

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Пекаревский Борис Владимирович
Должность: Проректор по учебной и методической работе
Дата подписания: 09.09.2025 13:27:03
Уникальный программный ключ:
3b89716a1076b80b2c167df0f27c09d01782ba84



МИНОБРНАУКИ РОССИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Санкт-Петербургский государственный технологический институт
(технический университет)»

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебной
и методической работе
_____ Б.В.Пекаревский
«21» июня 2022 г.

Рабочая программа дисциплины
ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки

19.03.01

Биотехнология

Направленность программы бакалавриата

Все направленности

Квалификация

Бакалавр

Форма обучения

Заочная

Б1.О.16

Факультет **химии веществ и материалов**

Кафедра **физической химии**

Санкт-Петербург

2022

ЛИСТ СОГЛАСОВАНИЯ

Должность разработчика	Подпись	Ученое звание, фамилия, инициалы
Доцент каф. физической химии		Доцент Матузенко М. Ю.
Доцент каф. физической химии		Доцент Акулова Ю.П.

Рабочая программа дисциплины «Физическая химия» обсуждена на заседании кафедры физической химии		
протокол от 20 января 2022 г. № 5		
Заведующий кафедрой		С. Г.Изотова
Одобрено учебно-методической комиссией факультета химии веществ и материалов		
протокол от «16» июня 2022 г. № 9		
Председатель		С. Г. Изотова

СОГЛАСОВАНО

Руководитель направления подготовки		М.А. Пушкарёв
Директор библиотеки		Т.Н. Старостенко
Начальник методического отдела учебно-методического управления		М.З.Труханович
Начальник учебно-методического управления		С.Н. Денисенко

СОДЕРЖАНИЕ

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной дисциплины.....	4
2. Место дисциплины в структуре образовательной программы.....	6
3. Объем дисциплины.....	6
4. Содержание дисциплины	7
4.1. Разделы дисциплины и виды занятий.....	7
4.2.. Занятия лекционного типа.....	7
4.3 Занятия семинарского типа.....	9
4.3.1. Семинары, практические занятия	9
4.3.2. Занятия лабораторного типа	10
4.4. Самостоятельная работа обучающихся	11
4.5. Темы индивидуальных заданий	11
5. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине.....	12
6. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации	12
7. Перечень учебных изданий, необходимых для освоения дисциплины.....	13
8. Перечень электронных образовательных ресурсов, необходимых для освоения дисциплины.....	13
9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины.....	13
10. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине	14
10.1. Информационные технологии	14
10.2. Программное обеспечение.....	14
10.3. Базы данных и информационные справочные системы.....	14
11. Материально-техническое обеспечение освоения дисциплины в ходе реализации образовательной программы.....	14
12. Особенности освоения дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья.....	14

Приложения: 1. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы.

В результате для освоения образовательной программы бакалавриата обучающийся должен овладеть следующими результатами обучения по дисциплине:

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения (дескрипторы)
ОПК 1 Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях	ОПК-1.1 Активное использование законов термодинамики, химической кинетики, учения о растворах и химии высокомолекулярных соединений в биологических исследованиях	Знать: теоретические основы термодинамики, химической кинетики, учения о растворах, особенности высокомолекулярного строения материи Уметь: применять теоретические основы термодинамики, химической кинетики, учения о растворах, особенности высокомолекулярного строения материи. Владеть: методами термодинамических расчетов, кинетического анализа, исследования растворов и макромолекул
ОПК 7 Способен проводить экспериментальные исследования и испытания по заданной методике, наблюдения и измерения, обрабатывать и интерпретировать экспериментальные данные, применяя математические, физические, физико-химические, химические, биологические, микробиологические методы	ОПК-7.1 Знание химических, физико-химических, биологических и микробиологических методик проведения эксперимента и обработки полученных данных	Знать: методики проведения экспериментальных исследований и испытаний Уметь: организовать эксперимент в области биологических исследований и интерпретировать его результаты в соответствии с современным уровнем развития физической химии Владеть: экспериментальными методами исследования и испытания, наблюдения и измерения, обработки и интерпретации экспериментальные данные, применяя

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения (дескрипторы)
		математические, физические, физико-химические, химические, биологические, микробиологические методы

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы.

Дисциплина относится к дисциплинам обязательной части (Б1.О.16) и изучается на 2 и 3 курсе.

В методическом плане дисциплина опирается на знания, полученные студентами ранее при изучении неорганической, органической химии, математики и физики.

Полученные в процессе изучения дисциплины «Физическая химия» знания, умения, навыки могут быть использованы в научно-исследовательской работе бакалавра и при выполнении выпускной квалификационной работы.

3. Объем дисциплины.

Вид учебной работы	Всего, ЗЕ/академ. часов
Общая трудоемкость дисциплины (зачетных единиц/ академических часов)	8/ 288
Контактная работа с преподавателем:	30
занятия лекционного типа	8
занятия семинарского типа, в т.ч.	22
семинары, практические занятия	8
лабораторные работы	14
курсовое проектирование (КР или КП)	-
КСР	-
другие виды контактной работы	-
Самостоятельная работа	240
Форма текущего контроля (Кр, реферат, РГР, эссе)	4 Кр
Форма промежуточной аттестации (КР, КП, зачет, экзамен)	2экзамена 18

4. Содержание дисциплины.

4.1. Разделы дисциплины и виды занятий.

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Занятия лекционного типа, академ. часы	Занятия семинарского типа, академ. часы		Самостоятельная работа, академ. часы	Формируемые компетенции	Формируемые индикаторы
			Семинары и/или практические занятия	Лабораторные работы			
1.	Химическая термодинамика	2	2	2	48	ОПК-1	ОПК-1.1
2.	Фазовые равновесия	2	2	2	48	ОПК-1	ОПК-1.1
3.	Электрохимические системы	1	1	4	48	ОПК-1	ОПК-1.1
4	Методы изучения строения вещества.	1	1	2	48	ОПК-7	ОПК-7.1
5.	Химическая кинетика	2	2	4	48	ОПК-7	ОПК-7.1

4.2. Занятия лекционного типа.

