

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

ИНСТИТУТ ОБЩЕЙ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ

КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление 04.06.01 Химические науки

Профиль направленности Физическая химия

Форма обучения очная

Семестр	Интерактив	Трудоемкость, кред.	Общий объем курса, час.	Лекции, час.	Практич. занятия, час.	Лаборат. работы, час.	СРС, час.	КСР, час.	Форма(ы) контроля, экз./зач./КР/КП
6		6	216	34	34	0	112	0	Э
ИТОГ О	0	6	216	34	34	0	112	0	

АННОТАЦИЯ

Учебный курс "Физическая химия" предусматривает изучение законов химической термодинамики, на основе которых рассмотрены фазовое равновесие, теория растворов, электрохимия, поверхностные явления. Изучение равновесия дополнено изучением основ химической кинетики и методов управления скоростью реакции.

Теоретическая часть дисциплины излагается в лекционном курсе. Полученные знания закрепляются в ходе семинаров. Самостоятельная работа студентов предусматривает работу с учебниками, учебными пособиями и справочным материалом, подготовку к семинарам и контрольным работам, выполнение домашних заданий.

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Целью изучения курса "Физическая химия" является углубление имеющихся знаний в области физической химии и приобретения новых, необходимых для понимания и поиска решений актуальных научно-технических, экологических и сырьевой проблем в атомной отрасли. Он предназначен создать теоретическую базу, позволяющую ориентироваться в частных вопросах, возникающих при изучении специальных дисциплин.

Задача дисциплины – показать значение физической химии как теоретической основы процессов химической технологии; выработать у студентов навыки применения полученных знаний к предсказанию принципиальной возможности, направления, скорости и конечного результата химических процессов; дать представления о современных экспериментальных методах исследования физико-химических процессов.

Особенностью программы является подготовка аспирантов к сдаче кандидатского экзамена по специальной дисциплине "Физическая химия".

2. МЕСТО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ООП ВО

Данная учебная дисциплина входит в блок Б1 по направлению подготовки «Химические науки». Для изучения дисциплины необходимы знания курсов высшей математики, физики, общей и неорганической, органической химии. Курс «Физической химии» читается на 6 семестре.

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ/ОЖИДАЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБРАЗОВАНИЯ И КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ ПО ЗАВЕРШЕНИИ ОСВОЕНИЯ ПРОГРАММЫ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

УК-1, УК-5, ОПК-1, ОСПК-1, ОСПК-2, ПК-1, ПК-7

В результате изучения курса аспирант должен:

Знать:

- основные законы физической химии, взаимосвязь физических и химических характеристик процесса;
- пути определения важнейших характеристик химического равновесия (константы равновесия, равновесного выхода продукта, степени превращения исходных веществ) и влияния различных факторов на смещение химического равновесия;
- термодинамическое описание свойств идеальных и неидеальных растворов, подходы к нахождению парциальных молярных величин компонентов раствора.
- теорию гальванических явлений;
- теории кинетики, пути теоретического расчета скоростей химических реакций и ограничения в применимости расчетных методов;
- основные черты гомогенного и гетерогенного катализа, причины ускорения химического процесса в присутствии катализатора.

Уметь:

- рассчитывать термодинамические функции и потенциалы при различных температурах
- рассчитывать тепловые эффекты
- рассчитывать константы равновесия
- рассчитывать величины электродных потенциалов
- определять порядок сложной реакции при известном механизме реакции

Владеть:

- комплексом современных теоретических методов физической химии для решения конкретных исследовательских задач;
- навыками определения состояния равновесия и самопроизвольного направления химического процесса;
- знаниями основных законов физической химии для содержательной интерпретации термодинамических расчётов;
- методами определения порядка и скорости реакции, установления лимитирующей стадии и механизма изучаемой химической реакции;
- навыками составления гальванических элементов для целей определения термодинамических характеристик и констант равновесия исследуемой реакции;
- знаниями основных законов химической кинетики, влияния различных факторов (температуры, давления, катализатора) на скорость химической реакции.

