствора. С целью предотвращения большого переохлаждения (больше, чем на 0,2°С) в раствор опускают кристаллик. Целесообразно опускать кристаллик в каждом опыте при одном и том же переохлаждении.

По результатам нескольких измерений температуры кристаллизации в одном растворе находят среднюю температуру замерзания вещества. Экспериментально определенную молярную массу сравнить с рассчитанной по формуле $M = \frac{m \cdot K}{\Delta T}$, где m – масса вещества, K – криоскопическая константа, ΔT – понижение температуры замерзания.

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, 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 связи
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. Поляни и БЭТ. Уравнение Гиббса, Шишковского и Фрейндлиха. ПАВ и поверхностное натяжение. Полярностей Ребиндера, правила избирательной ионной адсорбции. Адсорбционная хроматография

Практическое занятие.

Лабораторная работа 1. Адсорбция

Цель: исследование адсорбции уксусной кислоты на активированном угле, нахождение констант изотермы. *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. Исследуется раствор уксусной кислоты. Из исходного раствора готовят разбавлением растворы следующих концентраций. Для адсорбции берется 50 мл раствора кислоты, в который вводится 1 г активированного угля. Каждый из 50 мл используют для введения угля, а остальные 50 мл для определения концентрации кислоты. Каждый раствор производят 2-3 раза 0,1 н. раствором щелочи с фенолфталеином. Для малых концентраций - меньшие объемы.

После часовой выдержки растворов с углем их титруют, отбирая те же количества, что и до адсорбции. Для каждого раствора до и после адсорбции C_0 и C_x . 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. 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 пузырьков (P_0) и затем - в исследуемой жидкости (P_x). Поверхностное натяжение исследуемой жидкости можно рассчитать по формуле. Поверхностное натяжение воды, значение которого при данной температуре можно найти в справочнике Дж/м².

Перед началом работы трубку с капилляром и сосуд с боковым отростком промывают хромовой смесью. Для образования пузырьков в чистой воде. Для этого наливают в сосуд воды и вводят его на такой глубине, чтобы глубина его погружения в жидкость практически равнялась нулю. Сосуд погружают в жидкость на счет аспиратора и регулируют скорость образования пузырьков при помощи крана. Число пузырьков при большей скорости равновесные условия не достигаются и результаты оказываются неправильными. Уровней жидкости в манометре, соединенном с капиллярной трубкой. Затем производят измерение числа пузырьков для ряда растворов изопропилового спирта с концентрациями: 0,1 М; 0,05 М; 0,025 М; 0,01 М. 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 $d\Gamma/dC$ 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: C . 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: $\Gamma = \Gamma_{\infty} \frac{bC}{1 + bC}$. 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 теории 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 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 макроскопической системы. Поступательная сумма по состояниям. Статистические выражения для функций: состав-ляющие энтропии, внутренней энергии и теплоемкости, обусловленные поступательным движением. Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.

Практическое занятие.

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 реакции. Необратимые реакции 1-го, 2-го и n-го порядков и виды кинетического уравнения. Сложные реакции параллельные, цепные, сопряжённые. Зависимость константы скорости от температуры. Элементарный физический смысл энергии активации. Метод переходного состояния (активизированного комплекса). Теория соударений в химической кинетике. Схема Линдемана. Фотохимические и цепные реакции. Кинетика цепных реакций.

Практическое занятие.

Лабораторная работа. Определение констант скоростей химических реакций.

Цель: определение скорости реакции методом отбора проб, выяснение влияния температуры на скорость 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 температуры в мерную колбу емкостью 250 мл наливают 25 мл 0,1 н раствора йода в 4% растворе (содержание кислоты может быть увеличено или уменьшено по указанию преподавателя) и доливают (примерно на 30-35 мл ниже), затем колбу с рабочим раствором и другую колбу с дистиллированной водой. Спустя 15-25 минут в колбу с реакционной смесью добавляют примерно 1,5 г ацетона или 25 мл 1 н раствора ацетона отмечают по часам. После вливания ацетона содержимое колбы быстро доводят до метки воды, предварительно выдержанной в термостате, быстро, но тщательно, взбалтывают и тотчас отбирают пробу, отмечая этот момент по часам.

За начало реакции ($\tau = 0$) принимают время вливания ацетона в реакционную смесь. Колбу с реакционной смесью избегают улетучивания ацетона. Отобранную пробу вливают в колбу для титрования, уже содержащую 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. Отбора проб колбу из термостата не вынимать!

В течение опыта рекомендуется взять не менее 7-8 проб. Вторую пробу отбирают через 10 минут 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 (проводить через 10 минут, затем титрование - через 15 минут и, наконец, через 20 минут). Чем больше производится исследований, и чем больше содержание кислоты в реакционной смеси, тем чаще надлежит определять время по уравнению:

$$C_x = \frac{C_0}{1 + k \tau}$$
 где τ - число мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ при титровании данной пробы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и C_0 - число мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, которое должно было бы пойти на титрование в момент практически определить не удастся, так как от момента вливания ацетона до момента взятия 1-й пробы. Поэтому C_0 определяют экстраполяцией по графику следующим образом: на миллиметровой бумаге строят график экстраполяцией полученной линии до $\tau = 0$ находят C_0 . Используя расчетное уравнение и значения C_0 константу скорости k и записывают ее значения в таблицу. После этого определяют среднюю величину коэффициента и энергию активации

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 по уравнению Аррениуса.
6. Рассмотреть метод переходного состояния (активированного комплекса) и теорию соударений в схеме 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 катализаторов. Гетерогенный катализ: Баландина, Тейлора, Кобзева, Писаржевского. Ферментативный катализ. Металлический катализ. Кинетики каталитических реакций.

Практическое занятие.

Лабораторная работа. Каталитическое окисление иодида калия

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

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. На эту реакцию каталитическое действие оказывают ионы меди. Смешения должны находиться в термостате при 25°C.

О скорости реакции можно судить по количеству йода, выделяющегося через определенные промежутки времени. О количестве выделившегося йода можно судить по количеству тиосульфата натрия, пошедшего на восстановление крахмала, который с йодом дает синее окрашивание. Титруют пробы реакционной смеси в присутствии тиосульфата натрия до исчезновения синей окраски. Уравнение протекающей при этом реакции имеет вид:

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

Полученные результаты нанести на график в координатах $V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) - \tau$, мин. Сделать выводы о действии катализатора.

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 гетерогенного катализа; указать основные области применения на практике.

Тема 10. Ионика (ОПК-1)

Лекция.

Основные положения теории Аррениуса, ее недостатки и дальнейшее развитие. Электростатическая теория электролитической диссоциации. Активность и коэффициент активности. Ионные атмосферы. Электропроводности электролитов. Подвижность ионов и закон Кольрауша. Числа переноса ионов. Константы равновесия.

Практическое занятие.

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 $+50^\circ\text{C}$, 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 охлаждающую смесь (вода-лед-соль) с температурой на $3-4^\circ\text{C}$ ниже температуры замерзания раствора. В стакан 8, закрывают его крышкой со вставленной в нее мешалкой 9, термометром 10 и предварительно вымытую и высушенную, наливают пипеткой 20 миллилитров воды. Затем проводят замер температуры замерзания растворителя. Для этой цели пробирку 1 с растворителем и со вставленной мешалкой помещают непосредственно в охлаждающую смесь. Помешивая жидкость, наблюдают за показанием термометра. Переохлаждения температура падает ниже точки замерзания. Когда начнется кристаллизация, то в процессе кристаллизации температура раствора станет повышаться. По термометру Бекмана отсчитывают максимум температуры, который принимается за приблизительную температуру замерзания растворителя.

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

Температуру замерзания чистого растворителя измеряют несколько раз. После каждого определения образовавшиеся кристаллы расплавляют, как было указано выше. Из отдельных измерений вычисляют среднюю температуру 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 указанным выше способам).