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем академ. часы	Инновационная форма
1	Химическая термодинамика. 1 начало термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимия. Закон Гесса. Энергетические эффекты при фазовых превращениях и в химических реакциях. Физический смысл энтропии и ее изменение при фазовых превращениях и в химических реакциях. Свободная энергия Гиббса и ее физический смысл. Динамический характер химического равновесия. Константа равновесия химической реакции. Уравнение изобары химической реакции. Выражение для констант равновесия гомогенных и гетерогенных химических реакций. Принцип Ле-Шателье.	2	традиционная лекция, лекция-визуализация

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем акад. часы	Инновационная форма
2	Основные понятия. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы. Уравнения и диаграммы. Гомогенные двухкомпонентные системы. Идеальные и неидеальные системы. Закон Рауля. Закон Генри. Диаграммы состояния в равновесии жидкость — пар. Коллигативные свойства. Диаграммы плавкости. Основные типы диаграмм.	2	традиционная лекция, лекция-визуализация
3	Электрохимия. Механизм возникновения скачка потенциала на границе металл—ионы металла. Электродный потенциал. Водородная шкала потенциалов. Уравнение Нернста для равновесного электродного потенциала. Типы электродов. Типы гальванических элементов. Таблица стандартных потенциалов . Электрическая проводимость растворов электролитов.	1	традиционная лекция, лекция-визуализация
4	Методы изучения строения молекул, основанные на электрических свойствах. Поляризуемость, рефракция. Оптические методы изучения строения вещества Общая характеристика молекулярных спектров. Использование закона Ламберта-Бугера-Бера при изучении спектров. Нахождения молекулярных констант из вращательных и колебательных спектров поглощения. Спектры комбинационного рассеяния, сопоставление их с ИК-спектрами.	1	традиционная лекция, лекция-визуализация
5	Химическая кинетика. Кинетические кривые. Скорость химической реакции. Закон действующих масс. Кинетические уравнения. Константа скорости химической реакции. Порядок и молекулярность химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Гетерогенные, цепные, фотохимические реакции. Реакции в растворах. Явление катализа. Гомогенный и гетерогенный катализ.	2	традиционная лекция, лекция-визуализация

4.3. Занятия семинарского типа

4.3.1. Семинары, практические занятия.

№ раздела	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Инновационная форма
1	Применение законов термодинамики для расчета тепловых эффектов химических реакций и константы равновесия Закон Гесса и следствия из него. Закон Кирхгоффа.	2	занятие – конференция, активизация творческой деятельности, регламентированная дискуссия
2	Использование уравнения Клаузиуса-Клапейрона для расчета температуры кипения и теплоты испарения вещества. Анализ диаграмм равновесия жидкость ↔ пар и кристаллы ↔ жидкость	2	занятие – конференция, активизация творческой деятельности, регламентированная дискуссия
3	Гальванические элементы. Расчет потенциалов электродов. Вычисление ЭДС и гальванических элементов. Термодинамика гальванических элементов. Электрическая проводимость растворов электролитов от концентрации	1	занятие – конференция, активизация творческой деятельности, регламентированная дискуссия
4	Использование уравнений Клаузиуса-Мосотти, Дебая, Лорентц-Лоренца для расчета молярной рефракции и дипольных моментов вещества	1	занятие – конференция, активизация творческой деятельности, регламентированная дискуссия
5	Методы определения порядка и константы скорости химической реакции. Вычисление энергии активации и температурного коэффициента химической реакции.	2	занятие – конференция, активизация творческой деятельности, регламентированная дискуссия

4.3.2. Занятия лабораторного типа.

п/п	Наименование темы краткое содержание занятия	Объем акад. часы	Инновационная форма
1	Определение теплоты растворения соли	2	метод малых групп
2	Определение молярной массы вещества методом криометрии	2	метод малых групп
3	Измерение ЭДС гальванических элементов; Измерение электропроводности растворов электролитов	4	метод малых групп

4	Определение дипольного момента молекул	2	метод малых групп
5	Определение константы скорости реакции первого порядка (например, гидролиза сахарозы и второго порядка	4	метод малых групп

4.4. Самостоятельная работа обучающихся.

№ раздела дисциплины	Перечень вопросов для самостоятельного изучения	Объем, акад. часы	Форма контроля
1	Выполнение индивидуальных заданий по теме: Химическая термодинамика.	48	Защита контрольных работ
2	Выполнение индивидуальных заданий по фазовым равновесиям.	48	Защита контрольных работ.
3	Выполнение индивидуальных заданий по электропроводности и ЭДС гальванического элемента	48	Защита контрольных работ.
4	Выполнение индивидуальных заданий по определению молекулярных констант.	48	Защита контрольных работ
5	Выполнение индивидуальных заданий по кинетике.	48	Защита контрольных работ

4.5. Темы контрольных работ

К. р. №1 – Расчет теплового эффекта химической реакции. Расчет константы равновесия химической реакции при заданной температуре

*К. р. №2 — Уравнение Клапейрона -Клаузиуса
Анализ диаграмм равновесия жидкость - пар
Анализ диаграмм плавкости*

*К.р № 3 – Электродные потенциалы и ЭДС гальванических элементов
Электропроводность растворов слабых электролитов
Электрические свойства молекул*

К.р № 4 – Определение кинетических параметров химических реакций

5. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы

обучающихся по дисциплине.

Методические указания для обучающихся по организации самостоятельной работы по дисциплине, включая перечень тем самостоятельной работы, формы текущего контроля по дисциплине и требования к их выполнению размещены в электронной информационно-образовательной среде СПбГТИ(ТУ) на сайте:
<http://media.technolog.edu.ru>.

6. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации

Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в форме экзамена.

При сдаче экзамена студент получает билет, в котором имеется три вопроса из перечня вопросов и задача по одному из разделов курса, время подготовки студента к устному ответу - до 45 мин.

В приложении приводится перечень вопросов к экзамену по всем разделам курса.

Пример варианта экзаменационного билета:

Вариант № 1

1. Зависимость теплового эффекта химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
2. Давление пара над смесью взаимно нерастворимых жидкостей. Перегонка с водяным паром.
3. Вращательные спектры. Определение момента инерции и равновесного межъядерного расстояния для двухвалентных и линейных многоатомных молекул из спектральных данных.
4. Определить термодинамическую возможность образования метана по реакции $\text{CS}_2 + 4\text{H}_2 = \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{S}$ при $T=1000\text{K}$.