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

№ п.п	Наименование раздела учебной дисциплины	Недели	Лекции, час.	Практ. занятия / семинары, час.	Лабораторные работы, час.	Обязат. текущий контроль (форма*, неделя)	Аттестация раздела (форма*, неделя)	Максимальный балл за раздел**
	<i>6 Семестр</i>							
1	Химическая термодинамика	1-5	10	10	0	Т-4 (5), к.р-6 (5), Т-2 (5)	КИ, 6	10
2	Химическое и фазовое равновесия	6-8	8	8	0	СК-8 (10), Т-7 (5)	КИ, 8	10
3	Растворы и электрохимические системы	9-12	8	8	0	Т-10 (5), Т-11 (5), к.р-12 (5), Кл-12 (5)	КИ, 12	20
4	Кинетика и катализ	13-15	8	8	0	Т-14 (5), Кл-15 (5), к.р-15 (5)	КИ, 15	10
	<i>Итого за 6 Семестр</i>		34	34	0			50
	Контрольные мероприятия за 6 Семестр						Э	50

* – сокращенное наименование формы контроля

** – сумма максимальных баллов должна быть равна 100 за семестр, включая зачет и (или) экзамен

Сокращение наименований форм текущего контроля и аттестации разделов:

Обозначение	Полное наименование
Т	Тестирование
Кл	Коллоквиум
СК	Семестровый контроль
КИ	Контроль по итогам
к.р	Контрольная работа
Э	Экзамен

КАЛЕНДАРНЫЙ ПЛАН

Недели	Темы занятий / Содержание	Лек., час.	Пр./сем., час.	Лаб., час.
	<i>6 Семестр</i>	34	34	0

1 - 2	<p>Основные понятия и определения. Первый закон термодинамики</p> <p>Основные понятия термодинамики: изолированные и открытые системы, равновесные и неравновесные системы, термодинамические переменные, температура, интенсивные и экстенсивные переменные. Уравнения состояния. Теорема о соответственных состояниях. Вириальные уравнения состояния.</p> <p>Первый закон термодинамики</p> <p>Термодинамический процесс. Функции состояния и функции процесса. Внутренняя энергия и энтальпия, их свойства. Теплота и работа как формы передачи энергии. Работа расширения газа и полезная работа. Формулировки первого начала термодинамики. Взаимосвязь теплоты, работы и изменения внутренней энергии в изохорном, изобарном и изотермическом процессах. Теплоёмкость вещества – изохорная или изобарная, молярная, удельная. Теплоёмкость идеальных газов, взаимосвязь молярных теплоёмкостей C_P и C_V идеального газа. Теплоёмкость твердых веществ и жидкостей. Зависимость молярной изобарной теплоёмкости вещества от температуры, эмпирические уравнения (степенные ряды), их применимость. Закон кубов Дебая, правило Дюлонга и Пти. Средняя изобарная теплоёмкость вещества в интервале температур. Температурная зависимость приращения энтальпии вещества ($H_T - H_0$) при постоянном давлении с учётом фазовых переходов. Тепловой эффект химического процесса. Основное стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ. Применение закона Гесса для вычисления тепловых эффектов химических и физико-химических процессов. Связь тепловых эффектов при постоянном объеме и при постоянном давлении. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Вывод и анализ уравнения Кирхгофа в дифференциальной форме. Интегрирование уравнения Кирхгофа.</p>	Всего аудиторных часов		
		4	4	
		Онлайн		
		4		
3 - 4	<p>Второй закон термодинамики</p> <p>Самопроизвольные и несамопроизвольные, обратимые и необратимые, равновесные (квазистатические) и неравновесные процессы. Работа равновесного и неравновесного процессов. Формулировки второго начала термодинамики. Энтропия как критерий направленности самопроизвольных процессов и равновесия в изолированных системах. Зависимость энтропии вещества от параметров состояния (температуры, давления, объема). Расчет изменения энтропии в различных процессах, связанных с изменением состояния идеального газа, а также чистых твёрдых или жидких веществ. Изменение энтропии в процессе смешения идеальных газов. Изменение энтропии при фазовых переходах. Тепловая теорема Нернста, постулат Планка (третье начало</p>	Всего аудиторных часов		
		4	4	
		Онлайн		
		4		

