

Документ подписан простой электронной подписью  
Информация о владельце:  
ФИО: Пекаревский Борис Владимирович  
Должность: Проректор по учебной и методической работе  
Дата подписания: 08.07.2021 13:12:08  
Уникальный программный ключ:  
3b89716a1076b80b2c167df0f27c09d01782ba84



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

Утверждаю  
Проректор по учебной  
и методической работе  
\_\_\_\_\_ Б.В. Пекаревский  
« \_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 2017 г.

**Рабочая программа дисциплины**

**ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Направление подготовки

**20.03.01 Техносферная безопасность**

Направленности образовательной программы

**«Безопасность технологических процессов и производств»**

**«Инженерная защита окружающей среды»**

Квалификация

**Бакалавр**

Форма обучения

**Очная**

Факультет **химии веществ и материалов**  
Кафедра **физической химии**

Санкт-Петербург

2017

## ЛИСТ СОГЛАСОВАНИЯ

Должность	Подпись	Ученое звание, фамилия, инициалы
Разработчики		Доцент Акулова Ю.П. Доцент Матузенко М.Ю.

Рабочая программа дисциплины обсуждена на заседании кафедры  
физической химии, протокол от «» 2017

Заведующий кафедрой  
физической химии \_\_\_\_\_ С.Г. Изотова

Одобрено учебно-методической комиссией факультета химии веществ и материалов,  
протокол от 2017

Председатель \_\_\_\_\_ С.Г. Изотова

СОГЛАСОВАНО

Руководитель ООП		Т.В. Украинцева
Директор библиотеки		Т.Н. Старостенко
Начальник методического отдела учебно-методического управления		Т.И. Богданова
Начальник УМУ		С.Н. Денисенко

## СОДЕРЖАНИЕ

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы .....	4
2. Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы.....	6
3. Объем дисциплины .....	6
4. Содержание дисциплины	
4.1. Разделы дисциплины и виды занятий.....	7
4.2. Занятия лекционного типа.....	8
4.3. Занятия семинарского типа.....	9
4.3.1. Семинары, практические занятия .....	9
4.3.2. Лабораторные занятия.....	10
4.4. Самостоятельная работа.....	11
5. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине .....	12
6. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации.....	12
7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины .....	13
8. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины .....	14
9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины.....	14
10. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине	
10.1. Информационные технологии.....	15
10.2. Программное обеспечение.....	15
10.3. Информационные справочные системы.....	15
11. Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине.....	15
12. Особенности освоения дисциплины инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья .....	16
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 освоения образовательной программы бакалавриата обучающийся должен овладеть следующими результатами обучения по дисциплине:

Коды компетенции	Результаты освоения ООП (содержание компетенций)	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине
ОК-11	<p><b>способность к абстрактному и критическому мышлению, исследованию окружающей среды</b> для выявления ее возможностей и ресурсов, <b>способность к принятию нестандартных решений</b> и разрешению проблемных ситуаций</p>	<p><b>Знать:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния, методы описания химических равновесий в растворах электролитов,</li> <li>- начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики; методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах; термодинамику растворов электролитов и электрохимических систем;</li> <li>- уравнения формальной кинетики и кинетики сложных, цепных, гетерогенных, фотохимических и электрохимических реакций; основные теории кинетики и гомогенного, гетерогенного и ферментативного катализа;</li> </ul> <p><b>Уметь:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ;</li> <li>- использовать основные химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения неорганической химии для решения профессиональных задач;</li> <li>- прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях;</li> <li>- определять направленность процесса в заданных начальных условиях; устанавливать границы областей устойчивости фаз в однокомпонентных и бинарных гетерогенных системах; составлять кинетические уравнения в дифференциальной и интегральной формах для кинетически простых</li> </ul>

Коды компетенции	Результаты освоения ООП (содержание компетенций)	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине
		<p>реакций и прогнозировать влияние температуры на скорость процесса;</p> <p><b>Владеть:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- методами проведения физических измерений, методами корректной оценки погрешностей при проведении физико-химического эксперимента;</li> <li>-экспериментальными методами определения физико-химических свойств соединений;</li> <li>- навыками вычисления тепловых эффектов химических реакций при заданной температуре в условиях постоянства давления или объема, констант равновесия химических реакций при заданной температуре, давления насыщенного пара над индивидуальным веществом, состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах;</li> <li>- методами определения констант скорости реакций различных порядков по результатам кинетического эксперимента.</li> </ul>

## 2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина «Физическая химия» относится к дисциплинам Б1. В.ОД.3 и изучается на 3 курсе в 5 семестре.

В методическом плане дисциплина опирается на элементы компетенций, сформированные при изучении дисциплин «Математика», «Информатика», «Физика», «Общая и неорганическая химия», «Органическая химия», «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа».