Фонд оценочных средств по дисциплине представлен в Приложении № 1

Результаты освоения дисциплины считаются достигнутыми, если для всех элементов компетенций достигнут пороговый уровень освоения компетенции на данном этапе – оценка «удовлетворительно».

7. Перечень учебных изданий, необходимых для освоения дисциплины.

а) печатные издания:

1. Афанасьев, Б.Н. Физическая химия: учеб. пособие для вузов / Б.Н. Афанасьев, Ю.П. Акулова. – Санкт - Петербург: Лань, 2012. – 464 с.- ISBN 978-5-8114-1402-4.
2. Стромберг, А.Г. Физическая химия / А.Г.Стромберг - Москва: Высшая школа, 2009 - 527с. – ISBN 978-5-06-006161.
3. Краткий справочник физико-химических величин / ред. А. А. Равдель, А.М. Пономарева – Москва: ООО «ТИД «Аз-booK», 2009.-240 с. – 5-86457-116-4.
4. Практические работы по физической химии: учебное пособие для вузов/ ред. К.П. Мищенко, А.А. Равдель, А.М. Пономарева. - 5-е изд.перераб. – Санкт_Петербург: Профессия, 2002.- 384с. – ISBN 5-95913-027-5.
5. Физическая химия. Теория и задачи: учебное пособие / Ю.П. Акулова, С.Г. Изотова, О.В. Проскурина, И.А. Черепкова. – 3-е изд.,стер. – Санкт_Петербург : Лань, 2022. - 228с.- ISBN 978-5-8114-8947-3

б) электронные издания

1/ Афанасьев, Б.Н. Физическая химия: учеб. пособие для вузов / Б.Н. Афанасьев, Ю.П. Акулова. – Санкт - Петербург: Лань, 2022. – 464 с.- ISBN 978-5-8114-1402-4// Лань: электронно-библиотечная система- [URL:https://e.lanbook.com](https://e.lanbook.com) /- Режим доступа: по подписке.

2/ Физическая химия. Теория и задачи: учебное пособие / Ю.П. Акулова, С.Г. Изотова, О.В. Проскурина, И.А. Черепкова. – Санкт_Петербург : Лань, 2022. - 228с.- ISBN 978-5-8114-8947-3 // Лань: электронно-библиотечная система- [URL:https://e.lanbook.com](https://e.lanbook.com) (16.11.2020) /- Режим доступа: по подписке.

8. Перечень электронных образовательных ресурсов, необходимых для освоения дисциплины.

Учебный план, РПД, учебно-методические материалы, размещенные на <http://media.technolog.edu.ru>.

Электронно-библиотечные системы:

ЭБС «Лань»: <https://e.lanbook.com/books/>;

электронный читальный зал – БиблиоТех фундаментальной библиотеки СПбГТИ(ТУ): <http://bibl.lti-gti.ru/ЭБС.> ,

9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины.

Все виды занятий по дисциплине «Физическая химия» проводятся в соответствии с требованиями следующих СТП:

СТО СГЛБТИ 020-2011. КС УКДВ. Виды учебных занятий. Лабораторные занятия. Общие требования к организации и проведению.

СТП СПТТИ 040-02. КС УКДВ. виды учебных занятий. Лекция. Общие требования;

СТО СПбГТИ 018-2014. КС УКДВ. Виды учебных занятий. Семинары и практические занятия. Общие требования к организации и проведению.

СТП СПбГТИ 048-2009. КС УКДВ. Виды учебных занятий. Самостоятельная планируемая работа студентов. Общие требования к организации и проведению.

СТП СПбГТИ 016-2014. КС УКДВ. Порядок проведения зачетов и экзаменов.

Планирование времени, необходимого на изучение данной дисциплины, лучше всего осуществлять на весь семестр, предусматривая при этом регулярное повторение пройденного материала.

Основными условиями правильной организации учебного процесса для студентов является: плановость в организации учебной работы; серьезное отношение к изучению материала; постоянный самоконтроль.

На занятия студент должен приходить, имея багаж знаний и вопросов по уже изученному материалу.

10. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине.

10.1. Информационные технологии.

В учебном процессе по данной дисциплине предусмотрено:

- использовании информационных технологий - чтение лекций с использованием слайд-презентаций;

- взаимодействие с обучающимися посредством электронной информационно-образовательной среды.

10.2. Программное обеспечение.

Microsoft Office (Microsoft Excel): Office 2007 Russian OLP NL AE (Государственный контракт № 24 от 14.09.2007, срок действия – бессрочно), Office Std 2013 Rus OLP NL (Контракт № 02(03)15 от 15.01.2015, срок действия -20 лет).

LibreOffice (открытая лицензия).

10.3. Базы данных и информационные справочные системы.

Справочно-поисковая система «Консультант-Плюс».

11. Материально-техническое обеспечение освоения дисциплины в ходе реализации образовательной программы.

Для проведения лекционных и практических занятий используется аудитория, оборудованная средствами оргтехники с лицензионным программным обеспечением и выходом в интернет, на 33 посадочных места.

Для проведения лабораторных занятий используются лабораторные помещения кафедры физической химии.

12. Особенности освоения дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья.

Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями учебные процесс осуществляется в соответствии с Положением об организации учебного процесса для обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья СПбГТИ(ТУ), утвержденным ректором 28.08.2014.

**Фонд оценочных средств
для проведения промежуточной аттестации по
дисциплине «Физическая химия»**

1. Перечень компетенций и этапов их формирования.

