

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РЕСПУБЛИКИ КАЗАХСТАН**

ИННОВАЦИОННЫЙ ЕВРАЗИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

Научно-образовательный комплекс
по специальности
6М072000 «Химическая технология неорганических веществ»

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС

по дисциплине «Современные проблемы физической химии»

(СИЛЛАБУС)

по кредитной технологии обучения

ПАВЛОДАР 2013 ГОД

УТВЕРЖДЕНО

Директор Инженерной Академии
д.х.н., профессор _____ А.К. Свидерский
(подпись)
“ ___ ” _____ 20 __ г.

Автор: к.х.н., и.о. доцента Сафаров Р.З. _____
(подпись)

Кафедра «Химия и Металлургия»

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС
(СИЛЛАБУС)**

по дисциплине «Современные проблемы физической химии»
для магистрантов специальности
6M072000 «Химическая технология неорганических веществ»
всех форм обучения
на базе высшего образования

Курс	1
Семестр	1
Лекции	15
Практические работы	30
СРМП	22,5
СРМ	67,5
Форма контроля	Экзамен

Разработан на основании ГОСО РК 7.09.054-2008 г., типового учебного плана специальности 6M072000 «Химическая технология неорганических веществ» (2013 г.п.), типовой программы дисциплины «Физическая химия», ЮКГУ им. М.Ауезова (Шымкент, 2007 г.).

Рассмотрено на заседании кафедры «Химия и металлургия»

Протокол №2 от «28» сентября 2013 г.

Зав. кафедрой «Химия и Металлургия»
к.п.н., и.о. профессора _____ Жакупова А.Н.

Утверждена на заседании научно-методического совета Инженерной Академии и
рекомендован к изданию

Протокол № ___ от «___» _____ 20__ г.

Председатель НМС Инженерной Академии
к.т.н., профессор _____ Дубровин П.В.

Согласовано:
Начальник ИМО
к.п.н., профессор _____ Ушакова Н.М.

Контактная информация

ФИО преподавателя	Время и место проведения			Контактная информация
	Лекции	Практические занятия	СРСП	
Сафаров Руслан Заирович	Корпус-1	Корпус-1	Корпус-1	Корпус-1 каб. 219 Тел. 34-00-10 (вн. 223)

Номер (код) курса и количество кредитов: 3 кредита, т.е. 67,5 контактных часов: 15 ч - лекций, 30 ч – практических работ, 22,5 ч – СРМП; 67,5 часов внеаудиторной домашней работы, т.е. СРМ.

Структура курса «Современные проблемы физической химии»

- 1 Пояснительная записка
- 2 Тематико-содержательный план обучения (Таблица 1)
- 3 Модульно-интегративная структура УК с указанием проблемных вопросов по модулям (Таблица 2)
- 4 Организация СРС по модулям УК (Таблица 3)
- 5 Понятийный аппарат
- 6 Материалы по овладению УК
- 7 Условия успешного достижения ожидаемых результатов по окончании УК
- 8 Организация менеджмента качества профессиональной подготовки магистранта по УК (виды и формы контроля знаний и умений магистрантов) (Таблица 4)
- 9 Критерии и параметры оценки знаний, навыков и умений магистрантов (включая СРС) (Таблицы 5, 6, 7)

Пояснительная записка

Описание дисциплины: Физическая химия изучает различные свойства веществ в зависимости от их химического состава, строения и внешних условий, влияние внешних условий и воздействий на протекание химических реакций и закономерности химических процессов. Основное внимание в физической химии уделяется изучению направления и скорости химического процесса, а также его конечного результата, т. е. состояния равновесия, а главной задачей является предсказание хода химического процесса и его результата. Важной проблемой современной физической химии является установление связи между строением вещества и его реакционной способностью.

В физической химии применяется несколько теоретических методов. Квантово-механический метод использует представления о дискретности энергии и других величин, относящихся к элементарным частицам. С его помощью определяют свойства молекул и природу химической связи на основе свойств частиц, входящих в состав молекул. Термодинамический (феноменологический) метод базируется на нескольких законах, являющихся обобщением опытных данных. Он позволяет на их основе выяснить свойства системы, не используя сведения о строении молекул или механизме процессов. Статистический метод объясняет свойства веществ на основе свойств составляющих эти вещества молекул. Физико-химический анализ состоит в исследовании экспериментальных зависимостей свойств систем от их состава и внешних условий. Кинетический метод позволяет установить механизм и создать теорию химических процессов путем изучения зависимости скорости их протекания от различных факторов.

Для физической химии характерно широкое использование математики, которая не только дает возможность наиболее точно выразить теоретические закономерности, но и является необходимым инструментом их установления. Теоретический характер физической химии определяет ее значение как для других химических наук, использующих теоретические методы физической химии, так и для производства. Физическая химия позволяет решить задачи эффективного управления производством, интенсификации и автоматизации производственных процессов, предсказать результаты процессов в тех или иных условиях и выяснить, каким образом следует изменить эти условия, чтобы процесс пошел в желательном направлении, с наименьшими затратами и с максимальным выходом нужных продуктов. Без физической химии нельзя решить проблему создания веществ с заданными свойствами, получения чистых веществ, разработки новых источников тока и т.п. Без физической химии не обойтись при разработке безотходных технологических процессов, обезвреживании и очистке отходов различных производств и т.д.

Основная цель курса - получение и накопление магистрантами глубоких и систематических знаний о химических процессах в неразрывной связи с сопровождающими их физическими явлениями; расширение знаний о строении вещества в связи с его реакционной способностью, что обеспечивает наиболее полное протекание химического процесса; формирование у магистранта диалектико-материалистического мировоззрения, обеспечивающего объективное понимание научных фактов.

Задачи курса:

Основными задачами курса современных проблем физической химии являются:

- рассмотрение энергетических аспектов химических процессов и условия их самопроизвольного протекания;
- изучение фундаментальных представлений химической термодинамики, применимых для характеристики фазового равновесия и фазовых переходов;
- получение знаний о способах выражения концентрации растворов, термодинамический подход к процессу образования растворов;
- расширение знаний о законах взаимного превращения электрической и химической форм энергии и физико-химических свойствах ионных систем;
- углубление знаний о механизме протекания химических реакций, гомогенном и гетерогенном катализе.

В результате изучения курса **магистранты должны знать:**

- основные понятия химической термодинамики и его применение к химическим процессам;
- основные понятия учения о фазовых равновесиях и теории растворов;
- теоретические основы электрохимических процессов;
- теоретические основы кинетических закономерностей протекания реакций;
- основные методики и подходы полуэмпирического расчета свойств веществ и параметров процессов.

В результате усвоения объема теоретических положений и проблем **магистранты должны уметь**: анализировать влияние внешних условий и природы реагентов на основные параметры технологических процессов; грамотно выбирать оптимальный для технологии процесс.

Политика выставления оценок:

Выполнение этих требований обеспечивает допуск к экзамену:

- полнота и глубина знаний;
- выявление ключевых понятий и моментов определенной темы;
- знание определенных основных терминов и понятий темы;
- умение делать выводы и обобщения;
- своевременная защита практических заданий;
- своевременная защита лабораторных работ
- своевременная сдача коллоквиумов.