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, академических часов
	Очная форма обучения
<b>Общая трудоемкость дисциплины</b> (зачетных единиц/академических часов)	6/216
<b>Контактная работа с преподавателем:</b>	116
занятия лекционного типа	36
занятия семинарского типа, в т.ч.:	72
семинары, практические занятия	18
лабораторные работы	54
курсовое проектирование	
КСР	8
другие виды контактной работы	36
<b>Самостоятельная работа</b>	64
<b>Форма текущего контроля</b> (Кр, реферат, РГР, эссе)	Кр
<b>Форма промежуточной аттестации</b>	1 зачет, 1 экзамен

#### 4. Содержание дисциплины

##### 4.1. Разделы дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Занятия лекционного типа, акад. часы	Занятия семинарского типа, академ. часы		Самостоятельная работа, акад. часы	Формируемые компетенции
			Семинары и/или практические занятия	Лабораторные работы		
	Введение	1		2		
1.	Химическая термодинамика	9	4	8	12	ОК-11
2.	Химическое равновесие	4	4		8	ОК-11
3.	Фазовые равновесия и растворы неэлектролитов	10	6	16	20	ОК-11
4.	Электрохимические системы	4	6	16	20	ОК-11
5.	Химическая кинетика и катализ	8	6	12	14	ОК-11

#### 4.2. Занятия лекционного типа

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Инновационная форма
	Введение	1	
1	Химическая термодинамика I, II, III начала термодинамики и их применение к химическим процессам. Термохимия. Термодинамические потенциалы	9	
2	Химическое равновесие. Константы равновесия. Уравнения изотермы и изобары реакции. Вычисление состава равновесной смеси. Выбор оптимальных условий проведения хим. реакции.	4	
3	Фазовые равновесия и растворы неэлектролитов Фазовые равновесия в одно- и двухкомпонентных системах. Правило фаз Гиббса. Уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Идеальные и неидеальные растворы. Законы Рауля и Генри.	10	
4	Электрохимические системы Строение и свойства растворов электролитов. Равновесия в растворах электролитов. Термодинамика гальванических элементов. Потенциометрия. Электрическая	4	
5	Химическая кинетика и катализ Феноменологическая (формальная) кинетика. Зависимость скорости реакции от температуры. Теории элементарного акта химической реакции. Кинетика цепных и фотохимических реакций. Кинетика реакций в растворах. Кинетика гетерогенных процессов. Кинетика	8	



### 4.3. Занятия семинарского типа

#### 4.3.1. Семинары, практические занятия

Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Инновационная форма
Применение первого начала термодинамики для расчета тепловых эффектов химических реакций. Закон Гесса и следствия из него. Закон Кирхгоффа.	2	-
Применение второго начала термодинамики к химическим процессам. Энтропия. Термодинамические потенциалы.	2	-
Термодинамические и практические константы равновесия и их применение для расчета глубины и степени превращения, равновесного выхода и равновесного состава химической реакции	1	Коллективное обсуждение
Контрольная работа	1	-
Использование уравнения Клаузиуса-Клапейрона для расчета температуры кипения и теплоты испарения вещества	1	
Анализ диаграмм равновесия жидкость ↔ пар и кристаллы ↔ жидкость	2	Коллективное обсуждение
Теоретический коллоквиум	1	-
Гальванические элементы. Расчет потенциалов электродов. Вычисление ЭДС и гальванических элементов. Термодинамика гальванических элементов	2	-
Электрическая проводимость растворов электролитов от концентрации. Расчет степени и константы диссоциации, рН раствора слабого электролита по электрической проводимости.	2	-
Методы определения порядка и константы скорости химической реакции. Вычисление энергии активации и температурного коэффициента химической реакции.	2	
Контрольная работа.	2	

### 4.3.2. Лабораторные занятия

№ раздела дисциплины	Наименование темы и краткое содержание занятия	Объем, акад. часы	Примечание
Введение	Вступительная беседа. Техника безопасности в лаборатории физической	2	
1	Определение теплоты растворения соли (или теплового эффекта химической реакции)	4	
1	Определение теплоемкости жидкости	4	
3	Определение молярной массы вещества методом криометрии	4	
3.	Исследование зависимости давления насыщенного пара вещества от температуры. Определение молярной теплоты испарения	4	
3.	Построение диаграммы плавкости 2-х компонентной системы по экспериментальным данным	4	
3.	Построение диаграммы «жидкость – пар» компонентной системы по экспериментальным данным	4	
4.	Измерение электродных потенциалов и ЭДС гальванических элементов или определение рН растворов, степени и константы гидролиза соли методом потенциометрии. Потенциометрическое титрование	8	
4.	Определение чисел переноса ионов в растворах электролитов	4	
4.	Изучение зависимости электрической проводимости растворов сильных или слабых электролитов от концентрации. Кондуктометрическое титрование	4	
5.	Определение константы скорости реакции первого порядка (например, гидролиза сахарозы (инверсии сахара))	4	
5.	Определение константы скорости реакции второго порядка (например, иодирования ацетона и омыления эфира в кислой среде)	8	

#### 4.4. Самостоятельная работа обучающихся

№ раздела дисциплины	Перечень вопросов для самостоятельного изучения	Объем, акад. часы	Форма контроля
1.	Расчет тепловых эффектов и изменения термодинамических функций в химическом процессе с использованием таблиц стандартных термодинамических величин. Изучение калориметрических методов исследования (термохимии).	12	Проверка индивидуальных расчетных заданий. Проверка отчетов по лабораторным работам 2
2.	Расчет термодинамических и практических констант равновесия, глубины превращения химической реакции, степени превращения исходных реагентов и выхода продуктов. Анализ влияния термодинамических параметров и концентрации реагентов на равновесный выход химической реакции.	8	Проверка индивидуальных расчетных заданий. Проверка контрольной работы
3	Методы исследования свойств растворов неэлектролитов и их практическое применение. Практическое применение методов физико-химического анализа Курнакова и правила фаз Гиббса. Анализ диаграмм состояния одно- и многокомпонентных систем. Экспериментальные методы построения диаграмм состояния одно- и двухкомпонентных систем.	20	Проверка индивидуальных расчетных заданий. Проверка отчетов по лабораторным работам. Теоретический коллоквиум.
4.	Расчет потенциалов электродов различных видов. Расчет ЭДС гальванических элементов и термодинамических параметров химической реакции, протекающей в гальваническом элементе. Практическое применение гальванических элементов (химические источники тока) и потенциометрии. Анализ влияния различных факторов (концентрации раствора, температуры, напряженности и частоты электрического поля) на электрическую проводимость растворов сильных и слабых электролитов. Практическое применение кондуктометрии.	10	Проверка индивидуального расчетного задания. Проверка отчетов по лабораторным работам.