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

По результатам нескольких измерений температуры кристаллизации в одном растворе находят средние значения. Расчет величины изотонического коэффициента проводят по формуле диссоциации электролита по формуле: . Например, если был взят 5%-ый раствор KCl , то $m_1 = 95$ г. Рассчитанную величину степени диссоциации электролита сравнивают с табличными данными (см. С

Лабораторная работа 2. Электропроводность электролитов

Цель: определение постоянной сосуда (const) измерением сопротивления раствора, удельная электропроводность, электропроводности растворов слабого и сильного электролитов различной концентрации 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. KCl которого при различных температурах имеет значения (Справочник). Сосуд промывают водой, а затем раствором KCl , после чего наливают в него 40 мл 0,02 н. KCl , термостатируют его и измеряют сопротивление 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 раствором). Определяют сопротивление раствора. Затем последовательными разбавлениями в 2 раза готовят растворы, и определяют их удельную электропроводность. Проводят расчеты эквивалентной электропроводности $\lambda = f(c)$, λ_{∞} для CH_3COOH взять из справочника вместо 0,04 н. раствора CH_3COOH для выполнения работы можно взять 0,04 н. раствор CH_3COOH необходимо найти по графику $\lambda = f(\sqrt{c})$. Отношение λ/λ_{∞} в этом случае представляет собой α . Сделать

Лабораторная работа 3. Кондуктометрическое титрование

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

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); исследуемый раствор. Электроды в сосуде должны полностью находиться в растворе, в противном случае добавляют дистиллированную воду до уровня раствора. В бюретку наливают раствор щелочи в 10-20 раз более концентрированный (1 н - 2 н. раствор NaOH). Проводят измерение до начала титрования, а затем после приливания кислоты. После достижения эквивалентной точки делают еще 3-4 определения, прибавляя избыток кислоты.

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 и определяют концентрацию кислоты в контрольном растворе.

Лабораторная работа 4. Числа переноса ионов

Цель: экспериментальное определение чисел переноса раствора серной кислоты методом Гитторфа 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. H_2SO_4 и титрованный 0,1 н. раствор NaOH , ацетон (2 мл) для обезжиривания.[1]

Перед началом опыта катод медного кулонометра электролитически покрывают медью, промывают, определения чисел переноса используется $\sim 0,02$ н раствор . Перед опытом устанавливается точно этого титруют 10 мл раствора, отмеренного пипеткой, раствором 0,1 н NaOH с фенолфталеином (или берут среднее значение. Затем взвешивают стакан, в который впоследствии будет помещен катод. После раствором и в них опускают предварительно зачищенные на наждаке свинцовые электроды. Электролитическим раствором с помощью резиновой груши.

Когда вся установка собрана по схеме рисунка, необходимо обратиться к преподавателю для проверки. Включение тока производится при полностью введенном реостате. Реостат выводят постепенно и удерживают на некоторую поддерживают постоянной в течение всего опыта. Выбор указанной силы тока определяется через электролитический ключ, заметно нагревает его содержимое. Теплая и поэтому более легкая конвекционному перемешиванию раствора в обоих стаканах. При снижении силы тока нагревание будет уменьшаться. Электролиз ведут в течение одного часа. Выключив ток, открывают кран в электрическом ключе и выливают содержимое стакана. Вынимая ключ и катод, также дают стечь содержимому в оба стакана. Катодный стакан и катодный стакан точно до 0,01 г. Определяют вес катодной жидкости. Для 0,02 н раствора он численно равен концентрации кислоты после опыта снова проводят титрование. Катод медного кулонометра (привес медного катода) рассчитывается общее количество электричества Q , прошедшее в цепи за «Кулонометрия») Расчет числа переноса иона водорода проводится по формуле: $n = \frac{Q}{F \cdot V}$, где V - объем раствора, численно равный массе раствора, и V_1 - объемы раствора щелочи в мл, пошедшие на титрование 1 опыта, N - титр раствора NaOH в г/мл, Q - общее количество электричества прошедшее в цепи (по кулонометру), согласно закону Фарадея рассчитывается по формуле $m = \frac{Q \cdot M}{n \cdot F}$, где m - привес медного катода в кулонометре, получаем: $n = \frac{Q}{F \cdot V}$. Число переноса для сульфат-иона рассчитывается по уравнению

[1] Использование ацетона, относящегося к таблице III, списка IV прекурсоров, оборот которых в России, в отношении которых устанавливаются меры контроля в соответствии с законодательством Российской Федерации, регламентируются действующим законодательством и нормативными 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, Гопффера, 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 границах электродов и электрохимических цепей.

Практическое занятие.

Лабораторная работа 1. Электродвижущие силы и электродные потенциалы.

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

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, ацетон (2 мл) для обезжиривания.

Опыт 1. Измерение потенциалов отдельных электродов. Для измерения потенциала отдельного электрохимического элемента, в котором одним из электродов будет исследуемый электрод, а другим – электрод сравнения. Для измерения ЭДС используется катодный вольтметр. Это прибор с большим входным сопротивлением, через элемент при измерении протекает очень маленький ток и это позволяет элементу находиться в состоянии равновесия.

Приготовить электроды по указанию преподавателя (Co, Zn, Pb, Al, Fe, Cd). Для этого металлические наждачной бумагой, обезжиривают ацетоном и погружают в раствор соответствующей соли 1 н конц. погружают в насыщенный раствор хлорида калия. В стаканы с растворами погружают П – образный контакта между растворами. Электрод с помощью проводников присоединяют к катодному вольтметру в 0,5н, 0,1 н, 0,01 н растворах данной соли.

Опыт 2. Измерение ЭДС гальванического элемента. По указанию преподавателя приготовить гальванические металлы.

Провести измерение ЭДС элементов при различной концентрации растворов (0,1 н; 0,01 н; 1 н). По рассчитанными величинами уравнения:

веществ (ионных), участвующих в суммарной химической реакции протекающей в элементе ($a=f \cdot c$).

Лабораторная работа 2. Определение рН методом ЭДС

Цель: определение рН ряда буферных растворов с помощью хингидронного электрода и построение б. Принадлежности для работы: хлорсеребряный электрод, Pt - электрод, провода, хингидрон, мостик с агар-агаром, катодный вольтметр, растворы: 0,2 м $Na_2HPO_4 \times 2 H_2O$; 0,1 М лимонная кислота.

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

Опыт 2. Построение буферной диаграммы. Для построения буферной диаграммы взять по указанию преподавателя растворы, содержащих определенные соотношения растворов лимонной кислоты и Na_2HPO_4 . Для хингидронного электрода, сочетать его с хлорсеребряным электродом, измерить ЭДС полученного элемента по формуле (8). Построить график в координатах «количество мл раствора Na_2HPO_4 - рН» какое-либо значение рН и найти соответствующее ему соотношение Na_2HPO_4 и лимонной кислоты. описанным выше способом определить рН.

Лабораторная работа 3. Потенциометрическое титрование.

Цель: титрование растворов кислот щелочью с хингидронным электродом. Окислительно-восстановительный элемент (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 1 наливают HCl (или H_2SO_4) неизвестной концентрации, затем всыпают щепотку хингидрона и опускают Pt электрод в стакан 2 с насыщенным раствором KCl . Оба стакана соединяют агар-агаровым соевым мостиком. хингидронно-хлорсеребряный элемент присоединяют к катодному вольтметру для измерения ЭДС. катодом в собранном элементе. Бюретку 4, наполненную раствором щелочи известной концентрации титруемым раствором кислоты. Измеряют начальное значение ЭДС элемента. Затем из бюретки добавляют раствор щелочи, хорошо перемешивают титруемый раствор и снова измеряют ЭДС. Приливают пока ЭДС станет резко изменяться. После этого приливают по 0,1 мл раствора щелочи до тех пор пока ЭДС не начнет изменяться. По полученным данным строят график, откладывая на оси абсцисс число мл раствора щелочи, а на оси ординат – 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 той же кислоты, а в бюретку - титрованный раствор $KMnO_4$. В исследуемый раствор погружают Pt - электрод и строят график 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.
2. Рассмотреть основные формулы для расчета величин потенциалов электродов по формуле Нернста.
3. Вывести формулы для расчета ЭДС электрохимических элементов химического и концентрационного типа.
4. Решать расчетные задачи по теме.