Индекс компетенции	Содержание	Этап формирования
ОПК-1	Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях	промежуточный
ОПК-7	Способен проводить экспериментальные исследования и испытания по заданной методике, наблюдения и измерения, обрабатывать и интерпретировать экспериментальные данные, применяя математические, физические, физико-химические, химические, биологические, микробиологические методы	

2. Показатели и критерии оценивания компетенций на различных этапах их формирования, шкала оценивания

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Показатели сформированности (дескрипторы)	Критерий оценивания	Уровни сформированности (описание выраженности дескрипторов)		
			«удовлетворительно» (пороговый)	«хорошо» (средний)	«отлично» (высокий)
ОПК-1.1 Активно использует законы термодинамики, химической кинетики, учения о растворах и химии высокомолекулярных соединений в биологических исследованиях	Знает: теоретические основы термодинамики, химической кинетики, учения о растворах, особенности высокомолекулярного строения материи	Ответы на вопросы к экзамену: № 1-33, 50-55, 63-66, 69, 71-73,80-98 Выполнение контрольных работ	Даёт определения основных понятий физической химии с ошибками	Даёт определения основных понятий физической химии с незначительными ошибками. с помощью наводящих вопросов	Правильно дает определения основных понятий физической химии
	Умеет: применять теоретические основы термодинамики, химической кинетики, учения о растворах, особенности высокомолекулярного строения материи.	Ответы на вопросы к экзамену: №34-49, 56-62, 67,68,70, 74-79 Выполнение контрольных работ Выполнение лабораторных работ и оформление отчетов	Называет основные методы изучения физико-химических свойств веществ с ошибками	Называет основные методы изучения физико-химических свойств веществ с ошибками с наводящими вопросами и подсказками	Демонстрирует освоение методов определения физико-химических свойств
	Владеет: методами термодинамических расчетов, кинетического анализа, исследования	Ответы на вопросы к экзамену: № 7,10,16,18,20,25,29,36,37,43,45,60,64-66,72,74,78,86,88,92,93 выполнение контрольных работ	Излагает методики выполнения лабораторных работ с ошибками	Излагает методики выполнения лабораторных работ с наводящими	Способен самостоятельно правильно изложить методики выполнения

ОПК-7.1 Знание химических, физико-химических, биологических и микробиологических методик проведения эксперимента и обработки полученных данных	растворов и макромолекул Знает: методики проведения экспериментальных исследований и испытаний Умеет проводить эксперимент в области биологических исследований и интерпретировать его результаты в соответствии с современным уровнем развития физической химии Владеет: экспериментальными методами исследования и испытания, наблюдения и измерения, обработки и интерпретации экспериментальные данные, применяя математические, физические, физико-химические, химические, биологические,	Ответы на вопросы к экзамену: №4, 13,14,34,57,70,72,74,78 Ответы на вопросы к экзамену: № 6,11,12,14,16,31,39-42,46-49 Выполнение индивидуальных заданий Ответы на вопросы к экзамену: №34-49, 56-62, 67,68,70, 74-79 Выполнение индивидуальных заданий	Называет и поясняет основные физико-химические процессы с ошибками Выполняет стандартные операции с ошибками Выполняет индивидуальные задания с ошибками, Путается в обосновании выбора метода определения физико-химических свойств	вопросами и подсказками Поясняет, классифицирует основные физико-химические процессы с небольшими подсказками преподавателя Выполняет стандартные операции с подсказками преподавателя Приводит примеры некоторых экспериментальных методов с подсказкой преподавателя Правильно оценивает погрешности величин с небольшой подсказкой преподавателя	лабораторных Способен самостоятельно правильно назвать и классифицировать основные физико-химические процессы Самостоятельно выполняет стандартные операции с соблюдением техники безопасности Правильно выбирает экспериментальный метод при решении задач профессиональной деятельности Способен самостоятельно оценивать погрешность определяемых физико-химических величин
---	--	--	---	--	---

микробиологические методы				
------------------------------	--	--	--	--

Шкала оценивания соответствует СТО СПбГТИ(ТУ):

По дисциплине промежуточная аттестация проводится в форме экзаменов, шкала оценивания – балльная («отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно»).

3 Типовые задания контрольных работ для проведения промежуточной аттестации. Вопросы для оценки знаний, умений и навыков, сформированных у студента по компетенций ОПК-1 и ОПК-7:

3.1. Примеры многовариантных расчетных заданий для контроля самостоятельной работы студентов и для контрольных работ

Темы 1 и 2 - Химическая термодинамика и химическое равновесие

Задание № 1. Расчет равновесного выхода продукта химической реакции и выбор оптимальных условий проведения процесса.

1.1. На основании значений теплот образования веществ $\Delta H_{f,298}^0$ из справочника определите изобарный тепловой эффект химической реакции $\Delta Q_P = \Delta_r H_{298}^0$ (в кДж) при условии, что все вещества, участвующие в реакции, находятся в идеальном газообразном состоянии.

1.2. Определите изменение числа молей газообразных веществ реакции $\Delta \nu$ при 298 К и стандартном давлении.

1.3. Рассчитайте работу (в кДж), совершаемую в реакции Δ против внешнего давления при $P = \text{const}$ и $T = 298$ К.

1.4. Определите изохорный тепловой эффект химической реакции $\Delta Q_V = \Delta_r U_{298}^0$ при условии, что все вещества, участвующие в реакции, находятся в идеальном газообразном состоянии.

1.5. На основании данных из справочника определите изменение средней теплоемкости в системе в результате реакции $\Delta \bar{C}_{P,298-T}^0$ (в Дж/К). Температуру T для своего варианта возьмите из таблицы..

1.6. Определите тепловой эффект реакции Δ при температуре T и стандартном давлении $\Delta_r H_T^0$ (в кДж), используя найденные ранее значения $\Delta_r H_{298}^0$ и $\Delta \bar{C}_{P,298-T}^0$.

1.7. Установите, как будет меняться тепловой эффект химической реакции Δ при повышении температуры. Ответ аргументируйте, используя соответствующие уравнения химической термодинамики.

1.8. Определите изменение энтропии системы (в Дж/К) в результате химической реакции Δ , протекающей между веществами в идеальном газообразном состоянии при стандартном давлении и температуре 298 К. Значения стандартной энтропии для веществ возьмите из справочника.

1.9. Рассчитайте изменение энтропии $\Delta_r S_T^0$ (в Дж/К) в результате реакции Δ при температуре T и стандартном давлении, используя рассчитанные в п. 1.8. значения изменения энтропии при температуре 298 К и $\Delta \bar{C}_{P,298-T}^0$.

1.10. Определите изменение стандартной энергии Гиббса $\Delta_r G_T^0$ (Дж) для химической реакции Δ при температуре 298 К и при температуре T .

1.11. Рассчитайте термодинамическую константу равновесия K_a реакции Δ при температуре 298 К и температуре T .

1.12. Определите глубину превращения ξ в реакции Δ при температуре T и атмосферном давлении при условии, что исходные вещества взяты в стехиометрических количествах.