№ раздела дисциплины	Перечень вопросов для самостоятельного изучения	Объем, акад. часы	Форма контроля
5	Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Расчет кинетических параметров химической реакции (порядка, константы скорости, времени полупревращения, энергии активации и температурного коэффициента) по экспериментальным данным.	14	Проверка индивидуального расчетного задания. Проверка отчетов по лабораторным работам. Проверка контрольной работы

#### **5. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине.**

Методические указания для обучающихся по организации самостоятельной работы по дисциплине, включая конспекты лекций по отдельным разделам курса, видео лекции по курсу, темы лабораторных работ и практических занятий, формы текущего контроля по дисциплине и требования к их выполнению (вопросы к теоретическому коллоквиуму, зачету и экзамену), размещены в электронной информационно-образовательной среде СПбГТИ(ТУ) на сайте Медиа: <http://media.technolog.edu.ru>

#### **6. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации**

Своевременное выполнение обучающимся мероприятий текущего контроля позволяет превысить (достигнуть) пороговый уровень («удовлетворительно») освоения предусмотренных элементов компетенций.

Для текущего контроля студенты должны выполнить индивидуальные задания по всем разделам курса и написать контрольные работы на удовлетворительную оценку. Тексты многовариантных заданий приводятся в приложении.

Результаты дисциплины считаются достигнутыми, если для всех элементов компетенций превышен (достигнут) пороговый уровень освоения компетенции на данном этапе.

Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в форме 2 зачетов и 2 экзаменов.

К сдаче зачета допускаются студенты, выполнившие все формы текущего контроля.

Зачет предусматривают выборочную проверку освоения предусмотренных элементов компетенций и комплектуются вопросами (заданиями) двух видов: теоретический вопрос (для проверки знаний) и комплексная задача (для проверки умений и навыков).

В приложении приводится перечень вопросов к зачету по отдельным разделам курса.

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:

<b>Вариант № 1</b>
1. Зависимость энергии Гиббса от давления и температуры и энергии Гельмгольца от объема и температуры.
2. Давление пара над смесью взаимнонерастворимых жидкостей. Перегонка с водяным паром.
3. Выражение для равновесного скачка потенциала на границе металл-раствор электролита. Водородная шкала электродных потенциалов.
4. Определить термодинамическую возможность образования метана по реакции $CS_2 + 4H_2 = CH_4 + 2H_2S$ при $T=1000K$ .

Фонд оценочных средств по дисциплине представлен в Приложении № 1

## **7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины**

### **а) основная литература:**

1. Афанасьев, Б.Н. Физическая химия: учеб. пособие для вузов / Б.Н. Афанасьев, Ю.П. Акулова. – СПб.: Лань, 2012. – 464 с.(ЭБС «Лань»)
2. Стромберг А.Г. Физическая химия : учебник для вузов /А.Г. Стромберг, Д.П. Семченко – 5-е изд. Испр. – М.: Высш. Школа, 2009. – 527с.
3. Краткий справочник физико-химических величин / Н.М. Барон и [и др.]; под ред. А.А. Равделя и А.М. Пономаревой. – 11-е изд. испр. и доп. – М.: ООО «ТИД «Аз-book», 2009. – 240 с.

### **б) дополнительная литература:**

1. Практикум по физической химии. Кинетика и катализ. Электрохимия: учеб. Пособие для вузов / А.В. Абраменков: под ред. В.В. Лунина и Е.П. Агеева. – М.: АКАДЕМИЯ, 2012. – 301с.
2. Практикум по физической химии. Термодинамика: учеб. Пособие для вузов / Е.П. Агеев, И.А. Успенская, А.Г. Богачев: под ред. Е.П. Агеева и В.В. Лунина.– М.: АКАДЕМИЯ, 2010. – 220с.
3. Теоретическая электрохимия: учебник для образоват. учреждений высш. проф. образования / А.Л. Ротинян, К.И. Тихонов, И.А. Шошина, А.М. Тимонов. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Студент, 2013. – 496с.
4. Бёккер, Ю.. Спектроскопия / Ю. Бёккер; пер. с нем. Л.Н. Казанцевой, под ред. А.А. Пупышева, М.В. Поляковой. – М.: Техносфера, 2009. – 527с.
5. Чоркендорф, И. Современный катализ и химическая кинетика. / И. Чоркендорф, Х. Наймант-Сведрайт; пер с англ. В.И. Ролдугина. – Долгопрудный: Издательский дом «Интеллект», 2010. – 501 с.
6. Артемов, А.В. Физическая химия: учебник для учреждений высш. проф. образования / А.В. Артемов. – М.: Академия, 2013. – 288с.(ЭБ)