Тема 12. Кинетика электродных процессов (ОПК-1)

Лекция.

Плотность тока как мера скорости электродного процесса. Поляризация электродов. Ток от концентрационной поляризации. Электрокапиллярные явления. Перенапряжение водорода, теории. Пассивность металлов, теории.

Практическое занятие.

Лабораторная работа 1. Напряжение разложения

Цель: экспериментальное определение величины напряжения разложения ряда кислот и окислительно-восстановительной 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, NH₄OH).

Для определения напряжения разложения собирают установку. Раствор электролита (по указанию преподавателя) наливают в электролитическую ячейку так, чтобы электроды были полностью погружены в раствор. Предварительно ячейку промывают дистиллированной водой и дважды исследуемым раствором. Замыкают цепь, с помощью реостата R в течение 1 минуты записывают показания миллиамперметра. Затем с помощью движка реостата увеличивают ток, через 1 минуту записывают показания миллиамперметра. Таким образом продолжают повышать ток до тех пор, пока сила тока начнет резко возрастать с увеличением напряжения. По окончании опыта реостат возвращают в исходное состояние. По полученным данным строят график, откладывая на ось абсцисс силу тока. По графику определяют напряжение разложения.

Лабораторная работа 2. Кулонометрия

Цель: экспериментальное определение количества электричества, прошедшего через электролит с целью выяснения эффективности работы кулонометра.

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

Перед началом опыта медные электроды зачищают наждачной бумагой, промывают дистиллированной водой на воздухе 5-10 минут. Предварительно с помощью линейки определяют площадь поверхности катода, чтобы плотность тока на катоде составляла не менее 2 мА/см². Затем медный катод взвешивают на аналитических весах. Медные электроды закрепляют в крышке и погружают в стакан с электролитом. Ячейку включают и одновременно пускают в ход секундомер. Электролиз ведут в течение 30 минут, поддерживая в течение опыта неизменной при помощи реостата. Через 30 минут одновременно выключают ток и секундомер. Электроды промывают дистиллированной водой, сушат и взвешивают. Разность масс дает массу осажденной на катод меди. Количество электричества, протекавшего 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 концентрации раствора на поляризацию; использование электролитической ячейки, платинового, медного, цинкового электродов.

Принадлежности к работе: потенциостат, ячейка, хлорсеребряный электрод, платиновый электрод, исследуемый электрод и раствор по указанию преподавателя, ацетон (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. Во втором задается определенное значение потенциала, последовательно изменяемое, и фиксируется соответствующий ток. Для снятия потенциостатических поляризационных кривых применяют специальные приборы – потенциостаты. Можно также получить поляризационные кривые потенциодинамическим методом. Для этого на электрод накладывается разность потенциалов с определенной скоростью. В современном потенциостате IPC-PRO осуществляется запись поляризационной кривой в определенном файле.

Рабочий электрод армирован в пластмассу и обнажена лишь одна его грань, которая перед опытом шлифуется до зеркального блеска, обезжиривается ацетоном, и электрод погружается в раствор. В качестве сравнения используется хлорсеребряный электрод. Потенциал рабочего электрода пересчитывают относительно водородного электрода. Вспомогательным электродом при поляризации является платиновый электрод.

Вначале измеряется потенциал электрода в отсутствие внешнего напряжения. Затем для снятия катодного потенциала, все более и более отрицательные, по сравнению с начальным значением, с шагом 0,02 В. Выдержка каждого заданного значения потенциала 10 сек., после чего по показаниям микроамперметра.

После этого снимают анодную поляризационную кривую, предварительно сбросив катодную поляризацию до установления первоначального значения потенциала. В этом случае задают последовательность положительных потенциалов, по сравнению с равновесным значением, с тем же шагом 0,02 В до значения на 1 В.

Можно снять потенциодинамическую кривую со скоростью наложения потенциала 1 мВ/с из катодного (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 и 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 E или $\lg i$. Анализируют полученные следующие характеристики металла: потенциал пассивации; ток пассивации; силу тока в пассивной области; 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. Методы защиты от коррозии.

Практическое занятие.

Лабораторное занятие. Коррозия и защита металлов

Цель: определение скорости кислотной коррозии цинка с помощью водородного коррозиметра; определение ингибиторного эффекта уротропина и его смеси с иодидом калия при коррозии стали в растворе серной кислоты; 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, ацетон (2 мл) для обезжиривания.

Образцы для коррозионных испытаний нарезают в виде пластинок размером 2×25×40 мм из цинка. Поверхность образцов подвергается механической зачистке наждачной бумагой до зеркального блеска. Измеряется площадь поверхности. Скорость коррозии определяется по объему выделившегося водорода прибором, называемого коррозиметром. Он состоит из бюретки, снабженной в нижней части расширением, которое подвешивается образец. Бюретка помещается в химический стакан с раствором кислоты и с помощью этого раствора. После того, как вся установка собрана, отмечают время по секундомеру и соответствующее положение мениска жидкости в верхней части бюретки. В последующем отсчеты объемов производят по времени в течение 1-2 часов.

Полученные данные наносят на график «Объем выделенного водорода – время». Если процесс коррозии цинка в кислоте будет пропорционален времени. Наклон этой прямой дает непосредственно скорость коррозии цинка в кислоте K_v ($K_v = \frac{V}{t}$). K_v выражается в см³H₂/см²·час. Величину K_v следует пересчитать по формуле: $K_v = \frac{P \cdot V}{T \cdot M}$ где P – атмосферное давление в Па, V – объемный показатель коррозии, выраженный в Дж/(моль·К), T – температура по шкале Кельвина, M – молярная масса химического эквивалента цинка. Если скорость коррозии цинка во времени изменяется, на графике получится кривая линия. В этом случае 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 д (гексаметилентетрамина), во второй стакан – 0,1 г уротропина и 0,1 г KI, а третий стакан оставляют подвешенные на полихлорвиниловой жилке образцы стали Ст.3, предварительно зачищенные до бумаги, протертые ватой, смоченной ацетоном и взвешенные на аналитических весах. Через 1,5-2 ч образцы извлекают, тщательно промывают водой, сушат фильтровальной бумагой и взвешивают. Ск формуле:

Площадь образца S, см² определяют путем измерения линейных размеров образца. Результаты опыта выражают в часах. На основании полученных результатов рассчитывается защитное действие ингиб (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 весах. Аналогичным образом подготавливается образец протектора (Zn, Mg), но не взвешивается протектор укрепляют в одном стакане, подвешивая их на хлорвиниловых жилках так, чтобы они нах соединив их между собой металлическим проводником, а второй образец металла – в другой стакан Заливают 3%-ый раствор NaCl в оба стакана на одинаковом уровне и засекают время. Через 2 часа вс быстро замеряют поверхность стали, соприкасающуюся с раствором электролита при помощи линей: пластин продукты коррозии влажной ватой или мягкой карандашной резинкой, промывают образцы и бумагой и вновь взвешивают на аналитических весах.

Защитный эффект протектора рассчитывают по формуле: , где K_0 и K – скорости коррозии стали 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:

5 семестр

- посещаемость – 10 баллов
- текущий контроль – 70 баллов
- контрольные срезы – 2 среза по 10 баллов каждый
- премиальные баллы – 10 баллов

Распределение баллов по заданиям:

№ те мы	Название темы / вид учебной работы	Формы текущего контрол я / срезы	Мах. кол-во баллов	Методика проведения занятия и оценки
1.	Введение в физическую химию	Тестиرو вание	5	Максимально за тест можно набрать 5 баллов. Тест состоит из 10 вопросов (0,5 балла за каждый правильный ответ).
2.	Основы химической термодинами	Тестиро вание	10	Максимально за тест можно набрать 10 баллов. Тест состоит из 20 вопросов (0,5 балла за каждый правильный ответ).