	<p>термодинамики). Статистическая интерпретация второго начала термодинамики, уравнение Больцмана-Планка. Вычисление абсолютной энтропии вещества. Расчет изменения энтропии в химических реакциях при различных температурах. Объединенное уравнение I и II законов термодинамики. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса как критерии направленности процессов и равновесия в закрытых системах. Характеристические функции. Зависимость энергии Гельмгольца и энергии Гиббса от параметров состояния. Температурная зависимость энергии Гиббса вещества с учётом фазовых переходов. Род фазового перехода (первый, второй). Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Расчет изменений стандартных энергий Гиббса и Гельмгольца в химических реакциях при различных температурах. Системы переменного состава. Химический потенциал компонента системы. Зависимость химического потенциала от давления и температуры. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процесса в системах переменного состава.</p>			
5	<p>Объединенное уравнение I и II законов термодинамики Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса как критерии направленности процессов и равновесия в закрытых системах. Характеристические функции. Зависимость энергии Гельмгольца и энергии Гиббса от параметров состояния. Температурная зависимость энергии Гиббса вещества с учётом фазовых переходов. Род фазового перехода (первый, второй). Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Расчет изменений стандартных энергий Гиббса и Гельмгольца в химических реакциях при различных температурах. Системы переменного состава. Химический потенциал компонента системы. Зависимость химического потенциала от давления и температуры. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процесса в системах переменного состава.</p>	Всего аудиторных часов		
2		2		
Онлайн				
		2		
6 - 7	<p>Химическое равновесие Системы переменного состава. Химический потенциал компонента системы. Зависимость химического потенциала от давления и температуры. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процесса в системах переменного состава. Химический потенциал идеального газа и компонента смеси идеальных газов. Химический потенциал реального газа, фугитивность (летучесть), коэффициент фугитивности. Материальный баланс химической реакции, степень превращения, химическая переменная. Уравнение изотермы химической реакции (изотермы Вант-Гоффа). Химическое сродство. Анализ уравнения изотермы для определения направления самопроизвольного протекания химической реакции от данного исходного (неравновесного) состояния. Термодинамическая</p>	Всего аудиторных часов		
4		4		
Онлайн				
		4		

	<p>константа химического равновесия и эмпирические константы химического равновесия (K_x, K_c, K_p, K_P), уравнения их связи для реакции в идеальной газовой смеси. Константы равновесия для гомогенных и гетерогенных реакций, идеальных и неидеальных реакционных систем (на примерах). Смещение химического равновесия при изменении общего давления ($T = \text{const}$) и при добавлении в систему инертного газа ($T = \text{const}$, $P = \text{const}$).</p> <p>Влияние температуры на константу химического равновесия, уравнения изобары и изохоры химической реакции. Вывод, анализ и интегрирование названных уравнений на примере уравнения изобары. Расчет среднего и истинного теплового эффекта химических реакций из зависимости термодинамической константы равновесия от температуры. Расчет констант равновесия химических реакций из стандартных термодинамических функций веществ. Вычисление констант равновесия химических реакций по справочным данным о константах равновесия реакций образования соединений из простых веществ.</p>			
7 - 8	<p>Фазовые равновесия</p> <p>-Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Фазовые переходы и фазовая диаграмма состояния для однокомпонентных систем</p> <p>Фаза, компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Применение правила фаз Гиббса для анализа фазовых равновесий в однокомпонентных системах. Диаграмма состояния однокомпонентной системы, её фазовые поля, линии и тройные точки, выражающие соответственно однофазное, двухфазное и трехфазное равновесия. Насыщенный пар, температурная зависимость давления насыщенного пара. Критическая точка, критическое состояние вещества, его особенности. Вывод и анализ уравнения Клапейрона. Зависимость температуры плавления от внешнего давления, интегрирование уравнения Клапейрона для равновесия твердое тело - жидкость. Равновесия с газовой фазой, уравнение Клапейрона-Клаузиуса, вывод и интегрирование уравнения для описания линий испарения и сублимации, используемые допущения. Определение координат тройной точки.</p> <p>Определение термодинамических функций процесса фазового перехода</p> <p>Применение уравнения Клапейрона-Клаузиуса для расчета изменения термодинамических функций при фазовых превращениях. Взаимосвязь энтальпий плавления, испарения и возгонки в тройной точке. Эмпирическое правило Труттона.</p> <p>- Фазовые равновесия в многокомпонентных системах</p> <p>Равновесие «жидкий раствор - насыщенный пар» в двухкомпонентных системах.</p>	Всего аудиторных часов		
		4	4	
		Онлайн		
		4		