7. Матузенко, М.Ю. Изучение строения молекул спектральными методами. Теоретические основы. Решение задач: учебное пособие / М.Ю. Матузенко, М.Ю. Зубкова, А.Н. Храмов.- СПб.: СПбГТИ(ТУ), 2009. – 56с.
8. Матузенко, М.Ю. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем: методические указания/М.Ю.Матузенко. – СПб.:СПбГТИ(ТУ), 2013. – 22с.(ЭБ)

**в) вспомогательная литература:**

1. Практические работы по физической химии / Под ред. К.П.Мищенко, А.А.Равделя, А.М.Пономаревой. – 5-е изд., перераб. – СПб: Профессия, 2002. – 384с.
2. Физическая химия. В 2 кн.: учебник для вузов / К.С. Краснов [и др.]: под ред. К.С. Краснова. – 3-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2001. – 831с.

**8. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины**

учебный план, РПД и учебно-методические материалы:<http://media.technolog.edu.ru>

электронно-библиотечные системы:

«Электронный читальный зал – БиблиоТех» <https://technolog.bibliotech.ru/>;  
«Лань» <https://e.lanbook.com/books/>.

**9. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины**

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

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

СТП СПбГТИ 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 использование информационных технологий:

чтение лекций с использованием слайд-презентаций;

взаимодействие с обучающимися посредством электронной почты.

### **10.2. Программное обеспечение.**

MicrosoftOffice (MicrosoftExcel);

Программно-расчетный комплекс и база термодинамических данных ИВТАНТЕРМО

Специализированный программный продукт Mathcad 14. Professional

Электронный учебник «Открытаяхимия» ООО ФИЗИКОН

Электроннаябазаданных ACerS-NIST Phase Equilibria diagrams Database

Программа для численного моделирования KINETMGU.

Программно-информационный комплекс «ASTCALC»:

База термодинамических характеристик (функций) индивидуальных конденсированных веществ.

База термодинамических характеристик (функций) индивидуальных газообразных веществ.

Программа анализа и выбора из баз ASTBIS и ASTBIG необходимых соединений и термодинамических свойств.

Программа моделирования и расчета фазовых равновесий индивидуальных веществ в многокомпонентных системах

Программа моделирования и расчета фазово-химических равновесий с участием растворов в многокомпонентных системах.

Программно-информационный комплекс «ASTCAQ»:

База стандартных термодинамических характеристик компонентов водных растворов

Программа анализа и выбора из базы ASTBAQ необходимых соединений и термодинамических свойств.

Программа расчета стандартных термодинамических функций компонентов водных растворов в широкой (P,T)-области по модели Зарембо – Пучкова

Программа моделирования и расчета фазово-химических равновесий с участием водных растворов в широкой (P,T)-области

Программно-информационный комплекс «ASPCALC»:

База параметров модели Питцера неидеальности водных растворов для растворенных ионов

Программа анализа и выбора из базы KPAQS необходимых ионов и параметров

Программа расчета равновесий и растворимости в водных растворах по обобщенной модели Питцера неидеальности водных растворов

### **10.3. Информационные справочные системы.**

Справочно-поисковая система «Консультант-Плюс»

## **11. Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине.**

Для ведения лекционных и практических занятий используется аудитория, оборудованная средствами оргтехники.

Для проведения комплекса лабораторных работ лабораторный практикум должен быть оснащен основным оборудованием, в том числе:

- ✓ Весы ВЛР-200 г
- ✓ Регулируемый прибор питания "Агат"
- ✓ Вольтметры Щ1413, В7-27А/1, В7-58/2
- ✓ Сахариметр универсальный СУ-4
- ✓ Кондуктометры
- ✓ Осциллограф Н3013
- ✓ Магнитные мешалки
- ✓ Электрические мешалки RD-25
- ✓ Сушильные шкафы STP, КС-65
- ✓ Дистиллятор ДЭМ-10
- ✓ Источник постоянного тока Б5-21
- ✓ Ультратермостат УВ
- ✓ рН-метр рН-121

Для проведения лабораторных работ могут быть использованы учебно-лабораторные комплексы «Химия» и «Электрохимический стенд», разработанные Томским политехническим университетом.

Учебно-лабораторный комплекс «Химия» предназначен для проведения работ по термодинамике, фазовому и химическому равновесию, термодинамике растворов, электрохимии, потенциометрии, кондуктометрии, электролизу, кинетики и катализу на современном техническом уровне. Комплекс состоит из отдельных модулей - модуль для электрохимических измерений, модуль для термического анализа, термостат-калориметр с соответствующими датчиками, которые объединяются в единый блок с универсальным контроллером и могут быть подключены к персональному компьютеру.

Лабораторный электрохимический стенд предназначен для проведения практикумов и лабораторных работ по физической химии из раздела 4 - Электрохимические системы.