ки	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	Контрольная работа	10	<p>Вариант 1</p> <p>1.1. 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.</p> <p>1.2. 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.</p> <p>Вариант 2</p> <p>2.1. 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.</p> <p>2.2. 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?</p>
		Тестирование	10	Максимально за тест можно набрать 10 баллов. Тест состоит из 20 вопросов (0,5 балла за каждый правильный ответ).
4.	Фазовые равновесия	Тестирование	5	Максимально за тест можно набрать 5 баллов. Тест состоит из 10 вопросов (0,5 балла за каждый правильный ответ)
		Контрольная работа	10	На письменную контрольную работу отводится 45 минут. Работа состоит в решении 2 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>
5.	Посещаемость		10	10 баллов – студент посетил все 100% занятий
6.	Премиальные баллы		10	Дополнительные премиальные баллы могут быть начислены за постоянную активность во время лабораторных занятий – 10 баллов
7.	Индивидуальные задания, с помощью которых можно набрать дополнительные баллы на экзамене		50	студент может предоставить все задания текущего контроля и контрольные срезы
8.	Итого за семестр		100	

6 семестр

- 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	Макс. кол-во баллов	Методика проведения занятия и оценки
1.	Химические равновесия	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

		лабораторная работа	18	Запланировано выполнение 6 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
2.	Адсорбционные 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	5	На письменную контрольную работу отводится 15 минут. Работа состоит в решении расчетной задачи по теме - 5 баллов за правильно решенную задачу.
		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
3.	Элементы статистической	Тестирование	5	Максимально за тест можно набрать 5 баллов. Тест состоит из 10 вопросов (0,5 балла за каждый правильный ответ)

	термодинамики	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	Дополнительные премиальные баллы могут быть начислены за постоянную активность во время лабораторных занятий – 10 баллов
5.	Ответ на экзамене		30	<p>10-17 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «удовлетворительно»</p> <p>18-24 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «хорошо»,</p> <p>25-30 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «отлично».</p>
6.	Индивидуальные задания, с помощью которых можно набрать дополнительные баллы на экзамене		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>
7.	Итого за семестр		100	

7 семестр

- 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.	Химическая кинетика	Контрольная работа	5	На письменную контрольную работу отводится 15 минут. Работа состоит в решении расчетной задачи по теме и максимально оценивается в 5 баллов.
		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
2.	Катализ	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	<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>
		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
		Лабораторная работа	12	Запланировано выполнение 4 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
4.	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

5.	Кинетика 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
6.	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	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

7.	Премияльные баллы	10	Дополнительные премиальные баллы могут быть начислены за постоянную активность во время лабораторных занятий – 10 баллов
8.	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».
9.	Индивидуальные задания, с помощью которых можно набрать дополнительные баллы на экзамене	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)
10.	Итого за семестр	100	

Итоговая оценка по экзамену выставляется в 100-балльной шкале и в традиционной четырехбалльной 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

КОЛЛОКВИУМ

Тема 2. Основы химической термодинамики

- 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 Кирхгоффа.
- 5 Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. 2-й закон термодинамики. Цикл Карно.
- 6 Энтропия как критерий самопроизвольного протекания процесса. Условие равновесия. Метод Планка. Статистический характер 2-го закона термодинамики.
- 7 Термодинамические потенциалы.
- 8 Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Характеристические функции.
- 9 Летучесть. Методы расчета летучести.

Тема 4. Фазовые равновесия

1. Термодинамика растворов. Концентрации. Химические потенциалы. Условие самопроизвольного фазового перехода.
2. Идеальные и реальные растворы. Закон Рауля.
3. Эбуллиоскопия. Криоскопия.
4. Законы Коновалова. Перегонка.
5. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Растворимость газов в жидкостях. Закон Ген.
6. Фазовые переходы. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.

7. Правило фаз Гиббса (вывод).
8. Приложение правила фаз к однокомпонентным системам. Диаграммы состояния воды и серы.
9. Двухкомпонентные системы. Системы, не образующие и образующие химические соединения. Термический анализ.

Тема 5. Химические равновесия

1. Химическое равновесие. Условие химического равновесия.
2. Закон действующих масс (термодинамический вывод). Способы выражения констант равновесия
3. Изотерма химической реакции. Стандартный изобарный потенциал реакции, его расчет по станд равновесий.
4. Влияние давления на химическое равновесие. Равновесие реакций, протекающих в газовой фазе числа молекул.
5. Зависимость химического равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры Вант-Гоффа интегрирования в широком температурном интервале.
6. Расчет равновесий в конденсированных системах. Тепловая теорема Нернста и следствия из нее.
7. Приложение тепловой теоремы Нернста к реакциям, протекающим в газовой фазе.
8. Приведенный изобарный потенциал реакции. Связь его с константой равновесия.
9. Спектры. Спектроскопия. Влияние различных видов излучения на состояние молекулы.

Тема 7. Элементы статистической термодинамики

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

Тема 9. Катализ

- 1 Химическая кинетика как наука. Скорость химической кинетики (средняя, мгновенная). Основы 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). Близость к 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 отделения).
- 13 Гомогенный катализ. Гетерогенный катализ. Теории в гетерогенном катализе. Металлы как катализ. Микрогетерогенный катализ.

Тема 13. Теория электрохимической коррозии металлов

- 1 Теория электролитической диссоциации Аррениуса, недостатки и ее дальнейшее развитие. Электродиссоциация 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 ионов на электролитическое титрование.
- 4 Числа переноса, их определение.
- 5 Протолитическая теория кислот и оснований.
- 6 Электрохимические элементы: обратимые, необратимые. Их термодинамика. Измерение ЭДС элемента.
- 7 Возникновение скачков потенциала на границах фаз. Строение двойного электрического слоя. Знак электродного потенциала.
- 8 Зависимость потенциала от концентрации. Типы электродов. Электроды сравнения.
- 9 Классификация электрохимических элементов. Концентрационные элементы без переноса и с переносом. Диффузионный потенциал.
- 10 Метод ЭДС как метод физико-химического исследования.
- 11 Кинетика электродных процессов. Законы Фарадея. Токи обмена.
- 12 Концентрационная и электрохимическая поляризация. Анодная и катодная поляризация. Пассивация, перенапряжение, теории перенапряжения. Кислородное перенапряжение.
- 13 Потенциометрическое титрование. Химические источники тока: гальванические элементы, аккумуляторы.
- 14 Электрохимическая коррозия. Теория электрохимической коррозии. Коррозионные диаграммы.

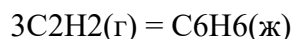
Контрольная работа

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.

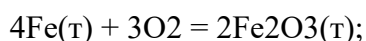
1.2. Средняя удельная теплоемкость бензола в интервале температур от 0 до 800°C равна $1,745$ Дж/(г \times К). Молярная теплоемкость ацетилена в том же температурном интервале $43,93$ Дж/(моль \times К). Тепловой эффект реакции



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

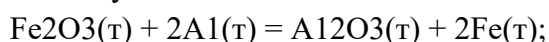
1.3. Рассчитать изменение энтропии при превращении 0,1 кг воды, взятой при 0°C , в пар при 1200°C . Удельная теплота испарения воды при 1000°C $2,255$ кДж/г; удельная теплоемкость жидкой воды $4,184$ Дж/(г \times К), удельная теплоемкость пара при постоянном давлении $19,958$ Дж/(г \times К).