По данному курсу предусмотрены 2 рубежных контроля, которые будут проводиться в устной форме.

В ходе работы с магистрантами можно выделить следующие виды контроля:

Текущий контроль (60%):

- выполнение лекционных и практических заданий;
- выполнение самостоятельных заданий;
- выполнение лабораторных работ;
- сдача коллоквиумов;
- посещаемость.

Рубежный контроль (40%) включает в себя обобщающий устный опрос.

Итоговый контроль – экзамен.

Политика курса:

- не опаздывать на занятия;
- не пропускать занятия, в случае болезни представить справку;
- в случае невыполнения заданий итоговая оценка снижается;
- активно участвовать в учебном процессе;
- своевременно выполнять задания;
- в случае несвоевременного выполнения заданий оценка за задание снижается;
- быть терпимым, открытым, откровенным и доброжелательным к сокурсникам и преподавателям;
- быть пунктуальным и обязательным.

Политика академического поведения и этики: каждый магистрант должен ознакомиться и следовать Кодексу корпоративной культуры, Этическому кодексу магистрантов и Правилам внутреннего распорядка вуза.

Таблица 1 - Тематико-содержательный план обучения УК (3 семестр (15 недель) – 2 АК)

№	Наименование и содержание УК (подтемы)	Формы и содержание организации УК						Текущий контроль (ТК) следящий	Дата проведения ТК
		Лекции		Лабораторные работы		СРСП			
		кол-во часов	формы и методы организации УК	кол-во часов	формы и методы организации УК	кол-во часов	формы и методы организации УК		
Модуль 1. Основы химической термодинамики и его применение к химическим процессам									
1	Введение. Первое начало термодинамики. Теплоемкость.	1	Метод критического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с лекционным и справочным материалом	Контрольная работа №1	1 нед.
2	Второе начало термодинамики	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с	Контрольная работа №2	2 нед.

							лекционным и справочным материалом		
3	Химический потенциал. Химическое равновесие	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с лекционным и справочным материалом	Контрольная работа №3	3 нед.
	Всего часов	3		6		9			
Промежуточный контроль (Модуль 1) – Устный опрос									
Модуль 2. Фазовые равновесия и учение о растворах неэлектролитов и электролитов									
4	Термодинамическая теория фазовых равновесий	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с лекционным и справочным материалом	Контрольная работа №4	4 нед.
5	Двухкомпонентные системы	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с лекционным и справочным материалом	Контрольная работа №5	5 нед.
6	Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Трехкомпонентные системы.	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с	Контрольная работа №6	6 нед.

							лекционным и справочным материалом		
7	Физико-химический анализ	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с лекционным и справочным материалом	Контрольная работа №7	7 нед.
8	Растворы электролитов. Механизм переноса тока в растворах и расплавах электролитов.	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с лекционным и справочным материалом	Контрольная работа №8	8 нед.
9	Подвижность ионов, ее зависимость от температуры и природы ионов, числа переноса и методы их определения. Электродвижущие силы и электродные потенциалы.	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с лекционным и справочным материалом	Контрольная работа №9	9 нед.
10	Гальванические элементы. Основные законы и закономерности электрохимических процессов	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с лекционным и справочным	Контрольная работа №10	10 нед.

							материалом		
	Всего часов:	7		14		21			
Промежуточный контроль (Модуль 2) – Устный опрос									
Модуль 3. Химическая кинетика и катализ									
11	Основные понятия формальной кинетики	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с лекционным и справочным материалом	Контрольная работа №11	11 нед.
12	Теории химической кинетики	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Метод малых групп. Работа с лекционным и справочным материалом	Контрольная работа №12	12 нед.
13	Кинетика фотохимических и цепных реакций	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Работа с лекционным и справочным материалом	Контрольная работа №13	13 нед.
14	Кинетика гетерогенных процессов	1	Метод логического мышления	2	Работа в малых группах.	3	Поиск решения проблем. Работа с лекционным и справочным материалом	Контрольная работа №14	14 нед.
15	Основы учения о катализе.	1	Метод	2	Работа в	3	Поиск решения	Контрольная	15

	Классификация каталитических реакций.		логического мышления		малых группах.		проблем. Работа с лекционным и справочным материалом	работа №15	нед.
	Всего часов:	5		10		15			
	Итого	15		30		45			
Итоговый контроль (Модуль 3) – Устный опрос, Тестирование									

Таблица 2 – Модульно-интегративная структура УК с указанием программных вопросов по модулям

Содержание	Модуль 1	Модуль 2	Модуль 3
Программные вопросы	<p>1. Введение. Первое начало термодинамики. Теплоемкость.</p> <p>2. Второе начало термодинамики.</p> <p>3. Химический потенциал. Химическое равновесие</p>	<p>1. Термодинамическая теория фазовых равновесий</p> <p>2. Двухкомпонентные системы</p> <p>3. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Трехкомпонентные системы.</p> <p>4. Физико-химический анализ</p> <p>5. Растворы электролитов. Механизм переноса тока в растворах и расплавах электролитов.</p> <p>6. Подвижность ионов, ее зависимость от температуры и природы ионов, числа переноса и методы их определения. Электродвижущие силы и электродные потенциалы.</p> <p>7. Гальванические элементы. Основные законы и закономерности электрохимических процессов</p>	<p>1. Основные понятия формальной кинетики</p> <p>2. Теории химической кинетики</p> <p>3. Кинетика фотохимических и цепных реакций</p> <p>4. Кинетика гетерогенных процессов</p> <p>5. Основы учения о катализе. Классификация каталитических реакций</p>
Обязательная литература	<p>1. Краснов К.С., Воробьев Н.К., Годнев И.Н., Васильева В.Н., Киселева В.Л. Физическая химия: В 2-х кн.: Учебник для вузов. -М.: Высш.школа, 2001 (библиотека ИнЕУ)</p> <p>2. Стромберг А.Г., Семченко</p>	<p>1. Краснов К.С., Воробьев Н.К., Годнев И.Н., Васильева В.Н., Киселева В.Л. Физическая химия: В 2-х кн.: Учебник для вузов. -М.: Высш.школа, 2001 (библиотека ИнЕУ)</p> <p>2. Стромберг А.Г., Семченко</p>	<p>1. Краснов К.С., Воробьев Н.К., Годнев И.Н., Васильева В.Н., Киселева В.Л. Физическая химия: В 2-х кн.: Учебник для вузов. -М.: Высш.школа, 2001 (библиотека ИнЕУ)</p> <p>2. Стромберг А.Г., Семченко</p>