## **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 28.08.2014г.



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

**1. Перечень компетенций и этапов их формирования.**

Компетенции		
Индекс	Формулировка	Этап формирования
ОК-11	<b>способность к абстрактному и критическому мышлению, исследованию окружающей среды для выявления ее возможностей и ресурсов, способность к принятию нестандартных решений и разрешению проблемных ситуаций</b>	промежуточный

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

Освоение разделов № 1-№5	<b>Знает</b> начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики; основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния; методы термодинамического описания химических равновесий; методы термодинамического описания фазовых равновесий в одно- и многокомпонентных системах; теорию растворов; основные уравнения для расчета потенциалов электродов и ЭДС гальванических элементов, теорию растворов электролитов; уравнения формальной кинетики и кинетики сложных, цепных, гетерогенных и фотохимических реакций; основные теории гомогенного, гетерогенного и ферментативного катализа.	Правильное выполнение индивидуальных заданий по указанным разделам и контрольных работ по термодинамике, кинетике и оптическим методам нахождения молекулярных констант. Правильные ответы на вопросы на зачете и экзамене.	ОК-11
--------------------------	--	---	-------

	<p><b>Умеет</b> пользоваться справочной литературой математическими методами обработки результатов; прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях; определять направленность процесса в заданных начальных условиях; устанавливать границы областей устойчивости фаз в однокомпонентных и бинарных гетерогенных системах на основании анализа диаграмм «состав – свойство»;</p> <p>рассчитать потенциалы электродов и ЭДС гальванических элементов, рассчитывать термодинамические параметры химической реакции, протекающей при замыкании ГЭ; составлять кинетические уравнения в дифференциальной и интегральной формах для кинетически простых реакций и прогнозировать влияние температуры на скорость процесса</p> <p><b>Владеет</b> методикой термохимических измерений и расчета тепловых эффектов реакции; методикой определения направления химической реакции в заданных условиях; навыками анализа фазовых диаграмм одно- и двухкомпонентных систем; методами измерения и расчета ЭДС гальванического элемента; методами расчета констант скоростей простых химических реакций 1,2 и 3 порядков</p>		
--	--	--	--

Шкала оценивания соответствует СТО СПбГТИ(ТУ):

если по дисциплине промежуточная аттестация проводится в форме зачета, то результат оценивания – «зачтено», «не зачтено»;

если по дисциплине промежуточная аттестация проводится в форме экзамена и (или) курсового проекта (работы), то шкала оценивания – балльная.

### 3. Типовые контрольные задания для проведения промежуточной аттестации

#### 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  $AQ_P = \Delta_r H_{298}^0$  (в кДж) при условии, что все вещества, участвующие в реакции, находятся в идеальном газообразном состоянии.

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

1.3. Рассчитайте работу (в кДж), совершаемую в реакции  $A$  против внешнего давления при  $P = const$   $T = 298$  К.

1.4. Определите изохорный тепловой эффект химической реакции  $A Q_V = \Delta_r U_{298}^0$  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  $A \Delta \bar{C}_{P,298-T}^0$  (в Дж/К). Температуру  $T$  для своего варианта возьмите из таблицы.

1.6. Определите тепловой эффект реакции  $A$  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  $A$  при повышении температуры. Ответ аргументируйте, используя соответствующие уравнения химической термодинамики.

1.8. Определите изменение энтропии системы (в Дж/К) в результате химической реакции  $A$ , 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  $A$  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  $A$  при температуре 298 К и при температуре  $T$ .

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

1.12. Определите глубину превращения  $\xi$  в реакции  $A$  при температуре  $T$  и атмосферном давлении при условии, что исходные вещества взяты в стехиометрических количествах.

1.13. Определите глубину превращения  $\xi$  в реакции  $A$  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 $A$	$T$ , 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)  $\zeta$  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  $\Delta H$  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 <i>A</i>	$T_x, ^\circ\text{C}$
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	$T, ^\circ\text{C}$	$P_{0,1}, \text{кПа}$	$m, \text{моль/кг H}_2\text{O}$	$P, \text{кПа}$
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. Эбулиоскопические 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 ( $\Delta T$ ), для всех других систем – понижение температуры замерзания ( $\Delta T$ ).

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

Эбулиоскопические  $E$  и криоскопические  $K$  константы растворителей:

Растворитель	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{C}_6\text{H}_6$	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{NH}_3(\text{ж})$	$\text{CCl}_4$
$K$	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
- перегонке в равновесии (интегральной перегонке);
  - простой (дифференциальной) перегонке;
  - ректификации?

Вариант	Система $A-B$	$M$ , кг	$a$ , мол.% $A$	$T$ , °C
1	$H_2O - C_4H_8O_2$	2,0	80	92
2	$CH_3OH - C_2H_4Cl_2$	0,5	30	68
3	$(C_2H_5)_2O - CCl_4$	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  $t$ , °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 $A$ , %			$T$ , °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 в 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  $\Delta G_T^0$  (кДж) реакции  $B$ , протекающей в гальваническом элементе при температурах 288 К.

8.14. Определите  $\Delta S_T^0$  (Дж/К) для реакции  $B$ , протекающей в гальваническом элементе при температурах 288 К.

8.15. Определите тепловой эффект  $\Delta H_T^0$  (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 <i>A</i>	$m_1$ , моль/кг H <sub>2</sub> O	$m_2$ , моль/кг H <sub>2</sub> O
1	Zn ZnSO <sub>4</sub>   KCl AgCl <sub>(кр)</sub> ,Ag	0,005	0,2
2	Pt,H <sub>2</sub>  H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>   KCl Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2(кр)</sub> ,Hg	0,005	0,2
3	Cu CuCl <sub>2</sub>   CdSO <sub>4</sub>  Hg <sub>2</sub> SO <sub>4(кр)</sub> ,Hg	0,005	0,2

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

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

### Тема 5 – Химическая кинетика и катализ

#### Задание № 10. Определение порядка и константы скорости химической

#### реакции

10.1. Постройте графики зависимости концентрации *C* исходного вещества от времени *t* для реакции *B*, заданной в таблице, в координатах  $\ln C = f(t)$  и  $1/C = f(t)$ . По виду графика определите порядок реакции.