1.4. Рассчитать тепловой эффект реакции:

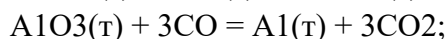


$$\Delta H_{01} = ? \quad (1)$$

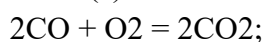
по следующим данным:



$$\Delta H_{02} = -1698 \text{ кДж}; \quad (2)$$



$$\Delta H_{03} = 826,75 \text{ кДж}; \quad (3)$$



$$\Delta H_{04} = -595,96 \text{ кДж}. \quad (4)$$

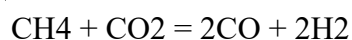
Вариант 2.

2.1. Газ, расширяясь от 0,01 до 0,026 м³ при постоянном давлении $1,013 \times 10^5$ Па, поглощает 820 Дж теплоты. Определить изменение внутренней энергии.

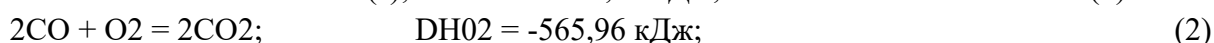
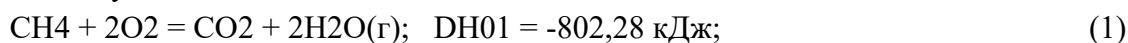
2.2. Теплота конденсации этилового спирта при 150С равна -27,62 кДж/моль. Средние удельные теплоемкости жидкого спирта и его пара в пределах от 0 до 780С соответственно равны 2,418 и 1,597 Дж/(г×К). Определить количество теплоты, необходимой для испарения 500 г спирта при 600С.

2.3. В сосуд, содержащий 0,001 м³ воды при 200С, погружена железная пластинка массой 10 г, нагретая до 2000С. Чему равно изменение энтропии, если $CP_{Fe}(T) = 25,52$ Дж/(моль×К).

2.4. Рассчитать тепловой эффект реакции:



по следующим данным:



Тема 3. Термодинамика молекулярных растворов

Вариант 1

1.1. Сколько граммов глицерина $C_3H_8O_3$ надо растворить в 90 г воды при 30°С, чтобы понизить давление пара на 266,5 Па. Давление пара воды при данной температуре 4242,3 Па.

1.2. Вычислить давление паров воды над 25%-ным (по массе) раствором глюкозы $C_6H_{12}O_6$ при 20°С. Давление паров воды при этой температуре равно 23,1 гПа.

Вариант 2

2.1. 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.

2.2. При 25°С 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°С. 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°С и давлении 1013 гПа равна 592 кДж/кг. Определить давление пара при 140°С.

Вариант 2.

2.1. Теплота испарения диэтилового эфира 360,2 кДж/кг при температуре кипения 34,66°С под давлением 1013 гПа. Вычислить температуру кипения при 986 гПа.

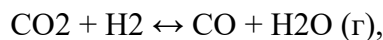
2.2. Определить давление насыщенного пара CCl_4 при 60°С, если CCl_4 кипит при 75°С и 1013 гПа, а теплота парообразования 30833,03 Дж/моль.

Тема 5. Химические равновесия

Вариант 1

1.1. Вычислить константу равновесия K_p для реакции $C_2H_4(g) + H_2O(g) \leftrightarrow C_2H_5OH(g)$ при температуре 350°С 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°С. Рассчитать равновесный состав смеси газов



если константа равновесия при этой температуре равна 2,21.

Вариант 2

2.1. Для реакции $\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$ зависимость константы равновесия от температуры выражается уравнением $\lg K_p = 5020/T + 1,75 \lg T - 11,58$.

Вычислить тепловой эффект реакции при 400 °С.

2.2. Установить связь α с K_p для реакции $\text{C}_6\text{H}_{12} \leftrightarrow \text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{H}_2$ и рассчитать K_x и K_s , учитывая, что реакция протекает в газовой фазе при $t = 25^\circ\text{C}$; $P = 1$ атм, $\alpha = 10\%$

Тема 6. Адсорбционные равновесия

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

Тема 8. Химическая кинетика

Вариант 1.

Реакция первого порядка происходит на 40% за 25 мин. Сколько исходного вещества останется непро-

Вариант 2.

Муравьиная кислота разлагается на углекислый газ и водород на поверхности золота. Константа скор $5,5 \cdot 10^{-4}$, а при 1850°C – $9,3 \cdot 10^{-3}$. Найти температурный коэффициент и энергию активации в указанн

лабораторная работа

Тема 5. Химические равновесия

1. 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
- 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 темпе
- 5 Изобразите диаграмму взаимной растворимости двух жидкостей с нижней критической темпе
- 6 Изобразите диаграмму взаимной растворимости двух жидкостей с двумя критическими темпе

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 ви

Работа №9 Закон распределения Нернста

1. Что называется коэффициентом распределения?
2. Вывести выражение коэффициента распределения для случая, когда распределяющееся вещество не изменяет ни в одном, ни в другом растворителе.
3. Вывести выражение коэффициента распределения для случая, когда 3-ий компонент диссоциирует
4. Вывести выражение коэффициента распределения для случая, когда 3-ий компонент ассоциирует в

Тема 6. Адсорбционные равновесия

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

Тема 8. Химическая кинетика

Работа №13 Определение констант скоростей химических реакций

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

Тема 9. Катализ

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

Работа №15 Электропроводность электролитов

- 1 Дайте определение удельной электропроводности раствора электролита.
- 2 Почему зависимость удельной электропроводности от концентрации электролита проходит
- 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 1. Что называется числом переноса?

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

Работа № 18 Криоскопия

- 1 Почему раствор нелетучего вещества замерзает при более низкой температуре, чем чистый
- 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 е
- 5 Для каких веществ можно определить молярную массу криоскопическим методом?
- 6 Каков физический смысл изотонического коэффициента?

Тема 11. Термодинамика электродных процессов

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

Работа №21 Потенциометрическое титрование

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

Тема 12. Кинетика электродных процессов

Работа №22 Напряжение разложения

- 1 1. Что такое поляризация?
- 2 2. В чем сущность электрохимической поляризации?
- 3 3. В чем сущность концентрационной поляризации?
- 4 4. Записать уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе кислородсодержащих кислот и щелочей
- 1 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 1. Что называется током обмена?
- 2 2. Что такое поляризация электрода?
- 3 3. Как зависит величина поляризации электрода от тока обмена?
- 4 4. Нарисуйте полную кривую анодной поляризации и укажите на ней характерные точки.
- 5 5. В чем причина пассивации металла?
- 6 6. Какими способами можно достичь пассивного состояния металла?

Тема 13. Теория электрохимической коррозии металлов

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 корроз.

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 концентрации, 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 химических систем.
- 2) закономерности влияния электромагнитных колебаний видимого и ультрафиолетового участков спектра химических систем,
- 3) закономерности влияния особенностей внутреннего строения реагирующих молекул на их химич
- 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 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:

- 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 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:

- 1) $Q_{T2} = Q_{T1} + C_p (T_2 - T_1)$
- 2) $Q_{T2} = Q_{T1} + C_p (T_2 - T_1)$
- 3) $Q_{T2} = Q_{T1} + dT$
- 4) $Q_{T2} = Q_{T1} + C_p dT$

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 среда возвращаются в исходное состояние;
- 3) Процесс, проходящий в прямом и обратном направлении через одни и те же состояния, бесконечно медленно;
- 4) Процесс, проходящий в прямом и обратном направлении через одни и те же состояния, бесконечно медленно, 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 системе;
- 2) Невозможно построить машину, которая производила бы работу за счет тепла окружающей среды;
- 3) Невозможно построить машину, которая производила бы работу за счет тепла окружающей среды;
- 4) Невозможно построить машину, которая производила бы работу за счет совершения циклического процесса в 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 к 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 к 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 мольная теплоемкость?

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

11. В чем основное свойство функции состояния?

- 1) в независимости ее изменения от пути процесса;
- 2) в зависимости ее изменения от пути процесса;
- 3) в независимости от давления;
- 4) в зависимости от температуры;

12. По какой формуле рассчитывается теплота в изотермическом процессе?