	<p>Д.П. Физическая химия: Учебник для вузов. -М.: Высшая школа, 2006 (библиотека ИнЕУ)</p> <p>3. Еремин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е. Основы физической химии. Теория и задачи: Учеб.пособие для вузов. -М.: Экзамен, 2005 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>4. Гельфман М.И. Практикум по физической химии: Учеб.пособие для вузов. -СПб.: Лань, 2004 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>5. Оспанов Х.К., Камысбаев Д.Х., Абланова Е.Х., Шәбікова Г.Х. Физикалык химия: Оку куралы. - Оскемен: ШКМУ Баспасы, 1997. (библиотека ИнЕУ, чзт)</p>	<p>Д.П. Физическая химия: Учебник для вузов. -М.: Высшая школа, 2006 (библиотека ИнЕУ)</p> <p>3. Еремин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е. Основы физической химии. Теория и задачи: Учеб.пособие для вузов. -М.: Экзамен, 2005 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>4. Гельфман М.И. Практикум по физической химии: Учеб.пособие для вузов. -СПб.: Лань, 2004 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>5. Оспанов Х.К., Камысбаев Д.Х., Абланова Е.Х., Шәбікова Г.Х. Физикалык химия: Оку куралы. - Оскемен: ШКМУ Баспасы, 1997. (библиотека ИнЕУ, чзт)</p>	<p>Д.П. Физическая химия: Учебник для вузов. -М.: Высшая школа, 2006 (библиотека ИнЕУ)</p> <p>3. Еремин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е. Основы физической химии. Теория и задачи: Учеб.пособие для вузов. -М.: Экзамен, 2005 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>4. Гельфман М.И. Практикум по физической химии: Учеб.пособие для вузов. -СПб.: Лань, 2004 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>5. Оспанов Х.К., Камысбаев Д.Х., Абланова Е.Х., Шәбікова Г.Х. Физикалык химия: Оку куралы. - Оскемен: ШКМУ Баспасы, 1997. (библиотека ИнЕУ, чзт)</p>
Дополнительная литература	<p>1. Салем Р.Р. Физическая химия. Термодинамика: Учеб.пособие для вузов. -М.: Физматлит, 2004 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>2. Ипполитов Е.Г., Артемов А.В., Батраков В.В. Физическая химия: Учебник для вузов. -М.: Академия, 2005 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p>	<p>1. Салем Р.Р. Физическая химия. Термодинамика: Учеб. пособие для вузов. -М.: Физматлит, 2004 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>2. Ипполитов Е.Г., Артемов А.В., Батраков В.В. Физическая химия: Учебник для вузов. -М.: Академия, 2005 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p>	<p>1. Салем Р.Р. Физическая химия. Термодинамика: Учеб.пособие для вузов. -М.: Физматлит, 2004 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>2. Ипполитов Е.Г., Артемов А.В., Батраков В.В. Физическая химия: Учебник для вузов. -М.: Академия, 2005 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p>

	<p>3. Горшков В.И., Кузнецов И.А. Основы физической химии: Учебник для вузов. -М.: БИНОМ, 2006 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>4. Асманова Н.А., Утегулов Р.Н., Петрова Е.А. Физикалык химия. Тестілер және курс бағдарламасы: Оқу куралы/ Н.А. Асманова, Р.Н. Утегулов, Е.А. Петрова. - Алматы: Казак университеті, 2005</p>	<p>3. Горшков В.И., Кузнецов И.А. Основы физической химии: Учебник для вузов. -М.: БИНОМ, 2006 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>4. Асманова Н.А., Утегулов Р.Н., Петрова Е.А. Физикалык химия. Тестілер және курс бағдарламасы: Оқу куралы/ Н.А. Асманова, Р.Н. Утегулов, Е.А. Петрова. - Алматы: Казак университеті, 2005</p>	<p>3. Горшков В.И., Кузнецов И.А. Основы физической химии: Учебник для вузов. -М.: БИНОМ, 2006 (библиотека ИнЕУ, чзт)</p> <p>4. Асманова Н.А., Утегулов Р.Н., Петрова Е.А. Физикалык химия. Тестілер және курс бағдарламасы: Оқу куралы/ Н.А. Асманова, Р.Н. Утегулов, Е.А. Петрова. - Алматы: Казак университеті, 2005</p>
<p>Краткое содержание лекций</p>	<p>Тема 1. Введение. Первое начало термодинамики. Теплоемкость. Предмет и содержание курса современных проблем физической химии. Термодинамические системы и термодинамические параметры. Внутренняя энергия, энтальпия, теплота и работа. Функции состояния и функции процессов. Основные формулировки первого начала термодинамики, его аналитическое выражение. Работа расширения (сжатия) идеального газа в различных процессах. Тема 2. Второе начало термодинамики.</p>	<p>Тема 4. Термодинамическая теория фазовых равновесий Понятия «фаза», «компонент», «степень свободы». Вывод и анализ правила фаз Гиббса. Термодинамическое обоснование и анализ уравнений, выражающих условия равновесия в многокомпонентных, двухкомпонентных и однокомпонентных системах при постоянной температуре. Тема 5. Двухкомпонентные системы Термодинамическое и молекулярно-кинетические условия образования растворов. Законы Коновалова. Перегонка, азеотропные растворы. Взаимосвязь диаграмм: общее</p>	<p>Тема 11. Основные понятия формальной кинетики Скорость реакции, порядок, молекулярность. зависимость скорости реакции от концентрации. Основной постулат формальной кинетики. Константа скорости. Кинетическая классификация химических реакций по различным признакам. Реакции нулевого, первого, второго и третьего порядков. Тема 12. Теории химической кинетики Теория активных столкновений. Вывод при помощи теории активных столкновений уравнения, выражающего зависимость скорости реакции от концентрации и температуры.</p>

	<p>Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы, термодинамически обратимые и необратимые процессы. Работа и теплота необратимого процесса. Формулировка второго начала термодинамики. Энтропия. Аналитическое выражение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Энтропия как критерий направления самопроизвольных процессов в изолированных системах.</p> <p>Тема 3. Химический потенциал. Химическое равновесие</p> <p>Химический потенциал идеального и реального газа. Фугитивность, активность и коэффициент активности. Химический потенциал для идеальных и реальных растворов. Различные способы выражения химического потенциала.</p>	<p>давление - состав и температура кипения – состав для растворов. Законы Вревского. Правило рычага.</p> <p>Тема 6. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Трехкомпонентные системы.</p> <p>Особенности равновесий в трехкомпонентных системах. Способы графического изображения состава трехкомпонентных систем. Диаграммы состояния тройной жидкой системы с ограниченной взаимной растворимостью.</p> <p>Тема 7. Физико-химический анализ</p> <p>Растворимость твердых веществ в жидкостях, зависимость ее от температуры, уравнение Шредера. Физико-химический анализ. Термический анализ, его научное и практическое значение.</p> <p>Тема 8. Растворы электролитов. Механизм переноса тока в растворах и расплавах электролитов.</p> <p>Сильные и слабые электролиты. Термодинамика электролитической диссоциации. Свойства и строение растворов</p>	<p>Истолкование энергии активации и предэкспоненциального множителя. Стерический фактор.</p> <p>Тема 13. Кинетика фотохимических и цепных реакций</p> <p>Кинетические особенности фотохимических реакций. Основные законы фотохимии. Квантовый выход. Кинетические уравнения фотохимических реакций.</p> <p>Тема 14. Кинетика гетерогенных процессов</p> <p>Классификация и кинетические особенности гетерогенных химических реакций. Роль диффузии в гетерогенных реакциях.</p> <p>Тема 15. Основы учения о катализе. Классификация каталитических реакций.</p> <p>Катализ и химическое равновесие. Общие кинетические особенности каталитических реакций. Порядок реакции, энергия активации. Зависимость скорости реакции от концентрации. Гетерогенный катализ. Классификация гетерогенно-каталитических реакций. Стадии гетерогенно-</p>
--	--	---	--