10.2. Рассчитайте константу скорости реакции *B*.

10.3. Вычислите концентрацию исходного вещества и продуктов реакции *B* через 200 с от начала реакции.

10.4. Рассчитайте время, за которое прореагирует 10% исходного вещества.

10.5. Определите период полупревращения реакции *B*.

Вариант 1. Реакция **B**:  $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$   $T = 631 \text{ K}$

$t, \text{c}$	$C \cdot 10^3, \text{ моль/л}$
0	1,0000
60	0,8308
120	0,7108
150	0,6632
180	0,6212
300	0,4954

Вариант 2. Реакция **B**:  $2\text{F}_2\text{O} = 2\text{F}_2 + \text{O}_2$   $T = 543 \text{ K}$

$t \cdot 10^{-3}, \text{c}$	$C \cdot 10^3 \text{ моль/л}$
0	1,0000
1,2	0,9352
2,4	0,8794
6,0	0,7442
12,0	0,5936
24,0	0,4218

Вариант 3. Реакция **B**:  $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$   $T = 938 \text{ K}$

$t, \text{c}$	$C, \text{ моль/л}$
0	0,154
30	0,145
60	0,137
120	0,122
240	0,097
300	0,086

10.6. Определите энергию активации химической реакции **B**, используя значения константы скорости реакции  $k_1$  и  $k_2$  при двух значениях температуры  $T_1$  и  $T_2$ .

10.7. Запишите уравнение Аррениуса. Определите предэкспоненциальный множитель в уравнении Аррениуса.

10.8. Определите константу скорости химической реакции **B** при температуре  $T_3$ .

10.9. Определите температурный коэффициент Вант-Гоффа  $\gamma$  для скорости реакции **B** в интервале температур  $T_1$  и  $T_2$ .

10.10. Используя температурный коэффициент  $\gamma$ , определите, во сколько раз изменится скорость реакции, если температуру  $T_1$  увеличить на величину  $\Delta T$ .

Вариант	$T_1, \text{K}$	$k_1$	$T_2, \text{K}$	$k_2$	$T_3, \text{K}$	$\Delta T, \text{K}$
1	656	7,700 л/(моль·с)	592	0,844 л/(моль·с)	667	25
2	523	$1,45 \cdot 10^{-2}$ л/(моль·с)	570	0,324 л/(моль·с)	590	25
3	813	$1,702 \cdot 10^{-5} \text{ c}^{-1}$	783	$4,635 \cdot 10^{-6} \text{ c}^{-1}$	777	15

## 3.2. Контрольные вопросы для проведения зачета (5 семестр)

### Темы 1 и 2 - Химическая термодинамика и химическое равновесие

1. Функции состояния и функции процесса – принципиальные отличия.
2. Следствия из закона Гесса. Термохимические уравнения. Примеры расчетов.
3. Расчет тепловых эффектов различных типов фазовых превращений (плавление, кристаллизация, испарение, возгонка и т.д.) с использованием таблиц стандартных термодинамических функций. Примеры расчетов.
4. Расчет тепловых эффектов химических реакций в зависимости от температуры по уравнению Кирхгофа в дифференциальной и интегральной формах.
5. Интерполяционные уравнения теплоемкости, различные их формы, применимость. Примеры применения.
6. Расчет изменения энтропии для химической реакции по температурным зависимостям теплоемкости. Примеры расчетов.
7. Направление химического процесса – условия использования энергии Гиббса, энергии Гельмгольца, энтропии как критериев термодинамической возможности (или невозможности) самопроизвольного протекания физико-химического процесса. Примеры расчетов.
8. Зависимость константы равновесия от температуры – применимость уравнений изобары и изохоры химической реакции, анализ.
9. Выражения для константы равновесия для различных типов гомогенных и гетерогенных химических реакций.
10. Влияние изменения концентрации, давления и температуры на сдвиг химического равновесия – качественный анализ (по принципу Ле-Шателье) и строгий термодинамический расчет. Примеры.
11. Расчет констант равновесия химических реакций с использованием истинных и средних теплоемкостей.
12. Термодинамический анализ смещения химического равновесия в зависимости от давления, температуры, стехиометрии реакции.

### Тема 3 – Фазовые равновесия и растворы неэлектролитов

13. Применение правила фаз Гиббса – для чисто фазовых процессов и для процессов с протеканием химических превращений. Примеры.
14. Анализ различных типов диаграмм состояния однокомпонентных систем.
15. Сравнительная применимость уравнений Клапейрона и Клапейрона-Клаузиуса.
16. Взаимосвязь кривых охлаждения и диаграмм состояния двухкомпонентных систем. Примеры построения диаграмм по кривым охлаждения и обратно.
17. Определение относительных масс и мольных количеств жидкой и кристаллической фаз по диаграммам: плавкости, жидкость-пар (парожидкостное равновесие), используя правило рычага.
18. Сравнительный анализ и примеры различных типов диаграмм плавкости двухкомпонентных систем.
19. Критерии классификации диаграмм состояния – по способности к растворению фаз, возможности образования и разложения химических соединений, их термической устойчивости, особенностям фазовых (структурных, агрегатных) превращений веществ.