- 1) $Q = nRT \ln (V_2/V_1)$;
- 2) $Q = nC_p \Delta T$;
- 3) $Q = nC_v \Delta T$;
- 4) $Q = A + \Delta U$.

13. По какой формуле рассчитывается изменение энтропии при постоянном давлении?

- 1) $\Delta S = nC_p \ln (T_2/T_1)$;
- 2) $\Delta S = nC_v \ln (T_2/T_1)$;
- 3) $\Delta S = nR \ln (V_2/V_1)$;
- 4) $\Delta S = \lambda/T$

14. Какая из приведенных величин является функцией состояния?

- 1) H
- 2) A;
- 3) Q;
- 4) V;

15. Чем отличается идеальная тепловая машина от реальной, работающей между теми же температура

- 1) равновесностью процессов;
- 2) размерами;
- 3) формой;
- 4) цветом.

16. Термодинамическая система это:

- 1) Однородные смеси молекул, между которыми существует взаимодействие;
- 2) Однородные смеси молекул, между которыми нет взаимодействия;
- 3) Тело или группа тел, выделенных (обособленных) из окружающей среды;
- 4) Смеси молекул одного вида.

17. Адиабатический процесс - это процесс, протекающий:

- 1) При постоянном давлении;

- 2) Без теплообмена с окружающей средой;
- 3) При постоянной температуре;
- 4) При постоянной внутренней энергии.

18. Закон Гесса гласит, что тепловой эффект химических реакций, протекающих или при постоянном

- 1) Зависит от числа промежуточных стадий;
- 2) Определяется конечным состоянием системы;
- 3) Определяется начальным и конечным состоянием системы;
- 4) Определяется начальным состоянием системы;

19. В каких реакциях $Q_p = Q_v$?

- 1) в которых участвуют только твердые и жидкие вещества;
- 2) в быстрых;
- 3) в которых участвуют газообразные вещества;
- 4) в медленных.

20. Как изменяется энтропия в самопроизвольных неравновесных процессах?

- 1) возрастает;
- 2) остается постоянной;
- 3) убывает;
- 4) равна 0.

Тема 3. Термодинамика молекулярных растворов

1. Каково условие самопроизвольного перехода компонента из фазы в фазу?

- 1) переходит из фазы с большим химическим потенциалом в фазу с меньшим;
- 2) переходит из потенциалом в фазу с большим;
- 3) переходит из фазы с большим объемом в фазу с меньшим;
- 4) переход в фазу с большим.

2. Какие растворы называются изотоническими?

- 1) с одинаковым осмотическим давлением;
- 2) с осмотическим давлением больше эталонного;
- 3) с эталонного;
- 4) с неодинаковым осмотическим давлением.

3. Во сколько раз нормальность больше молярности раствора Na_2SO_4 ?

- 1) в 2;
- 2) в 4;
- 3) в 3;
- 4) в 1,5.

4. Что собирается в конденсате при перегонке раствора, соответствующего диаграмме с максимумом

- 1) чистый компонент;
- 2) азеотроп;
- 3) смесь компонентов;
- 4) ничего.

5. Каков физический смысл химического потенциала?

- 1) работа введения 1 моля компонента в раствор;
- 2) работа равновесного процесса;
- 3) работа при максимальной полезная работа.

6. Какие растворы называются гипотоническими?

- 1) с осмотическим давлением меньше эталонного;
- 2) с осмотическим давлением больше эталонного;
- 3) с эталонным;
- 4) с неодинаковым осмотическим давлением.

7. Чем отличаются реальные растворы от идеальных?

- 1) они не подчиняются закону Рауля;
- 2) они имеют больший объем, чем идеальные;
- 3) они имеют меньший;
- 4) они подчиняются закону Вант-Гоффа.

8. Что наблюдается при осмосе?

1) проникновение растворителя через полупроницаемую перегородку в раствор; 2) проникновение раствора через полупроницаемую перегородку в чистый растворитель; 3) проникновение растворителя из раствора через полупроницаемую перегородку в чистый растворитель; 4) выделение тепла.

9. Что характерно для экстремумов на кривых полного давления пара над бинарным раствором?

1) равенство составов раствора и пара над ним; 2) неравенство составов раствора и пара над ним; 3) равенство составов раствора и пара над ним; 4) обогащение пара 2-ым компонентом.

10. Что такое криоскопия?

1) Определение молярных масс растворенных веществ по понижению температуры замерзания раствора; 2) Определение молярных масс растворенных веществ по величине осмотического давления раствора; 3) Определение молярных масс растворенных веществ по понижению температуры кипения раствора; 4) Определение молярных масс растворенных веществ по повышению температуры кипения раствора.

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

1) она ниже; 2) она равна температуре замерзания растворителя; 3) она выше; 4) она много выше.

12. Какое давление противоположно по направлению осмотическому?

1) гидростатическое; 2) гипертоическое; 3) гипотоническое; 4) изотоническое.

13. Во сколько раз нормальность больше молярности раствора $AlCl_3$?

1) в 2; 2) в 4; 3) в 3; 4) в 1,5.

14. 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.

15. Укажите выражение закона Рауля при высоких температурах.

1) $f_i = f_i^0 x_i$; 2) $\pi = cRT$; 3) $p_i = P x_i$; 4) $p = (n/V)RT$;

16. Как отличается давление пара над разбавленным раствором нелетучего вещества от давления пара чистого вещества?

1) оно ниже; 2) оно выше; 3) одинаково; 4) оно много выше.

17. 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.

18. Какие растворы называются гипертоническими?

1) с осмотическим давлением $>$ эталонного;
2) с осмотическим давлением $<$ эталонного;
3) с одинаковым осмотическим давлением;
4) с неодинаковым осмотическим давлением;

19. Что собирается в конденсате при перегонке раствора, соответствующего диаграмме с минимумом
1) чистый компонент; 2) азеотроп; 3) смесь компонентов; 4) ничего.
20. 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) $A'_{\max} = -Q_p + T (d A'_{\max}/dT)_p$; 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) $A'_{\max} = -Q_p + T (d A'_{\max}/dT)_p$;
4) $G = H - TS$.
4. Составляющие вещества системы – это вещества:
1) которые не могут быть выделены; 2) наименьшее число которых достаточно для образования в 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 влия равно числу компонентов + 1 и за вычетом числа фаз;
2) Число степеней свободы равновесной гетерогенной системы, на которую из внешних факторов влия равно числу фаз + 1 и за вычетом числа компонентов;
3) Число степеней свободы равновесной гетерогенной системы, на которую из внешних факторов влия равно числу компонентов + 2 и за вычетом числа фаз;
4) Число степеней свободы равновесной гетерогенной системы, на которую из внешних факторов влия 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 кристаллическое вещество.
7. Число компонентов системы, в которой протекает реакция, равно:
1) числу всех индивидуальных веществ системы; 2) числу всех веществ, наименьшее число которых фаз; 3) числу всех веществ, которые могут быть выделены и могут существовать вне системы; 4) числу существующих вне системы.
8. Эвтектика – это:
1) такая смесь двух веществ, когда при кристаллизации обоих компонентов остаётся постоянным из смесь двух веществ, когда при кристаллизации обоих компонентов их состав не совпадает с первоначальным; 2) такая смесь веществ, которая не кристаллизуется при постоянной температуре; 4) такая кристаллическая смесь 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

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

Условие химического равновесия в общем виде

- 1) при $T=\text{const}$ и $P=\text{const}$; 2);
3) $VdP = 0$; 4).

2. 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.

3. Тепловая теорема Нернста гласит:

- 1) в конденсированных системах ΔG и ΔH - кривые сливаются вблизи абсолютного нуля, образуя общую параллельную оси температур;
2) в конденсированных системах вблизи абсолютного нуля, алгебраическая сумма всех теплоемкостей равна нулю;
3) в конденсированных системах ΔG и ΔH - кривые сливаются вблизи абсолютного нуля, образуя общую параллельную оси температур;
4) в конденсированных системах вблизи абсолютного нуля энтропия не увеличивается, и не уменьшается.