		<p>электролитов. Отличия в поведении растворов электролитов и неэлектролитов. Изотонический коэффициент, его связь со степенью диссоциации.</p> <p>Тема 9. Подвижность ионов, ее зависимость от температуры и природы ионов, числа переноса и методы их определения. Электродвижущие силы и электродные потенциалы.</p> <p>Современные представления о механизме возникновения электродных потенциалов и двойного электрического слоя. Скачки потенциалов на границе раздела фаз.</p> <p>Тема 10. Гальванические элементы. Основные законы и закономерности электрохимических процессов</p> <p>Термодинамический вывод ЭДС гальванического элемента. Элемент Даниэля-Якоби. Зависимость ЭДС гальванического элемента от активности потенциалопределяющих ионов и температуры. Зависимость ЭДС от температуры. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.</p>	<p>каталитических реакций, роль адсорбции в гетерогенном катализе. Физическая адсорбция и хемосорбция. Зависимость скорости реакции от концентрации.</p>
--	--	---	--

		Диффузионный потенциал, механизм его возникновения и зависимость от активности и природы электролитов.	
<p>Методические указания к выполнению лабораторных работ.</p> <p>Целью лабораторных работ является закрепление основных теоретических положений.</p> <p>Для этого необходимо: изучить теоретический материал по теме, работать с рекомендуемой литературой</p>			
Содержание лабораторных работ	<p><u>Лабораторная работа №1</u> Изучение техники безопасности. Определение теплоты растворения соли.</p> <p><u>Лабораторная работа №2</u> Определение теплового эффекта процесса диссоциации слабой кислоты</p> <p><u>Лабораторная работа №3</u> Определение молекулярной массы растворенного вещества криоскопическим методом</p>	<p><u>Лабораторная работа №4</u> Определение степени электролитической диссоциации криоскопическим методом</p> <p><u>Лабораторная работа №5</u> Построение диаграммы растворимости в системе соль – вода</p> <p><u>Лабораторная работа №6</u> Определение коэффициента распределения и степени извлечения йода при однократной и дробной экстракции</p> <p><u>Лабораторная работа №7</u> Определение коэффициента распределения и степени извлечения дибазола экстракционно-фотометрическим методом</p> <p><u>Лабораторная работа №8</u> Изучение электрической проводимости сильных электролитов</p> <p><u>Лабораторная работа №9</u></p>	<p><u>Лабораторная работа №11</u> Изучение кинетики инверсии тростникового сахара или кинетики мутаротации глюкозы поляриметрическим методом</p> <p><u>Лабораторная работа №12</u> Изучение кинетики иодирования ацетона</p> <p><u>Лабораторная работа №13</u> Изучение кинетики омыления уксусноэтилового эфира в щелочной среде</p> <p><u>Лабораторная работа №14</u> Изучение кинетики окисления иодида водорода пероксидом водорода в присутствии катализатора</p> <p><u>Лабораторная работа №15</u> Изучение кинетики разложения пероксида водорода</p>

		<p>Определение ЭДС гальванических элементов</p> <p>Лабораторная работа №10</p> <p>Определение скорости электрохимической коррозии металлов</p>	
<p>Методические указания к выполнению практических заданий для самостоятельной работы магистранта с преподавателем.</p> <p>Целью СРСП является закрепление основных теоретических положений, выработка практических навыков решения задач, умений логически и конструктивно доказывать ход решения задачи выбранным методом</p> <p>Для этого необходимо: изучить теоретический материал по теме, работать с рекомендуемой литературой, работать со справочным материалом</p>			
<p>Содержание семинарских занятий (СРСП).</p>	<p>СРСП 1. Тепловой эффект. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Связь тепловых эффектов при постоянном давлении и постоянном объеме.</p> <p>СРСП 2. Стандартные энтальпии образования и сгорания соединений. Теплоемкость истинная и средняя, мольная, атомная и удельная при постоянных объеме и давлении. Теплоемкость идеального газа.</p> <p>СРСП 3. Зависимость теплоемкости от температуры. Вывод и анализ уравнения Кирхгофа. Расчет тепловых эффектов с использованием</p>	<p>СРСП 10. Диаграмма фазовых равновесий.</p> <p>СРСП 11. Монотропные и энантиотропные фазовые переходы. Тройная точка.</p> <p>СРСП 12. Зависимость давления насыщенного пара от температуры.</p> <p>СРСП 13. Уравнение Гиббса-Дюгема. Термодинамическая классификация растворов. Идеальные растворы.</p> <p>СРСП 14. Аддитивность (энтальпия, объем, теплоемкость) и неаддитивные свойства (энергия Гиббса, энтропия идеальных растворов).</p> <p>СРСП 15. Давление пара над идеальным раствором. Закон</p>	<p>СРСП 31. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.</p> <p>СРСП 32. Энергия активации, предэкспоненциальный множитель и температурный коэффициент константы скорости реакции.</p> <p>СРСП 33. Методы определения энергии активации.</p> <p>СРСП 34. Теория переходного состояния. Активированный комплекс.</p> <p>СРСП 35. Вывод уравнения, выражающего скорость реакции от концентрации и температуры.</p> <p>СРСП 36. Физический смысл энергии активации и предэкспоненциального</p>

	<p>данных о температурной зависимости теплоемкости.</p> <p>СРСП 4. Изменение энтропии в различных процессах. Постулат Планка. Вычисление абсолютной энтропии веществ.</p> <p>СРСП 5. Объединенное уравнение первого и второго начала термодинамики.</p> <p>СРСП 6. Термодинамические потенциалы как критерии направления и протекания процессов в закрытых системах. Энергия Гельмгольца, энергия Гиббса.</p> <p>СРСП 7. Общая характеристика равновесия. Закон действующих масс. Константы равновесия.</p> <p>СРСП 8. Вычисление состава равновесной смеси, выхода продукта, степени превращения, степени диссоциации.</p> <p>СРСП 9. Расчет константы равновесия с помощью стандартных величин.</p>	<p>Рауля. Давление пара над реальным раствором. Отклонения от идеальности как результат межмолекулярного взаимодействия в растворах. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля.</p> <p>СРСП 16. Коэффициент распределения. Экстракция.</p> <p>СРСП 17. Влияние температуры на взаимную растворимость.</p> <p>СРСП 18. Диаграммы общее давление – состав и температура кипения – состав для систем с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей.</p> <p>СРСП 19. Кривые охлаждения.</p> <p>СРСП 20. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем.</p> <p>СРСП 21. Системы с неограниченной взаимной растворимостью: в твердом состоянии с простой эвтектикой.</p> <p>СРСП 22. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Константа диссоциации. Закон разведения Оствальда. Недостатки теории</p>	<p>множителя согласно теории переходного состояния.</p> <p>СРСП 37. Цепные реакции. Неразветвленные и разветвленные цепные реакции.</p> <p>СРСП 38. Механизм возникновения, развития и обрыва цепи. Роль радикалов и колебательно-возбужденных состояний молекул в цепных реакциях.</p> <p>СРСП 39. Зависимость скорости реакции от продолжительности.</p> <p>СРСП 40. I закон Фика и его вывод.</p> <p>СРСП 41. II закон Фика.</p> <p>СРСП 42. Формула Смолуховского – Эйнштейна - Стокса.</p> <p>СРСП 43. Зависимость скорости каталитической реакции от температуры. Диффузионная и кинетическая лимитирующие стадии процесса. Механизм гетерогенных каталитических реакций. Гомогенный катализ. Классификация гомогенно-каталитических реакций. Вывод кинетического уравнения для стационарных систем. Катализ в потоке, кипящем слое.</p>
--	---	--	---