### Тема 4 - Электрохимические системы

20. Расчет  $pH$ ,  $pOH$ , равновесного состава для растворов электролитов различной стехиометрического состава и глубиной процессов ассоциации-диссоциации, комплексообразования и др. Примеры.
21. Формальное и сущностное содержание понятия активности компонентов раствора; взаимосвязь с возможностью протекания химических реакций в растворах.

22. Основные факторы, влияющие на равновесие процессов гидролиза и комплексообразования. Примеры.
23. Анализ параметров уравнения Нернста для расчета равновесного электродного потенциала.
24. Взаимосвязь между электродвижущей силой гальванического элемента и работой гальванического элемента для различных типов процессов.
25. Использование различных вспомогательных (стандартных) электродов и шкал при анализе электрохимических потенциалов, теоретические и практические особенности их применения.
26. Теоретическое обоснование и практические особенности применения различных типов электродов (I и II рода, окислительно-восстановительных, газовых, ионно-обменных). Примеры.
27. Термодинамический анализ электрохимических процессов, расчетный аппарат.
28. Обоснование и использование стандартных электродных потенциалов для определения возможности протекания, направления химических и электрохимических коррозионных процессов.
29. Применимость (приближенность использования) стандартных потенциалов для оценки принципиальной возможности протекания окислительно-восстановительных реакций.
30. Расчет ЭДС гальванических элементов различных типов (I, II, III рода, окислительно-восстановительных, ионно-обменных, газовых и др.).
31. Теоретические основы и практическое использование потенциометрических измерений (определение концентрации (активности) раствора электролита, pH раствора, потенциометрическое титрование).
32. Химические источники тока – современные достижения и проблемы в области производства батарей, аккумуляторов, топливных элементов.
33. Расчет и анализ степени диссоциации и константы диссоциации слабого электролита из измерений электропроводности.
34. Анализ зависимостей удельной, молярной и эквивалентной электрических проводимостей сильных и слабых электролитов от концентрации и температуры.
35. Границы применимости закона Кольрауша для электрической проводимости в многокомпонентных растворах, его обобщения.
36. Теоретические основы и практическое использование измерений электрической проводимости (кондуктометрические датчики, кондуктометрическое титрование и др.).

#### **Тема 5- Химическая кинетика и катализ**

37. Возможности, ограничения и анализ термодинамического и кинетического подходов к исследованию химических процессов (реакций).
38. Границы применимости закона действующих масс – основного постулата химической кинетики и соответствующих кинетических уравнений.
39. Взаимосвязь и принципиальные отличия в понятиях порядка и молекулярности химической реакции.
40. Общий подход к составлению и интегрированию кинетических уравнений различных порядков; условия применимости.
41. Оценка порядка и молекулярности химических реакций; общность и различия. Примеры.
42. Выявление и анализ лимитирующих стадий для различных типов химических реакций.
43. Построение и анализ энергетических диаграмм химических реакций.
44. Построение, анализ, отличия энергетических диаграмм химических реакций без катализатора и с катализатором.

45. Анализ совместного и независимого влияния параметров (температуры давления, объема, состава реагирующей смеси) на скорость химической реакции

### **3.3. Контрольные вопросы по курсу "Физическая химия" к экзамену( 5 семестр)**

#### **Темы 1 и 2 - 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 3 – Фазовые равновесия и растворы неэлектролитов**

1. Правило фаз Гиббса. Понятие "фаза", "составляющее вещества", "число компонентов", "термодинамические степени свободы".
2. Условие термодинамического равновесия между фазами.
3. Вывод, анализ и интегрирование уравнения Клаузиуса-Клапейрона.
4. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Их разбор с помощью правила фаз Гиббса.
5. Идеальные и неидеальные растворы. Закон Рауля.
6. Предельно разбавленные, атермальные, регулярные растворы.
7. Парциальные молярные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема.
8. Химический потенциал компонента в идеальном и неидеальном растворах.
9. Вычисления активности растворителя по понижению давления пара над раствором
10. Вычисление активности растворителя по понижению температуры замерзания раствора.
11. Вычисление активности растворителя по осмотическому давлению раствора.
12. Коллигативные свойства растворов и их практическое использование.
13. Растворимость газов в жидкости. Зависимость растворимости от температуры.
14. Растворимость газов в жидкости. Зависимость растворимости от давления и добавки электролита. Уравнение Сеченова.
15. Неограниченно растворимые друг в друге жидкости. Вычисление давления и состава пара над идеальными растворами. Первый закон Гиббса-Коновалова.
16. Диаграммы "общее давление-состав", "температура кипения - состав", "состав раствора - состав пара" для идеальных растворов.
17. Фазовая диаграмма равновесия жидкость – пар. Правило рычага.
18. Виды перегонки: интегральная, дифференциальная, фракционная, ректификация.
19. Азеотропные растворы. Диаграммы равновесия жидкость – пар для азеотропных растворов. Ректификация азеотропных растворов.
20. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Влияние температуры на растворимость.
21. Давление и состав насыщенного пара в системах с ограниченной взаимной растворимостью. Диаграммы "общее давление состав", "температура кипения - состав", "состав раствора – состав пара" для систем с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей.
22. Давление и состав пара над смесью взаимно-нерастворимых жидкостей. Перегонка с водяным паром.
23. Растворимость твердых веществ в жидкости. Идеальная растворимость. Уравнение Шредера.
24. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем с полной растворимостью в жидком и полной нерастворимостью в твердом состоянии. Кривые охлаждения.
25. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем с полной растворимостью в жидком и твердом состоянии. Виды твердых растворов.
26. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем с полной растворимостью в жидком и ограниченной растворимостью в твердом состоянии. Кривые охлаждения.
27. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем, образующих химические соединения, плавящиеся без разложения и с разложением.