	<p>Диаграммы «давление-состав», «температура-состав», «состав пара-состав жидкости» для идеальных и неидеальных растворов. Применение правила фаз к исследованию диаграмм. Законы Гиббса-Коновалова. Азеотропия, термодинамическое условие точки азеотропа. Правило рычага. Физико-химические основы разделения жидких смесей методами перегонки и ректификации. Равновесие «жидкость-твердое» в двухкомпонентных системах.</p> <p>Термический анализ, кривые охлаждения, построение диаграммы плавкости по кривым охлаждения. Системы с ограниченной и неограниченной растворимостью компонентов в твердом состоянии. Изоморфизм. Типы твердых растворов. Диаграммы плавкости изоморфно кристаллизующихся веществ. Диаграммы плавкости систем с ограниченной растворимостью в твердом состоянии. Эвтектическое и перитектическое равновесия. Определение состава эвтектической жидкости построением треугольника Таммана. Применение правила фаз Гиббса к исследованию фазовых равновесий.</p>			
9 - 10	<p>Растворы Основы термодинамики растворов. Парциальные молярные величины Классификации растворов. Парциальные молярные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема (вывод и анализ). Методы определения парциальных молярных величин (метод касательных и метод отрезков). Относительные парциальные молярные величины (парциальные молярные функции смешения). Термодинамические функции смешения. Термодинамическое описание идеальных и неидеальных растворов Идеальные (совершенные) растворы. Химический потенциал компонента идеального раствора. Термодинамические функции смешения для идеальных растворов. Равновесие "идеальный раствор-пар", закон Рауля, графическая интерпретация закона Рауля. Предельно разбавленные растворы, закон Генри. Уравнение химического потенциала для растворителя и растворенного вещества. Неидеальные (реальные) растворы, положительные и отрицательные отклонения от идеальности (от закона Рауля). Стандартные состояния компонентов раствора. Симметричная и несимметричная системы сравнения. Расчет активностей и рациональных коэффициентов активности компонентов раствора. Термодинамические функции смешения для неидеальных растворов. Зависимость активности и коэффициента активности компонента от температуры и давления. Растворы электролитов в статических условиях Термодинамическое описание свойств растворов электролитов. Активности и коэффициенты активности электролита и ионов в растворе, средние ионные</p>	Всего аудиторных часов		
		4	4	
		Онлайн		
		4		

	<p>коэффициенты активности. Связь активности электролита со средней ионной активностью и концентрацией электролита. Ионная сила раствора. Правило ионной силы. Основные положения электростатической теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Предельный закон Дебая-Хюккеля, второе и третье приближения теории, графическое представление этих зависимостей. Растворы электролитов в динамических условиях Проводники электрического тока I и II рода, ионная и электронная проводимость. Удельная, молярная и эквивалентная электрические проводимости, взаимосвязь между ними. Зависимость удельной и молярной электрической проводимостей от концентрации, температуры и природы растворителя. Скорость и подвижность (абсолютная скорость движения) ионов. Закон независимого движения ионов (закон Кольрауша). Предельные молярные электропроводности ионов. Эстафетный механизм переноса электричества ионами гидроксония и гидроксила. Числа переноса ионов. Электропроводность растворов сильных электролитов, уравнение корня квадратного (уравнение Кольрауша). Применение теории сильных электролитов для объяснения электрофоретического и релаксационного эффектов снижения электропроводности. Влияние полей высокой напряженности и высокой частоты переменного тока на электропроводность растворов. Методики измерения электропроводности. Кондуктометрическое определение степени и константы диссоциации слабых электролитов, теплоты, энтропии и энергии Гиббса процесса диссоциации, растворимости малорастворимых соединений.</p>			
10 - 11	<p>Коллигативные свойства разбавленных растворов нелетучих веществ в летучем растворителе Коллигативные свойства разбавленных растворов нелетучих веществ в летучих растворителях (понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором по сравнению с чистым растворителем, повышение температуры начала кипения и понижение температуры начала отвердевания растворов, осмотическое давление). Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы растворителя. Вывод уравнения, связывающего понижение температуры начала отвердевания с концентрацией раствора. Осмос, осмотическое давление, обратный осмос. Использование коллигативных свойств для определения молярной массы, степени диссоциации или степени ассоциации растворенного вещества. Раздел 5. Фазовые равновесия в многокомпонентных системах 5.1. Равновесие «жидкий раствор - насыщенный пар» в двухкомпонентных системах. Диаграммы «давление-состав», «температура-состав», «состав пара-состав жидкости» для идеальных и</p>	<p>Всего аудиторных часов</p> <p>2</p> <p>Онлайн</p> <p>2</p>	<p>2</p>	