		<p>Аррениуса.</p> <p>СРСП 23. Электропроводность растворов электролитов. Удельная, эквивалентная, молярная электропроводность.</p> <p>СРСП 24. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры.</p> <p>СРСП 25. Электрохимический потенциал. Двойной электрический слой.</p> <p>СРСП 26. Правильно разомкнутая цепь ЭДС как сумма скачков потенциалов.</p> <p>СРСП 27. Равновесный электродный потенциал. Электродные потенциалы по водородной шкале.</p> <p>СРСП 28. Электролиз. Кинетика электрохимических реакций.</p> <p>СРСП 29. Особенности влияния потенциала, температуры, концентрации, материала электрода на скорость электрохимических реакций. Концентрационная и химическая поляризация.</p> <p>СРСП 30. Вывод уравнения выражающего зависимость концентрационной поляризации от</p>	<p>СРСП 44. Основные теории гетерогенного катализа и представления о формах активных частиц. Мультиплетная теория А.А. Баландина, принцип геометрического и энергетического соответствия в катализе, границы применимости мультиплетной теории.</p> <p>СРСП 45. Теория активных ансамблей Н.Н.Кобозева, границы применимости. Понятие об электронной теории гетерогенного катализа. Положительный и отрицательный катализ. Отравление и промотирование катализаторов. Активность и селективность катализаторов.</p>
--	--	---	---

		силы тока. Термодинамическое условие электролиза. Напряжение разложения. Значение электролиза в технике.	
--	--	--	--

Таблица 3 - Организация самостоятельной работы магистранта по модулям УК

№ модуля	Тематика СРС	Задания для СРС	Формы контроля СРС	График контроля СРС (сроки)
Модуль 1. Основы химической термодинамики и его применение к химическим процессам				
1	Введение. Первое начало термодинамики. Теплоемкость.	1. Исторические этапы развития физической химии. 2. Методы физической химии: термодинамический, статистический и квантово-механический, молекулярно-кинетический. Экспериментальные методы физической химии. 3. Стандартные состояния для реального газа, жидкости и твердого вещества.	Опрос	1 неделя
2	Второе начало термодинамики.	1. Максимальная и максимально-полезная работа. Характеристические функции. 2. Зависимость энергии Гельмгольца, энергии Гиббса от параметров состояния. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. 3. Расчет энергий Гиббса и Гельмгольца с использованием таблиц стандартных величин. Таблицы стандартных энергий Гиббса.	Опрос	2 неделя
3	Химический потенциал. Химическое равновесие	1. Различные способы выражения константы равновесия. Связь между ними. 2. Константа равновесия для гетерогенной реакции. Уравнения	Опрос	3 неделя

		<p>изохоры и изобары.</p> <p>3. Влияние температуры и давления на смещение равновесия. Принцип Ле Шателье.</p>		
Модуль 2. Фазовые равновесия и учение о растворах неэлектролитов и электролитов				
4	Термодинамическая теория фазовых равновесий	<p>1. Вывод уравнения Клаузиуса-Клайперона и его анализ.</p> <p>2. Фазовые переходы первого и второго рода.</p> <p>3. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды и серы.</p>	Опрос	4 неделя
5	Двухкомпонентные системы	<p>1. Роль межчастичных взаимодействий. Силы ближнего и дальнего взаимодействия. Явление сольватации. Учение Менделеева о растворах. Современная интерпретация этого учения.</p> <p>2. Зависимость химических потенциалов, активностей, парциальных давлений и общего давления от состава раствора.</p> <p>3. Гомогенные системы: экстенсивные и интенсивные свойства растворов. Парциальные молярные величины и методы определения.</p>	Опрос	5 неделя
6	Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Трехкомпонентные системы.	<p>1. Давление пара над смесью взаимно-нерастворимых жидкостей.</p> <p>2. Физико-химические основы перегонки растворов.</p> <p>3. Теоретические основы перегонки с водяным паром.</p>	Опрос	6 неделя

7	Физико-химический анализ	<p>1. Типы диаграмм в зависимости от характера взаимодействия в твердом и в жидком состоянии.</p> <p>2. Системы с ограниченной растворимостью в твердом состоянии</p> <p>3. Системы с образованием устойчивых и неустойчивых химических соединений.</p>	Опрос	7 неделя
8	Растворы электролитов. Механизм переноса тока в растворах и расплавах электролитов.	<p>1. Механизм электролитической диссоциации, роль растворителя. Ионные равновесия в растворах электролитов.</p> <p>2. Основные положения теории сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Коэффициент активности. Средние ионные коэффициенты активности. Зависимость коэффициентов активности от концентрации электролитов.</p> <p>3. Ионная сила. Полуэмпирические уравнения, связывающие среднеионные коэффициенты активности с ионной силой раствора.</p>	Опрос	8 неделя
9	Подвижность ионов, ее зависимость от температуры и природы ионов, числа переноса и методы их определения. Электродвижущие силы и электродные потенциалы.	<p>1. Методы определения электропроводности растворов электролитов.</p> <p>2. Применение электропроводности для определения степени и констант произведения растворимости.</p> <p>3. Международная конвенция о знаках электродных потенциалов.</p>	Опрос	9 неделя

10	Гальванические элементы. Основные законы и закономерности электрохимических процессов	<p>1. Классификация электродов. Электроды первого, второго рода, окислительно-восстановительные, мембранные электроды: стеклянный электрод. Гальванические цепи. Химические и концентрационные цепи с переносом и без переноса ионов.</p> <p>2. Методы учета и устранения диффузионных потенциалов. Методика измерения ЭДС гальванических элементов и электродных потенциалов. Электроды сравнения. Элемент Веста</p> <p>3. Применение измерений ЭДС для определения измерения термодинамических функций при электродных реакциях и констант равновесия. Применение измерений ЭДС для определения рН растворов и коэффициента активности</p>	Опрос	10 неделя
Модуль 3. Химическая кинетика и катализ				
11	Основные понятия формальной кинетики	<p>1. Вывод и анализ кинетических уравнений, выражающих зависимость концентрации от продолжительности процесса для реакций различных порядков.</p> <p>2. Период полупревращения. Методы определения порядка реакции и констант скоростей.</p> <p>3. Сложные реакции. Кинетические уравнения и особенности обратимых, параллельных, последовательных</p>	Опрос	11 неделя