4. Константа интегрирования для газовых реакций равна:

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

5. Из теоремы Нернста следует, что суммы теплоемкостей исходных и конечных веществ в конденсированном состоянии при 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.

6. Расчет равновесий в конденсированных системах производят за счет:

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

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); 2) $\Theta = \Gamma/\Gamma_{\infty}$.
3) $\Gamma = kP$; 4).

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

5. Изостера адсорбции представляет собой

- 1) зависимость количества адсорбированного вещества или степени заполнения поверхности от температуры при постоянном давлении;
- 2) зависимость равновесного давления адсорбата от температуры для определенного количества адсорбата;
- 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.

7. Вещество, на поверхности которого происходит адсорбция, называется...

- 1) адсорбент;
- 2) адсорбтив;
- 3) адсорбат;
- 4) адатом.

8. Хемосорбция ...

- 1) обусловлена силами электростатического отталкивания;
- 2) обусловлена силами притяжения Ван-дер-Ваальса;
- 3) обусловлена силами химического взаимодействия;
- 4) является обратимой.

9. Поверхностно-неактивные вещества

- 1) накапливаются на границе раздела газ-жидкость;
- 2) стремятся уйти с поверхности жидкости в объем раствора;
- 3) понижают поверхностное натяжение;
- 4) обладают дифильностью.

10. Первое правило избирательной ионной адсорбции Пескова-Фаянса имеет формулировку:

- 1) на поверхности твердого адсорбента преимущественно адсорбируются ионы, имеющие с адсорбатом сходство в химической природе;
- 2) величина адсорбции растворенного вещества тем больше, чем больше разность полярностей между адсорбентом и адсорбатом;
- 3) на поверхности твердого адсорбента преимущественно адсорбируются ионы, имеющие наибольшее сходство с адсорбатом;
- 4) на поверхности твердого адсорбента преимущественно адсорбируются ионы, имеющие с адсорбатом сходство в химической природе.

Тема 7. Элементы статистической термодинамики

1. Зависимость $S = k \ln W$ представляет собой

- 1) уравнение Больцмана;

4) величина, связывающая все макроскопические свойства системы (энтальпия, энтропия, поляризация)

Тема 9. Катализ

1 1. Число молекул, одновременным взаимодействием между которыми осуществляется называется

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

12. Элементарный акт химического взаимодействия – это:

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

13. 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.

1 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.

1 5. Дифференциальное уравнение скорости для необратимой реакции:

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

- а) $k =$; $\bar{b}) = k(a - x)$;
 б) $k = \ln$; $r) = k(a - x)(b - x)$.

16. Время полураспада для реакции второго порядка равно:

- a) $t_{1/2} = .;$ б) $t_{1/2} = .;$ в) $t_{1/2} = .;$ г) $t_{1/2} = .$

17. Уравнение Вант-Гоффа имеет вид:

- $$\text{a) } ; \quad \text{б) },$$
- $$\text{в) } k = z \exp(-E/RT); \quad \text{г) } v = kCC.$$

18. Для двух параллельных реакций первого порядка справедливо выражение:

- $$\begin{aligned} \text{a)} &= (k_1 + k_2) (x - a); & \text{б)} &= (k_1 - k_2) (x - a) \\ \text{в)} &= (k_1 + k_2) (a - x); & \text{г)} &= (k_1 - k_2) (a - x) \end{aligned}$$

9. Период индукции в цепном процессе – это:

- а) время, в течение которого в результате израсходования исходного вещества скорость процесса будет равна нулю;
- 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 присут температур; 3) при контакте двух металлов; 4) при действии на металлы сухих газов обычно при вы

2. II закон Фарадея гласит:

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

3. Почему при опускании цинковой пластинки в раствор сульфата цинка металлическая пластинка зар

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

4. За счет какого процесса вырабатывается электрическая работа в концентрационных электрохимиче

- 1) химической реакции; 2) суммарного процесса выравнивания концентрации одного вещества; 3) с 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 раствог существует; 4) его повышают, используя солевые мостики КС1.

6. Эквивалентная электропроводность характеризует:

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

7. Электропроводность зависит от факторов:

- 1) степени гидролиза, количества электричества и природы раствора; 2) природы растворителя, приро от подвижности катионов, степени диссоциации ионов и ассоциации молекул; 4) от давления, объема

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 по. можно объяснить:

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

10. Анодная стадия ионизации при коррозии заключается в процессе:

Ответы: 1) $\text{Me} \rightarrow \text{Me}^{n+} + n\text{e}$; 2) перетекание электронов от мест окисления до мест восстановления; 3 $+ 2 \text{H}_2\text{O} + 4\text{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$.

4.3 Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в форме зачета, экзамена

Типовые вопросы зачета (ОПК-1)

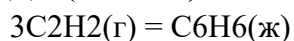
1. Термодинамические системы: гомогенные, гетерогенные.
2. 1 закон термодинамики как следствие закона сохранения и превращения энергии.
3. Внутренняя энергия. Энтальпия. Теплота и работа.
4. Закон Гесса и его следствия.
5. Закон Кирхгофа.
6. 2-ой закон термодинамики и его формулировки.
7. Энтропия как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

Типовые задания для зачета (ОПК-1)

1. Приложение 1-го закона термодинамики к идеальным газам. Энтальпия.
2. Приложение 1-го закона термодинамики к химическим процессам. Термохимия. Закон Гесса Кирхгофа.
3. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Характеристические функции.
4. Законы Коновалова. Перегонка

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 800°C равна $1,745 \text{ Дж}/(\text{г} \times \text{K})$. Молярная теплоемкость ацетилена 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 $2,255 \text{ кДж/г}$; удельная теплоемкость жидкой воды $4,184 \text{ Дж}/(\text{г} \times \text{K})$, удельная теплоемкость пара при постоянном давлении $19,958 \text{ Дж}/(\text{г} \times \text{K})$.

4. 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.

Типовые вопросы экзамена (ОПК-1)

1. Вывод условия химического равновесия.
2. Термодинамический вывод закона действия масс.
3. Способы выражения константы равновесия и связь между ними.
4. Гетерогенные химические равновесия.
5. Изотерма химической реакции.
6. Стандартный изобарный потенциал.
7. Комбинирование равновесий. Примеры.
8. Расчет константы равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных функции.
9. Приведенная энергия Гиббса и ее использование для расчетов химических равновесий.
10. Равновесие реакций, идущих в газовой фазе без изменения числа моль.
11. Равновесие реакций, идущих в газовой фазе с изменением числа моль. Принцип Ле-Шател
12. Зависимость химического равновесия от температуры.
13. Уравнения изобары и изохоры химической реакции.
14. Тепловая теорема Нернста и ее следствия.
15. Явления адсорбции. Виды адсорбции.
16. Теория мономолекулярной адсорбции Ленгмюра.
17. Теория полимолекулярной адсорбции Поляни.
18. Теория полимолекулярной адсорбции БЭТ.
19. Адсорбция из растворов. Уравнение Гиббса.
20. Адсорбция на твердом адсорбенте. Уравнение Фрейндлиха.
21. Избирательная и обменная адсорбция. Правила Пескова - Фаянса, уравнивания полярности
22. Адсорбционная хроматография.
23. Функции распределения Максвелла и Максвелла - Больцмана.
24. Молекулярная сумма по состояниям и сумма по состояниям макросистемы.
25. Статистические выражения для основных термодинамических функций.
26. Поступательная сумма по состояниям.
27. Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистическ

Типовые задания для экзамена (ОПК-1)

Типовые тестовые задания

1. Предметом исследования химической термодинамики является:
 - 1) Термодинамическая система;
 - 2) Химическая реакция;
 - 3) Электрические процессы;
 - 4) Отдельные молекулы.