#### **Тема 4 - Электрохимические системы**

28. Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический и осмотический коэффициент.
29. Строение растворов сильных электролитов. Основы электростатической теории растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля.
30. Уравнение для расчета средних ионных коэффициентов активности (I, II и III приближения теории Дебая и Хюккеля).
31. Равновесие в растворах электролитов. Термодинамические и практические константы ионных равновесий.
32. Электрохимический потенциал. Возникновение скачка потенциала и двойного электрического слоя на границе раздела металл – раствор электролита.
33. Водородная шкала электродных потенциалов.
34. Уравнение Нернста для равновесного потенциала. Стандартный электродный потенциал.
35. Электроды I рода. Примеры. Электродные реакции. Расчет равновесных потенциалов.
36. Электроды II рода. Примеры. Электродные реакции. Расчет равновесных потенциалов.
37. Окислительно-восстановительные электроды. Примеры. Электродные реакции. Расчет равновесных потенциалов.
38. Ионообменные электроды. Стекланный электрод.
39. Концентрационные гальванические элементы. Расчет ЭДС
40. Химические гальванические элементы. Расчет ЭДС.
41. Гальванические элементы с переносом и без переноса. Использование гальванических элементов без переноса для экспериментального определения средних ионных активностей.
42. Использование стандартных потенциалов для определения направления окислительно-восстановительных реакций.
43. Использование стандартных потенциалов для определения направления электрохимических реакций.
44. Определение термодинамических параметров химических реакций ( $\Delta H$ ,  $\Delta S$ ,  $\Delta G$ ), идущих в гальваническом элементе.
45. Удельная, молекулярная и эквивалентная проводимость. Связь электрической проводимости с подвижностями ионов.
46. Зависимость электрической проводимости от температуры, природы электролита и растворителя.
47. Зависимость удельной электропроводности от концентрации для слабого и сильного электролитов.
48. Зависимость эквивалентной проводимости сильных электролитов от концентрации. Основные положения теории Дебая-Хюккеля-Онзагера.
49. Практическое использование измерений электрической проводимости.
50. Числа переноса, их использование для определения электрической проводимости отдельных ионов.

#### **Тема 5 - Химическая кинетика и катализ**

51. Скорость реакции для гомогенной и гетерогенной реакции. Кинетическое уравнение. Молекулярность и порядок гомогенной реакции. Стадийное протекание реакций.
52. Кинетическая кривая. Методы определения порядка реакции.
53. Реакции 1, 2 и 3 порядка. Выражение для константы скорости и периода полупревращения.

54. Сложные реакции: двухсторонние (обратимые) и параллельные.
55. Сложные реакции: последовательные и сопряженные.
56. Метод квазистационарных концентраций. Механизм мономолекулярных реакций.
57. Зависимость скорости гомогенной химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
58. Стадии гетерогенного процесса. Диффузия в газах, жидкостях и твердых телах. 1 и 2 законы Фика.
59. Влияние температуры на гетерогенный процесс.
60. Влияние перемешивания на режим гетерогенного процесса.
61. Теория активных соударений. Основные допущения. Выражение для предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса. Стерический фактор.
62. Понятие активированного комплекса. Выражение константы скорости по методу переходного состояния.
63. Сопоставление уравнений теории активных соударений и теории переходного состояния. Недостатки теорий.
64. Влияние растворителя на скорость реакций в растворах. Гомо- и гетеролитические реакции.
65. Гетеролитические реакции. Влияние ионной силы раствора и зарядов реагирующих частиц на скорость процесса.
66. Первичный и вторичный солевые эффекты.
67. Особенности цепных реакций. Возникновение, развитие и обрыв цепей. Тепловой и цепной механизмы воспламенения.
68. Особенности протекания фотохимических реакций. Выражение для константы скорости фотохимической реакции. Примеры фотохимических реакций.
69. Общие свойства катализаторов. Гомогенный и гетерогенный катализ. Влияние катализаторов на предэкспоненциальный множитель и энергию активации в уравнении Аррениуса.
70. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Ферментативный катализ.
71. Адсорбция и гетерогенный катализ. Изотерма и изобара адсорбции. Стадии гетерогенного катализа и влияние температуры. Теории гетерогенного катализа.

### **3.3. Темы контрольных работ**

#### **3.3.1 Контрольная работа по термодинамики:**

Для химической реакции  $aA + bB = cC + dD$ , протекающей при температуре  $T$  и давлении  $P$ , определить состав равновесной смеси (выход продуктов) и проанализировать влияние температуры и давления на выход продуктов.

#### **3.3.2 Контрольная работа по кинетики (примерная задача):**

Используя данные по текущей концентрации исходных веществ химической реакции, рассчитать константу скорости данной реакции, период полупревращения и концентрацию исходного вещества в конкретный момент времени.

### **4. Методические материалы для определения процедур оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.**

Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в соответствии с требованиями СПб

СТО СПбГТИ(ТУ) 016-2014. КС УКВД. Порядок проведения зачетов и экзаменов.