		реакций. Стадии протекания сложных реакций, лимитирующие стадии.		
12	Теории химической кинетики	<p>1. Энтропия активации и ее связь со стерическим фактором для бимолекулярных и мономолекулярных реакций.</p> <p>2. Сопоставление теории активных соударений и теории переходного состояния с опытными данными по кинетике реакций в газовой фазе.</p> <p>3. Вычисление энергии активации, энтропии активации и предэкспоненциального множителя из опытных данных.</p>	Опрос	12 неделя
13	Кинетика фотохимических и цепных реакций	<p>1. Кинетические уравнения цепных реакций (неразветвленных и разветвленных).</p> <p>2. Тепловой и цепной механизм воспламенения.</p> <p>3. Влияние концентрации (давления), температуры на скорость цепных реакций.</p>	Опрос	13 неделя
14	Кинетика гетерогенных процессов	<p>1. Коэффициент диффузии.</p> <p>2. Зависимость коэффициента диффузии от температуры.</p> <p>3. Зависимость коэффициента диффузии от природы вещества и агрегатного состояния.</p>	Опрос	14 неделя
15	Основы учения о катализе. Классификация каталитических реакций.	<p>1. Основные представления о строении ферментов. Причины высокой активности и селективности ферментов.</p>	Опрос	15 неделя

		<ol style="list-style-type: none">2. Кинетика ферментативных реакций.3. Применение ферментативного катализа в биологических процессах и в новых отраслях химической технологии.		
--	--	--	--	--

ПОНЯТИЙНЫЙ АППАРАТ

Автокатализ – процесс каталитического ускорения химической реакции одним из её продуктов.

Анод – электрод, на котором при работе гальванического элемента протекает процесс окисления.

Внутренняя энергия системы – сумма кинетической и потенциальной энергии всех частиц, составляющих систему.

Вынужденный процесс – процесс, для протекания которого требуется затрата работы извне в количестве, пропорциональном производимому изменению состояния системы.

Гальванический элемент – прибор для преобразования химической энергии окислительно-восстановительной реакции в электрическую за счет пространственного разделения процессов окисления и восстановления.

Гетерогенная система – система, внутри которой присутствуют поверхности, разделяющие отличающиеся по свойствам части системы.

Гетерогенный катализ – каталитические реакции, идущие на поверхности раздела фаз, образуемых катализатором и реагирующими веществами.

Гомогенная система – система, внутри которой нет поверхностей, разделяющих отличающиеся по свойствам части системы (фазы).

Гомогенный катализ – каталитические реакции, в которых реагенты и катализатор находятся в одной фазе.

Закрытая система – система, которая обменивается с окружающей средой энергией, но не обменивается веществом.

Изолированная система – система, которая не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией.

Катализ – явление изменения скорости химической реакции в присутствии веществ, состояние и количество которых после реакции остаются неизменными.

Катализатор – вещество, входящее в структуру активированного комплекса, но стехиометрически не являющееся реагентом.

Катод – электрод, на котором при работе гальванического элемента протекает процесс восстановления.

Квантовый выход – отношение числа частиц, претерпевших превращение, к числу поглощенных веществом квантов света.

Компонент – химически однородная составная часть системы, которая может быть выделена из системы и существовать вне её.

Молекулярность реакции – число частиц, которые, согласно экспериментально установленному механизму реакции, участвуют в элементарном акте химического взаимодействия.

Молярная доля – отношение числа молей данного компонента к общему числу молей всех компонентов в системе.

Молярная концентрация – число молей растворенного вещества в одном килограмме растворителя.

Молярная электропроводность — величина, обратная сопротивлению раствора, содержащего 1 моль растворенного вещества и помещенного между электродами, расположенными на расстоянии 1 см друг от друга.

Молярная концентрация — число молей растворенного вещества в одном литре раствора.

Нормальная концентрация – число молей эквивалентов растворенного вещества (равное числу молей, умноженному на фактор эквивалентности) в одном литре раствора.

Обратимый процесс – процесс, допускающий возможность возвращения системы в исходное состояние без того, чтобы в окружающей среде остались какие-либо изменения.

Общий порядок реакции – сумма показателей степени в кинетическом уравнении химической реакции.

Осмоз - явление самопроизвольного перехода растворителя через мембрану из менее концентрированного раствора в более концентрированный.

Осмотическое давление – давление, которое необходимо приложить к раствору, чтобы предотвратить перемещение растворителя в раствор через мембрану, разделяющую раствор и чистый растворитель.

Открытая система – система, которая обменивается с окружающей средой и веществом, и энергией.

Отравление – резкое снижение активности катализатора в присутствии некоторых веществ (т. н. каталитических ядов).

Параллельные реакции – химические реакции, в которых одни и те же исходные вещества одновременно могут образовывать различные продукты реакции, например, два или более изомера.

Параметры состояния – все величины, характеризующие какое-либо макроскопическое свойство рассматриваемой системы.

Последовательные реакции – сложные реакции, протекающие таким образом, что вещества, образующиеся в результате одной стадии (т.е. продукты этой стадии), являются исходными веществами для другой стадии.

Промотирование – увеличение активности катализатора в присутствии веществ, которые сами не являются катализаторами данного процесса (промоторов).

Процентная концентрация – число граммов растворенного вещества в 100 граммах раствора.

Работа – форма передачи энергии путём упорядоченного движения частиц.

Равновесный процесс – процесс, при котором система проходит через непрерывный ряд равновесных состояний.

Разветвленные цепные реакции – цепные реакции, в которых на каждую прореагировавшую активную частицу приходится более одной вновь возникающей, т.е. число активных частиц в ходе реакции постоянно возрастает.

Раствор – гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов, состав которой может непрерывно изменяться в некоторых пределах без скачкообразного изменения её свойств.

Самопроизвольный процесс – процесс, который может протекать без затраты работы извне, причем в результате может быть получена работа в количестве, пропорциональном произошедшему изменению состояния системы.

Селективность катализатора – способность ускорять одну из возможных при данных условиях параллельных реакций.

Скорость химической реакции – число элементарных актов химической реакции, происходящих в единицу времени в единице объема (для гомогенных реакций) или на единице поверхности (для гетерогенных реакций).

Скорость химической реакции – изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени.

Сложные реакции – химические реакции, протекающие более чем в одну стадию.

Тепловой эффект - количество теплоты, выделившейся либо поглотившейся в ходе реакции.

Теплота - форма передачи энергии путём неупорядоченного движения молекул.

Теплота образования вещества - тепловой эффект реакции образования 1 моля сложного вещества из простых

Теплота растворения – тепловой эффект процесса растворения 1 моля вещества в бесконечно большом количестве растворителя.

Теплота сгорания вещества — тепловой эффект реакции окисления 1 моля вещества в избытке кислорода до высших устойчивых оксидов.

Термодинамика - наука о взаимопревращениях различных форм энергии и законах этих превращений.

Термодинамическая система – тело или группа тел, находящихся во взаимодействии, мысленно или реально обособленные от окружающей среды.

Термодинамический процесс – всякое изменение термодинамического состояния системы (изменения хотя бы одного параметра состояния).

Термодинамическое равновесие - такое термодинамическое состояние системы, которое при постоянстве внешних условий не изменяется во времени, причем эта неизменяемость не обусловлена каким-либо внешним процессом.