1.13. Определите глубину превращения ξ в реакции Δ при температуре T и атмосферном давлении при условии, что исходные вещества взяты в количествах, указанных в таблице.

1.14. Определите степень превращения исходных веществ при условиях 1.12 и 1.13.

1.15. Определите состав равновесной смеси в % (мол.) для химической реакции *A* при температуре *T* и атмосферном давлении при условиях 1.12 и 1.13.

1.16. Установите, как влияет повышение температуры на термодинамическую константу равновесия K_a и равновесный выход продуктов химической реакции *A*. Ответ аргументируйте, используя соответствующие уравнения химической термодинамики. Сопоставьте сделанные выводы с расчетными значениями констант равновесия.

1.17. Установите, как влияет повышение общего давления на равновесный выход продуктов химической реакции *A*. Ответ аргументируйте.

1.18. Сделайте вывод об оптимальных условиях протекания процесса: при каких температурах и давлениях следует проводить реакцию *A* для получения максимального выхода продуктов. При ответе на данный вопрос учитывайте кинетические факторы и энергетические и экономические затраты.

Вариант	Химическая реакция <i>A</i>	<i>T</i> , К
1	$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$	500
2	$CCl_4 + 4H_2 = CH_4 + 4HCl$	700
3	$CH_4 + 2S_2 = CS_2 + 2H_2S$	600

Вариант	Начальное количество исходных веществ			
1	N_2	– 0,2 моль;	H_2	– 2,0 моль
2	CCl_4	– 5,0 моль;	H_2	– 10,0 моль
3	CH_4	– 0,02 моль;	S_2	– 0,1 моль

Задание № 2. Расчет парциальных давлений компонентов равновесной смеси

2.1. На основании значений $\Delta H_{f,298}^{\circ}$ из справочника определите тепловой эффект реакции *B* $\Delta_r H_{298}^{\circ}$ (кДж) при 298 К и стандартном давлении с учетом агрегатного состояния всех веществ, участвующих в реакции.

2.2. Определите изменение энтропии $\Delta_r S_{298}^{\circ}$ (Дж/К) в ходе химической реакции *B* при 298 К и стандартном давлении с учетом агрегатного состояния всех веществ, участвующих в реакции.

2.3. На основании данных определите изменение средней теплоемкости для реакции *B* $\Delta_r \bar{C}_{P,298-T}^{\circ}$ (Дж/К).

2.4. Рассчитайте тепловой эффект реакции $\Delta_r H_T^{\circ}$ с использованием средних теплоемкостей $\Delta_r \bar{C}_{P,298-T}^{\circ}$.

2.5. Определите изменение энтропии $\Delta_r S_T^{\circ}$ (Дж/К) в ходе реакции *B* при температуре *T* и стандартном давлении, используя $\Delta_r S_{298}^{\circ}$ и $\Delta_r \bar{C}_{P,298-T}^{\circ}$.

2.6. Вычислите изменение стандартной энергии Гиббса $\Delta_r G_T^{\circ}$ (Дж) для химической реакции *B* при температуре *T*. Сделайте вывод о направлении самопроизвольного процесса.

2.7. Определите термодинамическую константу равновесия химической реакции K_a при температуре *T*.

2.8. Напишите уравнение, связывающее константу равновесия химической реакции K_p с химической переменной (глубиной превращения) ζ при условии, что исходные вещества взяты в стехиометрических количествах.

2.9. Запишите в общем виде выражение для константы равновесия химической реакции *B* через парциальные давления реагирующих веществ.

2.10. Определите парциальные давления газообразных веществ при температуре T и атмосферном давлении.

2.11. Оцените влияние изменения общего давления, температуры и разбавления реакционной смеси газом, не участвующим в химической реакции, на положение равновесия реакции и равновесный выход продукта.

Вариант	Реакция B	T , К
1	$\text{Fe} + \text{CO}_2 = \text{FeO} + \text{CO}$	700
2	$\text{CO} + \text{H}_2 = \text{C}_{(\text{графит})} + \text{H}_2\text{O}$	1000
3	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} = 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$	700

Тема 3 – Фазовые равновесия и растворы неэлектролитов

Задание № 3. Анализ фазового равновесия жидкость – пар в однокомпонентной системе

3.1. Для вещества A , используя данные «Краткого справочника физико-химических величин» по зависимости температуры кипения веществ от давления, постройте кривую испарения в координатах $P = f(T)$ и $\ln P = f(1/T)$.

3.2. Определите коэффициенты уравнения $\ln P = A - B/T$.

3.3. Вычислите теплоту испарения ΔH для вещества A (кДж /моль), используя коэффициент B , найденный в п. 3.2.

3.4. Вычислите температуру кипения при $P = 1,0132 \cdot 10^5$ Па. Сопоставьте ее с табличным значением.

3.5. Вычислите давление насыщенного пара при температуре T_x , указанной в задании.

Вариант	Вещество A	T_x , °C
1	$\text{C}_2\text{HCl}_3\text{O}_2$ трихлоруксусная кислота	130
2	$\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ дихлоруксусная кислота	190
3	$\text{C}_2\text{H}_3\text{ClO}_2$ хлоруксусная кислота	180

Задание № 4. Закон Рауля и его применение к разбавленным растворам

4.1. Вычислите по закону Рауля давление насыщенного пара растворителя над раствором указанной концентрации.

4.2. Сравните с экспериментальными данными и объясните полученный результат.

4.4. Рассчитайте активность и коэффициент активности растворителя.

№ вариант а	Состав раствора	T , °C	$P_{0,1}$, кПа	m , моль/кг H_2O	P , кПа
1	$\text{NaI} - \text{H}_2\text{O}$	25	3.1672	0.500	3.1179
2	$\text{Co}(\text{NH}_2)_2 - \text{H}_2\text{O}$	25	3.1672	1.600	3.0818
3	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} - \text{H}_2\text{O}$	0	0.6104	1.651	0.5893

Задание № 5. Эбуллиоскопические и криоскопические свойства растворов

Определите, подчиняются ли идеальным законам указанные в таблице растворы. Если не подчиняются – укажите причину.

Для системы $\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{H}_2\text{O}$ приведено повышение температуры кипения (ΔT), для всех других систем – понижение температуры замерзания (ΔT).