	<p>неидеальных растворов. Применение правила фаз к исследованию диаграмм. Законы Гиббса-Коновалова. Азеотропия, термодинамическое условие точки азеотропа. Правило рычага. Физико-химические основы разделения жидких смесей методами перегонки и ректификации. Равновесие «жидкость-твердое» в двухкомпонентных системах.</p> <p>Термический анализ, кривые охлаждения, построение диаграммы плавкости по кривым охлаждения. Системы с ограниченной и неограниченной растворимостью компонентов в твердом состоянии. Изоморфизм. Типы твердых растворов. Диаграммы плавкости изоморфно кристаллизующихся веществ. Диаграммы плавкости систем с ограниченной растворимостью в твердом состоянии. Эвтектическое и перитектическое равновесия. Определение состава эвтектической жидкости построением треугольника Таммана. Применение правила фаз Гиббса к исследованию фазовых равновесий.</p>			
11 - 12	<p>Электрохимические системы - ЭДС и электродные потенциалы Электрохимические системы (цепи). Возникновение скачка потенциала на границе раздела проводников I и II рода. Двойной электрический слой. Электрохимический потенциал, гальвани-потенциал. Обратимые электроды и обратимые электрохимические цепи (элементы). Электродвижущая сила гальванического элемента, условный электродный потенциал (потенциал в водородной шкале). Связь ЭДС гальванической цепи с электродными потенциалами. Правило знаков ЭДС и электродных потенциалов. Термодинамическая теория гальванических явлений. Вывод и анализ уравнения Нернста, выражающего зависимость ЭДС гальванического элемента от активностей компонентов электродной реакции. Уравнение Гиббса-Гельмгольца для электрохимических систем. Зависимость ЭДС гальванического элемента от температуры. Классификация электродов: электроды первого и второго рода, газовые, окислительно-восстановительные. Уравнение Нернста для потенциала электродов всех видов.</p> <p>-Гальванические элементы Типы гальванических элементов: химические, концентрационные, с переносом, без переноса. Диффузионный потенциал, механизм возникновения и методы его устранения (сведения к минимальной величине). Методика измерения ЭДС и электродных потенциалов. Применение потенциометрии для определения термодинамических характеристик химических реакций, протекающих в гальванической цепи, констант химического равновесия, активностей и коэффициентов активности электролитов, pH растворов, произведения растворимости малорастворимых соединений. Химические источники тока.</p>	<p>Всего аудиторных часов</p> <p>2</p> <p>Онлайн</p> <p>2</p>	<p>2</p>	