Фаза – совокупность гомогенных частей гетерогенной системы, одинаковых по физическим и химическим свойствам, отделённая от других частей системы видимыми поверхностями раздела.

Ферментативный катализ – каталитические реакции, протекающие с участием ферментов - биологических катализаторов белковой природы.

Цепные реакции – реакции, состоящие из ряда взаимосвязанных стадий, когда частицы, образующиеся в результате каждой стадии, генерируют последующие стадии.

Частный порядок реакции – показатель степени при концентрации каждого из реагирующих веществ в кинетическом уравнении химической реакции.

Число степеней свободы – число параметров состояния системы, которые могут быть одновременно произвольно изменены в некоторых пределах без изменения числа и природы фаз в системе.

Электрический ток – упорядоченное перемещение заряженных частиц.

Электродвижущая сила (ЭДС) – максимальная разность потенциалов, возникающая при обратимой работе гальванического элемента.

Электродный потенциал электрода – ЭДС элемента, составленного из данного электрода и стандартного водородного электрода, электродный потенциал которого принят равным нулю.

Элементарные (простые) реакции – реакции, идущие в одну стадию.

Энергия - мера способности системы совершать работу; общая качественная мера движения и взаимодействия материи.

Энергия активации – минимальная энергия, которой должны обладать молекулы, чтобы их столкновение могло привести к химическому взаимодействию.

Энтропия – мера связанной энергии.

Материалы по овладению УК

Контрольные вопросы для рубежного и итогового контроля

1. Химическая термодинамика. Основные понятия термодинамики.
2. Первое начало термодинамики. Работа расширения идеального газа в различных процессах.
3. Закон Гесса. Теплоемкость. Теплоемкость идеального газа.
4. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Закон Кирхгоффа.
5. Второе начало термодинамики.
6. Цикл Карно. Математические выводы.
7. Энтропия. Статистическая интерпретация энтропии.
8. Третье начало термодинамики. Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка.
9. Расчет энтропии в различных процессах (сжатие, смешение, нагревание, фазовые переходы). Расчет абсолютной энтропии.
10. Термодинамические потенциалы. Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца. Условия самопроизвольного протекания процесса.
11. Химическое равновесие. Химический потенциал.
12. Принцип Ле Шателье-Брауна. Влияние внешних условий на химическое равновесие.
13. Фазовые равновесия. Диаграмма состояния воды.
14. Принцип непрерывности. Принцип соответствия. Правило фаз Гиббса.
15. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.
16. Двухкомпонентные системы. Метод термического анализа. Кривые охлаждения. Построение диаграмм плавкости.
17. Анализ диаграмм плавкости. Состав сопряженных фаз. Нода.
18. Правило рычага.
19. Трехкомпонентные системы. Графические методы выражения состава трехкомпонентной системы.
20. Распределение растворенного вещества между двумя жидкими фазами. Экстракция.
21. Учение о растворах. Виды растворов.
22. Способы выражения состава растворов.
23. Растворы электролитов и неэлектролитов. Изотонический коэффициент.
24. Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля.
25. Коллигативные свойства растворов.
26. Растворимость газов в жидкостях. Уравнение Сеченова. Закон Генри.
27. Первый и второй законы Коновалова. Азеотропные растворы.
28. Отклонения от закона Рауля.
29. Теория электролитической диссоциации. Основные понятия.
30. Закон разбавления Оствальда.
31. Абсолютная скорость и подвижность ионов.
32. Удельная электрическая проводимость.
33. Эффекты торможения.
34. Молярная электрическая проводимость.
35. Зависимость электрической проводимости растворов электролитов от температуры.
36. Электрохимия. Основные понятия.
37. Гальванический элемент Даниэля-Якоби.
38. Электрохимический потенциал.
39. Равновесный электродный потенциал.
40. Стандартный электродный потенциал. Водородный электрод.
41. Классификация электродов.
42. Электродвижущая сила.
43. Двойной электрический слой. Уравнение Нернста.
44. Термодинамика электрохимических процессов.
45. Электролиз.
46. Законы Фарадея.

47. Основные показатели электрохимических установок (выход по току, выход по энергии, удельный расход электроэнергии, электрохимический эквивалент, напряжение разложения).
48. Поляризация электродов.
49. Диффузионный слой. Уравнение Фика.
50. Электрохимические аккумуляторы.
51. Основные показатели химических источников тока (коэффициент использования активного вещества, саморазряд, удельная емкость, удельная энергия, удельная мощность, отдача по току, отдача по энергии).
52. Электрохимическая коррозия.
53. Защита металлов от коррозии.
54. Основные понятия формальной кинетики (скорость реакции, порядок, молекулярность и т.д.).
55. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
56. Энергия активации.
57. Сложные реакции.
58. Теория активных столкновений.
59. Теория переходного состояния. Активированный комплекс.
60. Вычисление энергии активации, энтропии активации и предэкспоненциального множителя из опытных данных.
61. Основные законы фотохимии.
62. Кинетические уравнения фотохимических реакций.
63. Цепные реакции. Механизм цепных реакций.
64. Кинетические особенности гетерогенных химических реакций.
65. Роль диффузии в гетерогенных процессах.
66. Законы Фика.
67. Формула Смолуховского – Энштейна – Стокса.
68. Катализ и химическое равновесие.
69. Гетерогенный катализ.
70. Роль адсорбции в гетерогенном катализе.
71. Диффузионная и кинетическая лимитирующие стадии процесса.
72. Мультиплетная теория Баландина.
73. Теория активных ансамблей Кобозева.
74. Отравление и промотирование катализаторов.
75. Активность и селективность катализаторов.
76. Основные представления о строении ферментов. Причины высокой активности и селективности ферментов.
77. Применение ферментативного катализа.
78. Понятие о биомиметическом катализе

Условия успешного достижения ожидаемых результатов по окончании УК

Политика выставления оценок:

Выполнение этих требований обеспечивает допуск к экзамену:

- полнота и глубина знаний;
- выявление ключевых понятий и моментов определенной темы;
- знание определенных основных терминов и понятий темы;
- умение делать выводы и обобщения;
- своевременная защита практических заданий;
- своевременная защита лабораторных работ
- своевременная сдача коллоквиумов.

По данному курсу предусмотрены 2 рубежных контроля, которые будут проводиться в устной форме.

В ходе работы с магистрантами можно выделить следующие виды контроля:

Текущий контроль (60%):

- выполнение лекционных и практических заданий;
- выполнение самостоятельных заданий;
- выполнение лабораторных работ;
- сдача коллоквиумов;
- посещаемость.

Рубежный контроль (40%) включает в себя обобщающий устный опрос.

Итоговый контроль – экзамен.