№ вариант а	Раствор	Состав раствора	ΔT
1	$\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{H}_2\text{O}$	2.54 г / 100 г H_2O	0.214
2	$\text{CCl}_3\text{COOH} - \text{H}_2\text{O}$	1.062 г / 65 г H_2O	0.322
3	$\text{LiBr} - \text{H}_2\text{O}$	1.390 г / 100 г H_2O	0.566

Эбулиоскопические E и криоскопические K константы растворителей:

Растворитель	H_2O	C_6H_6	CH_3COOH	$\text{NH}_3(\text{ж})$	CCl_4
K	1.86	5.07	3.6	—	—
E	0.513	—	—	0.33	5.64

Задание № 6. Анализ фазовых равновесий жидкость – пар в двухкомпонентной системе

6.1. Какую информацию о системе несет диаграмма температура кипения – состав системы **A–B**?

По диаграмме определите:

6.2. При какой температуре закипит жидкость, содержащая **a** мол. % вещества **A**.

6.3. При какой температуре вся первоначальная жидкость обратится в пар, если при нагревании пар не отводить?

6.4. Как будет меняться состав первоначальной жидкости по мере испарения?

6.5. Каков состав первых пузырьков пара?

6.6. Как изменяется состав равновесного с кипящей жидкостью пара в ходе испарения?

6.7. Какое количество каждого из компонентов смеси будет находиться в жидкой фазе и в паре, если **m** кг смеси, заданного состава нагреть до температуры **T**?

6.8. Какие продукты можно получить, если подвергнуть жидкость заданного состава **a**

б) простой (дифференциальной) перегонке;

в) ректификации?

Вариант	Система A–B	M , кг	a , мол.% A	T , °C
1	$\text{H}_2\text{O} - \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$	2,0	80	92
2	$\text{CH}_3\text{OH} - \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$	0,5	30	68
3	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O} - \text{CCl}_4$	1,0	60	65

Задание № 7. Фазовые равновесия. Диаграммы плавкости

7.1. Охарактеризуйте диаграмму плавкости системы **A – B**: растворимость компонентов в жидких и твердых фазах, типы твердых растворов, наличие устойчивых и неустойчивых химических соединений.

7.2. Дайте описание состояния системы в различных условиях, расшифровав значение всех полей, линий и характерных точек диаграммы плавкости системы **A – B**.

7.3. Определите температуру начала кристаллизации расплава состава **I** и состав первых кристаллов. Как изменяется состав расплава и твердой фазы при охлаждении?

7.4. Определите температуру начала плавления, количество и состав фаз при этой температуре для системы состава **II**.

7.5. Начертите схематические кривые охлаждения расплавов состава I, II и III, определив число и состав фаз и рассчитав число степеней свободы в характерных точках и на каждом участке кривой охлаждения.

7.6. Вычислите массы равновесных фаз при заданной температуре $t, ^\circ\text{C}$ и количестве исходной смеси состава III.

7.7. Для систем, образующих химические соединения, определите формулы этих соединений.

Вариант	Система A-B	Количество исходной смеси	Состав исходной смеси состава A, %			$T, ^\circ\text{C}$
			I	II	III	
1	Mg – Cu	500 г	10	60	90	550
2	Cr – Sn	5 кг	20	98	80	200
3	Cd – Cu	800 г	100	60	50	580

Тема 4 – Электрохимические системы

Задание № 8. Электродвижущие силы и потенциалы

8.1. Какого рода левый электрод гальванического элемента *A*. Напишите уравнение реакции, протекающей на этом электроде в равновесных условиях, и уравнение для расчета потенциала этого электрода.

8.2. Определите среднюю ионную активность электролита $a_{\pm}$ в левом электроде гальванического элемента *A* на основании справочных значений среднего ионного коэффициента активности электролита при моляльной концентрации m_1 и температуре 298 К.

8.3. Определите электродный потенциал левого электрода при 298 К. Стандартный электродный потенциал возьмите из справочника.

8.4. Какого рода правый электрод гальванического элемента *A*? Напишите уравнение реакции, протекающей на этом электроде в равновесных условиях, и уравнение для расчета потенциала этого электрода

8.5. Определите среднюю ионную активность электролита $a_{\pm}$ в правом электроде гальванического элемента *A* на основании справочных значений среднего ионного коэффициента активности электролита при моляльной концентрации m_2 и температуре 298 К.

8.6. Определите электродный потенциал правого электрода при 298 К. Стандартный электродный потенциал возьмите из справочника.

8.7. Напишите электродные реакции, протекающие на отрицательном и положительном электродах и суммарную химическую реакцию, протекающую самопроизвольно при работе гальванического элемента *A*.

8.8. Определите электродвижущую силу (ЭДС) гальванического элемента *A* и максимальную полезную электрическую работу, которую можно получить при работе данного элемента при температуре 298 К.

8.9. Вычислите константу равновесия реакции, протекающей самопроизвольно а гальваническом элементе *A* при температуре 298 К. Примите, что в реакции участвует один электрон.

8.10. Составьте гальванический элемент, в котором протекает самопроизвольно химическая реакция **B**.

8.11. Определите стандартное значение ЭДС гальванического элемента. В котором протекает химическая реакция **B**, при температуре 298 К на основании стандартных электродных потенциалов из справочника.

8.12. Определите E^0 при температурах 288 и 308 К на основании значения E^0 при 298 К и величины $\left(\frac{\partial E^0}{\partial T}\right)_P$, приняв что в указанном интервале температур зависимость $E^0 = f(T)$ линейна.

8.13. Определите ΔG_T^0 (кДж) реакции **B**, протекающей в гальваническом элементе при температурах 288 К.

8.14. Определите ΔS_T^0 (Дж/К) для реакции **B**, протекающей в гальваническом элементе при температурах 288 К.

8.15. Определите тепловой эффект ΔH_T^0 (кДж) реакции **B**, протекающей в гальваническом элементе при температурах 288 К.

8.16. Определите константу равновесия химической реакции **B**, при температуре 288 К.