13	<p>Кинетика химических реакций - Формальная кинетика Термодинамическая возможность процесса и его практическая (кинетическая) осуществимость. Предмет и задачи химической кинетики. Основные понятия формальной кинетики: скорость химической реакции, молекулярность, частный и общий порядок. Основной постулат химической кинетики, кинетическое уравнение скорости реакции. Константа скорости химической реакции, размерность константы скорости. Методы определения скоростей химических реакций. Простые (элементарные) и сложные реакции. Кинетика простых и формально простых односторонних гомогенных реакций. Реакции первого, второго и третьего порядков. Дифференциальная и интегральная формы кинетических уравнений, кинетические кривые. Линейное представление кинетических кривых для реакций различных порядков. Время полупревращения. Реакции нулевого порядка. Метод избытка (изоляции) Оствальда определения частных порядков по соответствующему реагенту. Дифференциальные и интегральные методы определения порядка реакции. Различие концентрационного и временного порядков. Сложные реакции. Принцип независимого протекания элементарных реакций. Обратимые и параллельные реакции первого порядка. Дифференциальные уравнения, описывающие скорости этих реакций, их интегрирование. Кинетические кривые для каждого из реагирующих веществ. Последовательные реакции 1-го порядка. Система дифференциальных уравнений, описывающих кинетику последовательных реакций. Кинетические уравнения и кинетические кривые для всех участников реакции. Время достижения максимальной концентрации промежуточного вещества. Зависимость максимальной концентрации промежуточного вещества от соотношения констант скоростей отдельных стадий последовательной реакции. Принцип лимитирующей стадии последовательной химической реакции. Стационарный режим протекания последовательных реакций. Метод квазистационарных концентраций, область применения. Влияние температуры на скорость химической реакции, приближенное правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса в дифференциальной и интегральной форме. Эффективная энергия активации и предэкспоненциальный множитель, методы их определения из экспериментальных данных.</p> <p>-Теории химической кинетики Теория активных (бинарных) соударений (ТАС). Скорость реакции как число столкновений активных молекул в единицу времени. Константа скорости бимолекулярной реакции. Физический смысл предэкспоненциального множителя и энергии активации в рамках теории активных</p>	Всего аудиторных часов		
		2	2	
		Онлайн	2	

	<p>соударений. Стерический фактор, необходимость его введения в кинетическое уравнение реакции. Достоинства и недостатки теории активных соударений. Механизм мономолекулярных газовых реакций в рамках ТАС, схема Линдемана. Истолкование причин изменения порядка мономолекулярной реакции при изменении давления. Теория переходного состояния (активированного комплекса) (ТПС или ТАК). Основные положения ТПС, кинетическая схема реакции. Поверхность потенциальной энергии, координата реакции, путь реакции.</p> <p>Активированный комплекс и его свойства, истинная энергия активации. Скорость реакции – скорость распада активированного комплекса (скорость его прохождения через потенциальный барьер). Квазитермодинамическая форма уравнения ТПС, энтальпия и энтропия активации, трансмиссионный коэффициент. Связь энтальпии активации с эффективной (экспериментальной) энергией активации.</p>			
14	<p>Фотохимические и цепные реакции</p> <p>Фотохимические реакции, первичные и вторичные фотохимические процессы. Фотодиссоциация и фотолиз. Фотофизические (деактивационные) процессы при поглощении излучения. Законы фотохимии: Гротгуса-Дрепера и Эйнштейна-Штарка. Квантовый выход. Кинетика процессов, происходящих с участием фотовозбужденных молекул. Сенсibilизаторы, Сенсibilизированные фотохимические реакции. Основные различия реакций с фотохимическим и термическим инициированием. Фотохимические процессы в атмосфере, фотосинтез.</p> <p>Цепные реакции. Примеры реакций, протекающих по цепному механизму. Особенности и основные стадии цепных реакций. Механизмы зарождения, развития и обрыва цепей. Линейный и квадратичный обрыв цепей. Звено цепи, длина цепи. Неразветвленные и разветвленные цепные реакции. Кинетика неразветвлённых цепных реакций. Стадии разветвленной цепной реакции. Вероятность обрыва и разветвления цепи. Развитие разветвленных цепных реакций во времени, стационарный и нестационарный режимы течения реакции. Предельные явления в разветвлённых реакциях. Нижний и верхний пределы воспламенения (взрыва) цепной реакции. Полуостров воспламенения.</p>	Всего аудиторных часов		
		4	4	
		Онлайн		
		4		
15 - 16	<p>Катализ</p> <p>Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Основные закономерности каталитических реакций. Влияние катализатора на термодинамические и кинетические характеристики химических реакций. Селективность действия катализатора. Каталитическая активность, удельная каталитическая активность. Гомогенный катализ. Слитный и раздельный механизмы каталитических реакций, энергетические диаграммы</p>	Всего аудиторных часов		
		2	2	
		Онлайн		
		2		