2. При всех процессах и явлениях суммарная энергия всех частей материальной системы, участвующе
 - 1) Уменьшается;
 - 2) Увеличивается;
 - 3) Не изменяется;
 - 4) Сначала увеличивается, затем уменьшается.

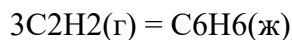
3. Изотермический процесс - это процесс, протекающий:

- 1) При постоянном давлении;
- 2) При постоянном объеме;
- 3) При постоянной температуре;
- 4) При постоянной внутренней энергии.

Типовой вариант контрольной работы

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 800°C равна $1,745$ Дж/(г \times К). Молярная теплоемкость ацетилена в том же температурном интервале $43,93$ Дж/(моль \times К). Тепловой эффект реакции



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

3. Рассчитать изменение энтропии при превращении $0,1$ кг воды, взятой при 0°C , в пар при 120°C . Удельная теплота испарения воды при 100°C $2,255$ кДж/г; удельная теплоемкость жидкой воды $4,184$ Дж/(г \times К), удельная теплоемкость пара при постоянном давлении $19,958$ Дж/(г \times К).

4. Теплота плавления металлического свинца равна 5188 Дж/моль при температуре плавления $327,5^\circ\text{C}$. Вычислить температуру кристаллизации раствора, содержащего 1% (мол.) примесей, которые не растворяются в твердом свинце.

4.4. Шкала оценивания промежуточной аттестации

Зачет

Оценка	Компетенции	Дескрипторы (уровни) – основные признаки освоения (показатели достижения результата)
«зачтено» (50 - 100 баллов)	ОПК-1	Владеет основными методами отбора и анализа теоретических решений конкретных профессиональных задач. Демонстрирует знания основных законов химической термодинамики. Способен, в целом, к интерпретации экспериментальных данных, современных теорий в области термодинамики, В отдельных случаях устанавливает междисциплинарные связи Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком
«не зачтено» (0 - 49 баллов)	ОПК-1	Демонстрирует слабый уровень знаний теоретических законов химии. Не способен интерпретировать экспериментальные факты. Не устанавливает междисциплинарные связи. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал.

Экзамен

Оценка	Компетенции	Дескрипторы (уровни) – основные признаки освоения (показатели достижения результата)
«отлично» (85 - 100 баллов)	ОПК-1	Уверенно владеет методами отбора и анализа теоретического материала для решения конкретных профессиональных задач. Демонстрирует высокие знания основных законов общей и химической термодинамики, электрохимии, катализа, поверхностных явлений и адсорбции и их интерпретацию, современных теорий, а также способов их применения для решения практических задач. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, аргументировано

«хорошо» (70 - 84 баллов)	ОПК-1	Владеет основными методами отбора и анализа теоретических решения конкретных профессиональных задач. Демонстрирует знания основных закономерностей физической химии. Способен, в целом, к интерпретации экспериментальных данных. Владеет современными теориями в области термодинамики, химической кинетики, явлений и электрохимии. В отдельных примерах может выделить междисциплинарные связи. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком.
«удовлетворительно» (50 - 69 баллов)	ОПК-1	химической термодинамики, закономерностей электрохимии: электрохимических свойств растворов электролитов. Слабо владеет методами отбора теоретического материала, практической деятельности. Ответ не всегда логично выстроен, материал излагается без терминологии.
«неудовлетворительно» (менее 50 баллов)	ОПК-1	Демонстрирует слабый уровень знаний теоретических закономерностей химии. Не способен интерпретировать экспериментальные факты. Не может привести примеры из реальной практики управления производственными процессами на основе знаний законов химического равновесия и кинетики. Не может выделить междисциплинарные связи. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал.

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 с программой дисциплины (РПД), которая определяет содержание, объем, а также порядок изучения и преподавания дисциплины.

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

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

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

В разделе «Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные информационные справочные системы» содержится перечень профессиональных баз данных и информационных 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 материал и дополнить его с учетом рекомендованной дополнительной литературы;
- при самостоятельном изучении теоретической темы сделать конспект, используя рекомендации преподавателя, 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. Она включает работу с учебным опросом на семинарских занятиях, к дебатам, тестированию, экзамену. Она включает поиск и использование рекомендованных источников и литературы по тематике лекций.

Конспект лекции должен содержать реферативную запись основных вопросов лекции, в том числе с MOODLe презентации, основных источников и литературы по темам, выводы по каждому вопросу. Конспект должен быть распечатан в рамках раскладки печати презентаций лекций или в отдельной тетради по предмету. Он должен быть содержать не относящуюся к теме информацию или рисунки.

Конспекты научной литературы при самостоятельной подготовке к занятиям должны содержать ответ на вопрос, иметь ссылку на источник информации с обязательным указанием автора, названия и года издания литературы. Конспект может быть опорным (содержать лишь основные ключевые позиции), но при этом 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 источников);
- составлять тезисы (цитирование наиболее важных мест статьи или монографии, короткое изложение);
- 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 выявления их знаний по определенному разделу, теме, проблеме и т.п. Все члены комиссии в ходе обсуждения, добавлять информацию, дискутировать, задавать вопросы и т.д.

Устный опрос может применяться в различных формах: фронтальный, индивидуальный, комбинированный. Ответы подлежат 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. При выступлении с презентацией необходимо обращать внимание на такие моменты как:

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

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

6.1 Основная литература:

1. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия : учеб. для студентов вузов. - 7-е изд., стер.. - М.: Химия, 2008.
2. Горшков В. И., Кузнецов И.А. Основы физической химии : учебник. - 4-е изд.. - М.: Бинум. Лаборатория химии, 2010.

6.2 Дополнительная литература:

1. Горшков А. Г., Тарлаковский Д. В. Сборник задач по сопротивлению материалов с теорией и прим Физматлит, 2011. - 613 с. - Текст : электронный // ЭБС «Университетская библиотека <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=79828>
2. Цыганкова Л.Е., Вигдорович В.И. Сборник задач по физической химии. (Химическая кинетика и э для студ. спец. "Химия". - Тамбов: Изд-во Першина Р.В., 2010. - 99 с.
3. Цыганкова Л.Е. Лабораторный практикум по физической химии : учеб. пособие для хим. фак. ун Тамбов: Изд-во Першина Р.В., 2010. - 181 с.
4. Бернацкий П.Н., Бердникова Г.Г., Дьячкова Т.П. Сборник задач по химической термодинамике : Уч ун-тов/Науч.ред.Л.Е.Цыганкова. - Тамбов: ТГУ, 2003. - 175с.

6.3 Иные источники:

1. Интернет-энциклопедии - <http://www.rubicon.com/>
2. Электронная версия «Социологического журнала», издаваемого Российской академией наук www.nir.ru/socio/scipubl/socjour.htm

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

Для проведения занятий по дисциплине необходимо следующее материально-техническое обесп проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, аттестации, помещения для самостоятельной работы.

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

Помещения для самостоятельной работы укомплектованы компьютерной техникой с возможностью обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду Университета.

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

Лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение:

Kaspersky Endpoint Security для бизнеса - Стандартный Russian Edition. 1500-2499 Node 1 year Educati
Операционная система Microsoft Windows 10

Adobe Reader XI (11.0.08) - Russian Adobe Systems Incorporated 10.11.2014 187,00 MB 11.0.08

7-Zip 9.20

Microsoft Office Профессиональный плюс 2007

Adobe Dreamweaver CS3

Adobe Photoshop CS3

Профессиональные базы данных и информационные справочные системы:

1. Университетская библиотека онлайн: электронно-библиотечная система. – URL: <https://biblioclub.ru>
2. Электронный каталог Фундаментальной библиотеки ТГУ. – URL: <http://biblio.tsutmb.ru/elektronnyij>
3. Научная электронная библиотека Российской академии естествознания. – URL: <https://www.monogr>

Электронная информационно-образовательная среда

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

Взаимодействие преподавателя и студента в процессе обучения осуществляется посредством му сетевых, телекоммуникационных технологий, используемых в электронной информационно-образова