Вариант	Гальванический элемент A	m_1 , моль/кг H ₂ O	m_2 , моль/кг H ₂ O
1	Zn ZnSO ₄ KCl AgCl _(кр) , Ag	0,005	0,2
2	Pt, H ₂ H ₂ SO ₄ KCl Hg ₂ Cl _{2(кр)} , Hg	0,005	0,2
3	Cu CuCl ₂ CdSO ₄ Hg ₂ SO _{4(кр)} , Hg	0,005	0,2

Вариант	Химическая реакция B	$\left(\frac{\partial E^0}{\partial T}\right)_P \cdot 10^4$, В/К
1	Pb + 2AgI = PbI ₂ + 2Ag	– 1,38
2	H ₂ + Hg ₂ SO ₄ = H ₂ SO ₄ + 2 Hg	– 6,50
3	NaI ₃ + Na ₂ S = 3NaI + S	+ 6,59

Задание № 9. Электрическая проводимость растворов слабых электролитов

9.1. Определите удельную электрическую проводимость раствора электролита **A**, используя удельное сопротивление раствора ρ .

9.2. Определите молярную электрическую проводимость раствора электролита **A**.

9.3. На основании справочных данных проводимости отдельных ионов вычислите предельную молярную электрическую проводимость заданного электролита.

9.4. Рассчитайте степень диссоциации (%) и константу диссоциации электролита **A** при концентрации **C** на основании данных электрической проводимости.

9.5. Определите концентрацию ионов водорода в растворе электролита **A** при концентрации **C**, используя значение степени диссоциации, полученное в п. 8.4. и pH раствора.

9.6. Изобразите схематически и объясните зависимость удельной электрической проводимости от концентрации слабого и сильного электролита.

9.7. Изобразите схематически и объясните зависимость молярной электрической проводимости от концентрации слабого и сильного электролита.

Вариант	Электролит A	$C \cdot 10^3$, моль/л	$\rho \cdot 10^{-2}$, Ом·м
1	HCOOH	1,39	0,569
2	n-C ₃ H ₇ COOH	1,04	2,278
3	HCOOH	1,11	0,655

Тема 5 – Методы изучения строения молекул, основанные на электрических свойствах

Задание № 10. Электрические свойства молекул

Рассчитать дипольный момент и эффективный радиус молекулы A на основании экспериментальных значений молярной поляризуемости при заданной температуре T . При расчете пренебречь величиной атомной составляющей поляризуемости, молярную рефракцию вычислить по правилу аддитивности.

Вариант	Молекула A	T , К	$P_m \cdot 10^6$, м ³ /моль
1	NH ₃	473	35.21
2	H ₂ O	573	40.5
3	HCl	260	33.57

3.3. Контрольные вопросы по курсу "Физическая химия" к экзамену

Темы 1 - Химическая термодинамика и химическое равновесие

1. Функции процесса и функции состояния. Внутренняя энергия, теплота, работа, законы термодинамики.
2. Работа расширения идеального газа в изотермическом, изобарном и изобарно-изотермическом процессах.
3. Теплота процессов при постоянном объеме и давлении.
4. Первый закон термодинамики. Расчет тепловых эффектов. Закон Гесса.
5. Теплоты образования и теплоты сгорания веществ. Их использование для расчетов тепловых эффектов химических реакций.
6. Определение теплоемкости. Истинная и средняя теплоемкость. Зависимость теплоемкости от температуры (интерполяционные уравнения).
7. Зависимость теплового эффекта химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
8. Интегрирование уравнения Кирхгофа. Составление уравнения для расчета теплового эффекта химической реакции при заданной температуре.
9. Термодинамически обратимые и необратимые процессы. Работа термодинамически обратимого процесса.
10. Энтропия. Математические выражения II закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов.
11. Изменение энтропии в изолированной системе как критерий направления процесса и состояния равновесия.
12. Изменение энтропии при нагревании, расширении, смешении идеальных газов при фазовых переходах.
13. Постулат Планка. Расчет абсолютной энтропии.
14. Изменение энтропии в химических реакциях. Составление уравнения для расчета изменения энтропии химической реакции при заданной температуре.

15. Максимальная и максимальная полезная работа. Термодинамические потенциалы как мера работоспособности системы.
16. Термодинамические потенциалы как критерий направления процесса и состояния равновесия в закрытых системах.
17. Энергия Гельмгольца (изохорно-изотермический потенциал) и энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал). Свободная и связанная энергия.
18. Зависимость энергии Гиббса от температуры и давления.
19. Уравнение Гельмгольца-Гиббса.
20. Зависимость энергии Гиббса от состава системы. Химический потенциал компонента системы.
21. Химический потенциал идеального и реального газов. Фугитивность, коэффициент фугитивности; активность, коэффициент активности реального газа. Методы нахождения коэффициентов фугитивности и активности.
22. Вывод уравнения "изотермы химической реакции".
23. Термодинамические и практические константы равновесия. Связь между ними.
24. Равновесие в гетерогенных химических реакциях. Константы равновесия гетерогенных реакций.
25. Зависимость константы равновесия от температуры. Вывод и анализ уравнения изобары химической реакции в дифференциальной форме.
26. Интегральная форма уравнения изобары химической реакции. Составление уравнения для расчета константы равновесия химической реакции от температуры.
27. Тепловая теорема Нернста и следствия из нее.

Тема 2 – Фазовые равновесия и растворы неэлектролитов

28. Правило фаз Гиббса. Понятие "фаза", "составляющее вещества", "число компонентов", "термодинамические степени свободы".
29. Условие термодинамического равновесия между фазами.
30. Вывод, анализ и интегрирование уравнения Клаузиуса-Клапейрона.
31. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Их разбор с помощью правила фаз Гиббса.
32. Идеальные и неидеальные растворы. Закон Рауля.
33. Химический потенциал компонента в идеальном и неидеальном растворах.
34. Вычисление активности растворителя по понижению давления пара над раствором, по понижению температуры замерзания раствора и осмотическому давлению раствора.
35. Коллигативные свойства растворов и их практическое использование.
36. Растворимость газов в жидкости. Зависимость растворимости от температуры.
37. Растворимость газов в жидкости. Зависимость растворимости от давления и добавки электролита. Уравнение Сеченова.
38. Неограниченно растворимые друг в друге жидкости. Вычисление давления и состава пара над идеальными растворами. Первый закон Гиббса-Коновалова.
39. Диаграммы "общее давление-состав", "температура кипения - состав", "состав раствора - состав пара" для идеальных растворов.
40. Фазовая диаграмма равновесия жидкость – пар. Правило рычага.
41. Виды перегонки: интегральная, дифференциальная, фракционная, ректификация.
42. Азеотропные растворы. Диаграммы равновесия жидкость – пар для азеотропных растворов. Ректификация азеотропных растворов.
43. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Влияние температуры на растворимость.
44. Давление и состав пара над смесью взаимно-нерастворимых жидкостей. Перегонка с водяным паром.
45. Растворимость твердых веществ в жидкости. Идеальная растворимость. Уравнение

Шредера.

46. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем с полной растворимостью в жидком и полной нерастворимостью в твердом состоянии. Кривые охлаждения.
47. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем с полной растворимостью в жидком и твердом состоянии. Виды твердых растворов.
48. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем с полной растворимостью в жидком и ограниченной растворимостью в твердом состоянии. Кривые охлаждения.
49. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем, образующих химические соединения, плавящиеся без разложения и с разложением.

Тема 3 - Электрохимические системы

50. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический и осмотический коэффициент.
51. Строение растворов сильных электролитов. Основы электростатической теории растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля.
52. Уравнение для расчета средних ионных коэффициентов активности (I, II и III приближения теории Дебая и Хюккеля).
53. Равновесие в растворах электролитов. Термодинамические и практические константы ионных равновесий.
54. Электрохимический потенциал. Возникновение скачка потенциала и двойного электрического слоя на границе раздела металл – раствор электролита.
55. Водородная шкала электродных потенциалов.
56. Уравнение Нернста для равновесного потенциала. Стандартный электродный потенциал.
57. Электроды I, II рода и окислительно-восстановительные электроды. Примеры. Электродные реакции. Расчет равновесных потенциалов.
58. Концентрационные и химические гальванические элементы. Расчет ЭДС
59. Гальванические элементы с переносом и без переноса. Использование гальванических элементов без переноса для экспериментального определения средних ионных активностей.
60. Использование стандартных потенциалов для определения направления окислительно-восстановительных и электрохимических реакций.
61. Определение термодинамических параметров химических реакций (ΔH , ΔS , ΔG), идущих в гальваническом элементе.
62. Одноразовые и многоразовые химические источники тока.
63. Удельная и молярная проводимость. Связь электрической проводимости с подвижностями ионов.
64. Зависимость электрической проводимости от температуры, природы электролита и растворителя.
65. Зависимость удельной электропроводности от концентрации для слабого и сильного электролитов.
66. Зависимость молярной проводимости сильных электролитов от концентрации. Основные положения теории Дебая-Хюккеля-Онзагера.
67. Практическое использование измерений электрической проводимости.
68. Числа переноса, их использование для определения электрической проводимости отдельных ионов.

Тема 4 – Методы изучения строения молекул свойствах

69. Поляризация полярных и неполярных молекул в постоянном и переменном электрических полях. Уравнения Дебая, Клаузиуса-Мосотти и Лоренц-Лорентца. Рефракция.
70. Определение дипольного момента и поляризуемости молекул.

71. Общая характеристика молекулярных спектров.
72. Вращательные спектры. Определение момента инерции и равновесного межъядерного расстояния для двухвалентных и линейных многоатомных молекул из спектральных данных.
73. Энергия колебательного движения двухатомной молекулы в приближении гармонического и ангармонического осциллятора.
74. Определение собственной частоты, коэффициента ангармоничности и энергии диссоциации из колебательного спектра поглощения.
75. Число и типы нормальных колебаний многоатомных молекул. Характеристические частоты.
76. Вращательно-колебательные спектры поглощения двухатомных молекул Р-, R- и Q-ветви, их происхождение.
77. Электронно-колебательно-вращательные спектры. Принцип Франка-Кондона.
78. Определение энергии диссоциации из электронно-колебательно-вращательных спектров.
79. Спектры комбинационного рассеяния, сопоставление их с ИК-спектрами.

Тема 5 - Химическая кинетика и катализ

80. Скорость реакции для гомогенной и гетерогенной реакции. Кинетическое уравнение. Молекулярность и порядок гомогенной реакции. Стадийное протекание реакций.
81. Кинетическая кривая. Методы определения порядка реакции.
82. Реакции 1, 2 и 3 порядка. Выражение для константы скорости и периода полупревращения.
83. Сложные реакции: двухсторонние (обратимые) и параллельные.
84. Сложные реакции: последовательные и сопряженные.
85. Метод квазистационарных концентраций. Механизм мономолекулярных реакций.
86. Зависимость скорости гомогенной химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
87. Стадии гетерогенного процесса. Диффузия в газах, жидкостях и твердых телах. 1 и 2 законы Фика.
88. Влияние температуры и перемешивания на режим гетерогенного процесса.
89. Теория активных соударений. Основные допущения. Выражение для предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса. Стерический фактор.
90. Понятие активированного комплекса. Выражение константы скорости по методу переходного состояния.
91. Сопоставление уравнений теории активных соударений и теории переходного состояния. Недостатки теорий.
92. Влияние растворителя на скорость реакций в растворах. Гомо- и гетеролитические реакции.
93. Гетеролитические реакции. Влияние ионной силы раствора и зарядов реагирующих частиц на скорость процесса. Первичный и вторичный солевые эффекты.
94. Особенности цепных реакций. Возникновение, развитие и обрыв цепей. Тепловой и цепной механизмы воспламенения.
95. Особенности протекания фотохимических реакций. Выражение для константы скорости фотохимической реакции. Примеры фотохимических реакций.
96. Общие свойства катализаторов. Гомогенный и гетерогенный катализ. Влияние катализаторов на предэкспоненциальный множитель и энергию активации в уравнении Аррениуса.
97. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ.
98. Адсорбция и гетерогенный катализ. Изотерма и изобара адсорбции. Стадии

гетерогенного катализа и влияние температуры. Теории гетерогенного катализа.

4. Методические материалы для определения процедур оценивания знаний, умений и навыков, характеризующих этапы формирования компетенций.

Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в соответствии с требованиями СТП СТО СПбГТИ(ТУ) 016-2015. КС УКДВ Порядок проведения зачетов и экзаменов.