	<p>взаимодействия реагентов с катализатором. Общий и специфический кислотно-основной катализ. Эффективная константа скорости реакции, катализируемой веществами с кислотно-основными свойствами. Каталитические константы скорости реакции. Гетерогенный катализ. Скорость гетерогенно-каталитической реакции. Типы гетерогенных катализаторов. Закон действующих поверхностей. Роль адсорбции в гетерогенном процессе. Кинетика гетерогенно-каталитических реакций, не лимитируемых диффузией. Отравление катализаторов.</p>			
--	---	--	--	--

Сокращенные наименования онлайн опций:

Обозначение	Полное наименование
ЭК	Электронный курс
ПМ	Полнотекстовый материал
ПЛ	Полнотекстовые лекции
ВМ	Видео-материалы
АМ	Аудио-материалы
Прз	Презентации
Т	Тесты
ЭСМ	Электронные справочные материалы
ИС	Интерактивный сайт

ТЕМЫ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

Недели	Темы занятий / Содержание
	<i>6 Семестр</i>
1 - 2	<p>Химическая термодинамика Входной контроль. Основные понятия и определения. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект химического процесса. Основное стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ. Применение закона Гесса для вычисления тепловых эффектов химических и физико-химических процессов.</p>
3 - 4	<p>Химическая термодинамика Второй закон термодинамики. Тепловая теорема Нернста, постулат Планка (третье начало термодинамики). Статистическая интерпретация второго начала термодинамики, уравнение Больцмана-Планка. Объединенное уравнение I и II законов термодинамики. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса как критерии направленности процессов и равновесия в закрытых системах.</p>
5	<p>Химическая термодинамика Системы переменного состава. Химический потенциал компонента системы. Зависимость химического потенциала от давления и температуры. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процесса в системах переменного состава.</p>

6 - 7	<p>Химическое равновесие Системы переменного состава. Химический потенциал компонента системы. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процесса в системах переменного состава. Термодинамическая константа химического равновесия и эмпирические константы химического равновесия (K_x, K_s, K_p, K_r). Влияние различных факторов на константу равновесия. Расчет констант равновесия химических реакций из стандартных термодинамических функций веществ. Вычисление констант равновесия химических реакций по справочным данным о константах равновесия реакций образования соединений из простых веществ.</p>
8	<p>Фазовое равновесие Фаза, компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Применение правила фаз Гиббса для анализа фазовых равновесий в однокомпонентных системах.</p>
9 - 10	<p>Растворы Основы термодинамики растворов. Парциальные мольные величины Классификации растворов. Коллигативные свойства разбавленных растворов нелетучих веществ в летучем растворителе. Использование коллигативных свойств для определения молярной массы, степени диссоциации или степени ассоциации растворенного вещества. Термодинамическое описание свойств растворов электролитов. Активности и коэффициенты активности электролита и ионов в растворе, средние ионные коэффициенты активности. Основные положения электростатической теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Предельный закон Дебая-Хюккеля, второе и третье приближения теории.</p>
11 - 12	<p>Электрохимические системы Электрохимические системы (цепи). Возникновение скачка потенциала на границе раздела проводников I и II рода. Электродвижущая сила гальванического элемента, условный электродный потенциал (потенциал в водородной шкале). Связь ЭДС гальванической цепи с электродными потенциалами. Уравнение Нернста. Классификация электродов и уравнение Нернста для потенциала электродов всех видов. Типы гальванических элементов: химические, концентрационные, с переносом, без переноса. Методика измерения ЭДС и электродных потенциалов. Химические источники тока.</p>
13	<p>Кинетика химических реакций Термодинамическая возможность процесса и его практическая (кинетическая) осуществимость. Основные понятия формальной кинетики: скорость химической реакции, молекулярность, частный и общий порядок. Основной постулат химической кинетики, кинетическое</p>

	уравнение скорости реакции. Кинетика простых и формально простых односторонних гомогенных реакций. Реакции первого, второго и третьего порядков. Теории химической кинетики: теория активных (бинарных) соударений (ТАС) и теория переходного состояния (активированного комплекса) (ТПС или ТАК). Фотохимические реакции, первичные и вторичные фотохимические процессы. Законы фотохимии: Гротгуса-Дрепера и Эйнштейна-Штарка. Квантовый выход.
14 - 15	Катализ Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Основные закономерности каталитических реакций. Влияние катализатора на термодинамические и кинетические характеристики химических реакций. Селективность действия катализатора. Каталитическая активность, удельная каталитическая активность. Гомогенный катализ. Гетерогенный катализ.

5. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

- Изучение курса физическая химия с привлечением off-line и on-line технологий. offline практические занятия и дистанционные формы (лекции, практические занятия, контрольные работы, домашние задания, тестирование) с использованием платформ zoom и skype для бизнеса.
- Работа студентов с электронными учебниками на сайте online.mephi.ru (общая химия <https://online.mephi.ru/course/view.php?id=224>, электрохимические процессы <https://>)
- Онлайн тестирование, компьютерный тренинг по темам (система online.mephi.ru)
- Подготовка рефератов и электронных презентаций лекций

6. ТРЕБОВАНИЯ К ФОНДУ ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ В РАМКАХ РЕАЛИЗУЕМОЙ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Фонд оценочных средств (Приложение ФОС)

Вопросы для контроля подготовки к тестовым заданиям, контрольным работам, коллоквиумам

Вопросы для самоконтроля подготовки к занятиям

Вопросы к итоговому контролю по разделам

Вопросы к экзамену

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

ОСНОВНАЯ ЛИТЕРАТУРА:

1. 544 Е70 Основы общей и физической химии : учебное пособие для вузов, Долгопрудный: Интеллект, 2012
2. ЭИ Г 18 Физическая и коллоидная химия : учебное пособие, Санкт-Петербург: Лань, 2020
3. ЭИ Б 43 Физическая и коллоидная химия. Задачи и упражнения: учебное пособие : , Moscow: Проспект, 2016
4. 544 Б78 Краткий курс физической химии : учеб. пособие для вузов, Б. С. Бокштейн, М. И. Менделев, М.: ЧеРо; МИСИС, 2002

ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА:

1. 544 З-19 Закономерности протекания химических реакций (химическая термодинамика, кинетика, равновесие) : учебное пособие по курсу общей химии, Москва: НИЯУ МИФИ, 2015
2. 54 Э90 Физическая химия Т.1 , , Москва: Мир, 1980
3. 54 Э90 Физическая химия Т.2 , , Москва: Мир, 1980
4. 544 С86 Физическая химия : учебник для вузов, А. Г. Стромберг, Д. П. Семченко, М.: Высш. школа, 2006
5. 544 Г70 Основы физической химии : учебник для вузов, В. И. Горшков, И. А. Кузнецов, Москва: Бинوم. Лаборатория знаний, 2010
6. 544 П75 Химическая термодинамика : , и. Пригожин, Р. Дефей, Москва: Бинوم. Лаборатория знаний, 2009
7. 544 Г52 Физическая химия : лабораторный практикум, М. А. Глаголева, М. Ф. Звончевская, В. И. Петров, Москва: МИФИ, 2008
8. 544 С16 Физическая химия. Термодинамика : учебное пособие для вузов, Р. Р. Салем, Москва: Физматлит, 2004

ПРОГРАММНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ:

Специальное программное обеспечение не требуется

8. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

1. атомно-эмиссионный спектрометр с индуктивно-связанной плазмой (Б-302)
2. ИК-спектрометр (Б-308)
3. вольт-амперометрические анализаторы (Б-302, Б-308)
4. газово-жидкостной хроматограф (Б-302)
5. ионный хроматограф (Б-203)

6. флуориметрические анализаторы (Б-308)
7. кондуктометрические анализаторы (Б-308)
8. спектрофотометры ()
9. рН-метры (Б-308, Б-302)

Автор(ы):

Ананьева Елена Алексеевна, к.хим.н., доцент

Глаголева Марина Алексеевна, к.т.н., доцент

Рецензент(ы):

Заведующий кафедрой «Общей химии» РХТУ им.
Д.И. Менделеева профессор, д.х.н. Соловьев С.Н.