Таблица 4 - Организация менеджмента качества профессиональной подготовки магистрантов по УК

1.Предрубежный (тренинговый) контроль Модули: 1,2,3 ПК	2.Рубежный (промежуточный) контроль Модули: 1,2,3 РК	3.Пострубежный анализ Модули: 1,2,3 ПА	4.Итоговый квалификационный контроль Сумма модулей: 1,2,3 ИК	5.Поститоговый анализ контрольных заданий ПА
1. ЗАДАЧИ				
1.1.Ознакомление с технологией выполнения заданий РК для целенаправленной подготовки магистрантов к прохождению рубежного контроля.	1.1.Определение уровня сформированности знаний и умений магистрантов по модулям 1,2,3 УК.	1.1.Выявление природы возникновения типичных ошибок и их анализ с целью коррекции и их предотвращения при выполнении аналогичных заданий	1.1.Регистрация прогресса качества знаний и умений магистрантов, контроль уровня сформированности знаний и умений за весь период изучения УК.	1.1.Формирование у магистрантов навыков рефлексии, анализ причин возникновения ошибок. 1.2.Развитие у магистрантов стратегии самооценки и самообучения.
2.ФОРМЫ КОНТРОЛЯ				
СРСП 2.1. Контрольная работа (включает 5-10 задач) 2.2. Устный опрос (теоретические знания по пройденной теме)	СРСП 2.1. Контрольная работа (включает 5-10 задач) 2.2. Устный опрос (теоретические знания по пройденной теме)	2.1.Устный/письменный анализ типичных ошибок (интерактивный режим: магистрант-преподаватель, магистрант-магистрант)	СРСП 2.1. Контрольная работа (включает 5-10 задач) 2.2. Устный опрос (теоретические знания по пройденной теме)	2.1.Устный/письменный анализ типичных ошибок (интерактивный режим) 2.2.Индивидуальные консультации для магистрантов
3.ПОЛИТИКА ОЦЕНИВАНИЯ ЗНАНИЙ И УМЕНИЙ МАГИСТРАНТОВ ПО УК				
3.1.Критерий и параметры оценивания знаний и умений магистрантов (Таблица 6) (включая шкалу оценивания знаний и умений магистрантов по международному стандарту. Таблица 7)				
-	-	-	-	-

3.2.Единая формула вычисления рейтинга магистранта

	$PK(M1,2,3) = \frac{(TP(\text{тек.рейт}) + \text{задание } PK(\text{руб.рейт}))}{2}$		СИ – суммарный индекс $СИ = \frac{РД \times (PK + PK)}{2} \cdot ИК$	
--	--	--	--	--

Список сокращений:

УК – учебный курс

СРСП – самостоятельная работа магистрантов под руководством преподавателя

СРС – самостоятельная работа магистрантов

РК – рубежный контроль

ПК – предрубежный контроль

ПА – пострубежный анализ заданий

СИ – суммарный индекс

РД – рейтинг допуск

ТК – результат текущего контроля

ИК – результат итогового контроля

Таблица 5 – Критериально-оценочный аппарат тестовых заданий

Виды Тестовых Заданий	Общее количество вопросов	Характер действия	Критерии	Параметры	Время исполнения задания
Закрытые тестовые задания	16	Выбор правильного ответа из числа данных ответов	а) выбор сделан правильно б) выбор сделан неправильно	2 балла 0 баллов	1 мин. на 1 тестовое задание
		Максимальная оценка закрытого тестового задания		2 балла	
Полузакрытые тестовые задания	8	1.Выбор нескольких правильных ответов из числа данных ответов 2.Графическое или вербальное действие (ранжирование, классификация, дополнения и др.)	а) выбор нескольких ответов сделан правильно б) выбор нескольких ответов сделан неправильно а) графическое или вербальное действие произведено правильно б) графическое или вербальное действие произведено неправильно	2 балла 0 баллов 2 балла 0 баллов	2 мин. на 1 тестовое задание
		Максимальная оценка закрытого тестового задания		4 балла	
Открытые тестовые задания	6	Использование комплексов мыслительных и вербальных операций и действий, выполняемых на креативном речемыслительном уровне	1) Критерий информативности (полнота, логичность, четкость и ясность изложенной в задании информации) 2) Критерий опоры на теоретические знания при выполнении задания	1.Оптимальный уровень - 6 баллов. Выполнение задания соответствует всем пяти критериям 2.Достаточный уровень – 5 баллов. Выполнение задания соответствует трем-	7 мин. на 1 тестовое задание

		<p>3) Корректное использование навыков и умений, необходимых для выполнения задания и обеспечивающих на основе теоретических знаний правильность выполнения задания</p> <p>4) Критерий терминологической и языковой правильности</p> <p>5) Оригинальность решения поставленной задачи</p>	<p>четырем из перечисленных критериев 3. Удовлетворительный уровень – 3 балла. Выполнение задания соответствует только двум ведущим из перечисленных критериев, а именно 2-му и 3-му критериям 4. неудовлетворительный уровень – 0 баллов. Выполнение задания соответствует только одному (или не одному) из перечисленных критериев</p>	
		Максимальная оценка закрытого тестового задания	6 баллов	

Исходя из 100-балльной системы оценивания, разбалловка максимальной суммы может быть представлена следующим образом:

- 1) 16 закрытых тестовых заданий x 2 балла = 32 балла;
- 2) 8 полузакрытых тестовых заданий x 4 балла = 32 балла;
- 3) 6 открытых тестовых заданий x 6 баллов = 36 баллов

Итого: 100 баллов

при итоговой форме контроля индивидуальный рейтинг магистранта в балльном выражении исчисляется по формуле среднеарифметического, т.е.

$$СИ = \frac{РД \times (ТК + РК) + ИК}{2}, \text{ где}$$

СИ – суммарный индекс;

РД – рейтинг допуск (аттестационный балл – АБ);

ТК – результат текущего контроля;

ИК – результат итогового контроля.

В зачетную книжку магистранта выставляются оценки исходя из суммарного индекса по 4-балльной системе. Перевод балльной системы в традиционную форму оценки дан в таблице 7, в которой сопоставлены предложенная система оценивания и шкала оценивания по международному стандарту в буквенном выражении.

Таблица 6 – Примерный расчет текущего рейтинга магистранта по УК

Факультет

Кафедра

Группа

№	Ф.И.О. магистранта	Аудиторная работа	СРСП					СРС				Текущий рейтинг магистранта	
		1	1	2	3	4	5	1	2	3	4		
		лекции	мини-тест	круглый стол	Типовая задача	прагмо-профессиональная задача	сравнительный анализ	реферат	опорная схема	экспертная оценка	проектная работа		
1	Аманов К.Л.	100	100	100	100	100	100	100	100	100	100	100	100

Каждая форма текущего контроля оценивается по 100-балльной системе:

$$TP(\text{тек.рейт}) = \frac{\text{Лекции} + \text{СРСП}(1 + 2 + 3 + 4 + 5) + \text{СРС}(1 + 2 + 3 + 4)}{N},$$

где N - общее количество форм текущего контроля

Таблица 7 – Шкала оценивания знаний и умений магистрантов по международному стандарту

Оценка по буквенной системе	Баллы	%-ное содержание	Оценка по традиционной системе
A	4,0	95-100	отлично
A-	3,7	90-94	
B+	3,3	85-89	хорошо
B	3,0	80-84	
B-	2,7	75-79	
C+	2,3	70-74	удовлетворительно
C	2,0	65-69	
C-	1,7	60-64	
Д+	1,3	57-59	
Д	1,0	53-56	
Д-	0,7	50-52	
F	0,0	Ниже 50	неудовлетворительно