Министерство науки И ВЫСШЕГО образования российской федерции

федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования

«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

**Озерский технологический институт-**

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования «Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

**(ОТИ НИЯУ МИФИ)**

«УТВЕРЖДАЮ»

Руководитель ОТИ НИЯУ МИФИ

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ О.В.Федорова

«\_30\_»\_августа\_\_\_\_\_\_\_ 2021\_\_ г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

|  |  |
| --- | --- |
| Направление подготовки (специальность) | 18.05.02 Химическая технология материалов современной энергетики |
| Профиль подготовки (при его наличии) | Химическая технология |
| Наименование образовательной программы (специализация) | Химическая технология материалов современной энергетики |
| Квалификация (степень) выпускника | Инженер |
| Форма обучения | очная |

Озерск 2021

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **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** |
| 5 |  |  |  | 26 | 26 | 16 | 34 | 0 | Э |
| 6 |  |  |  | 18 | 18 | 16 | 26 | 0 | Э |
| 7 |  |  |  | 16 | 18 | 16 | 25 | 0 | Э |
| ИТОГО | 30.00 | 14 | 255 | 60 | 62 | 48 | 85 | 0 |  |

**Аннотация**

Дисциплина «Физическая химия предусматривает изучение студентами специальности «Химическая технология материалов современной энергетики» теоретических и экспериментальных методов физики, которые используются при изучении химических явлений. К экспериментальным методам относят термохимию, потенциометрию кондуктометрию.

Дисциплина «Физическая химия предусматривает также изучение формальной кинетики, теории химических процессов; овладение навыками применения теоретических законов к решению практических вопросов химической технологии.

1. Цели освоения учебной дисциплины

Целью освоения учебной дисциплины «Физическая химия» является формирование научного мировоззрения инженера химика-технолога в области теории химических процессов, овладение навыками применения теоретических законов к решению практических вопросов химической технологии. В процессе изучения дисциплины ставятся задачи:

Изучение и объяснение основных закономерностей, определяющих направленность химических процессов, скорость их протекания, влияние на них среды, примесей и т.п., условия получения максимального выхода продуктов реакции.

Установление связи между строением вещества и его реакционной способностью.

Изучение основных законов физической химии.

Развитие у студентов навыков логического мышления.

Формирование у студентов системы понятий и диалектико-материалистического мировоззрения.

**Задачи дисциплины**

К главным задачам физической химии можно отнести изучение и объяснение основных закономерностей, определяющих направленность процессов, скорость их протекания, влияния на них среды, примесей, условия получения максимального выхода необходимых продуктов.

Основными направлениями физической химии является изучение строения вещества и его свойств в различных агрегатных состояниях: химическая термодинамика, включая термохимию и учение о равновесиях; растворы; электрохимия; кинетика химических реакций

**2. МЕСТО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ООП ВПО**

Учебная дисциплина «Физическая химия» входит в образовательный модуль базовой части математического и естественнонаучного цикла дисциплин ФГОС ВПО по подготовке выпускников по специальности «Химическая технология материалов современной энергетики».

Данная дисциплина является основой, на которой базируется изучение других химических дисциплин: «Коллоидная химия», «Металлургия ядерного горючего».

Для изучения данной дисциплины студент должен обладать знаниями:

- неорганической химии;

- аналитической химии;

- некоторых разделов математики: математический анализ, линейная алгебра;

- теоретических основ электротехники; информатики.

Успешное освоение курса связано с изучением и освоением ряда разделов из математики (дифференцирование и интегрирование), физики, философии (материя и основные формы ее существования).

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

Процесс изучения дисциплины направлен на изучение следующих компетенций: ОПК-1, ОПК-2, ПК-1

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ОПК-1 | Способен использовать математические, естественнонаучные и инженерные знания для решения своей профессиональной деятельности. | З-ОПК-1. Знать: математический аппарат, физические и химические законы, необходимые для решения профессиональных задач в области химии и технологии ядерного топливного цикла, основные теоретические положения смежных естественнонаучных дисциплин  У-ОПК-1 Уметь: определять необходимость привлечения дополнительных знаний из специальных разделов математических и естественнонаучных дисциплин, необходимых в профессиональной деятельности, применять знания математики и естественнонаучных дисциплин для анализа и обработки результатов химических экспериментов.  В-ОПК-1. Владеть: навыками использования теоретических основ базовых разделов математики и естественнонаучных дисциплин при решении задач в области химии и технологии ядерного топливного цикла. |
| ОПК-2 | Способен использовать современное технологическое и аналитическое оборудование в профессиональной и научно-исследовательской деятельности | З-ОПК-2 Знать: современное технологическое и аналитическое оборудование, применяемое в атомной промышленности, способы его использования при проведении научных исследований.  У-ОПК-2 Уметь: обоснованно выбирать технологическое и аналитическое оборудование для решения задач своей профессиональной деятельности; уметь анализировать полученные результаты научных исследований.  В-ОПК-2 Владеть: навыками работы на современном технологическом и аналитическом оборудовании и проведения с его использованием научных исследований |
| ПК-1 | Способен самостоятельно выполнять исследования с использованием современной аппаратуры и методов исследования в области объектов профессиональной деятельности, проводить корректную обработку результатов и устанавливать адекватность моделей | З-ПК-1 Знать: методики проведения комплексных исследований в промышленных и лабораторных условиях методики обработки и обобщения полученных результатов, методики адекватности и анализ исследуемой математической зависимости.  У-ПК-1 Уметь: проводить все основные промышленные и лабораторные исследования в области исследования современной энергетики с использованием современной аппаратуры, проводить предварительную оценку методов исследований, выбирать оптимальную методику, грамотно осуществлять исследование и самостоятельно обрабатывать  В-ПК-1 Владеть:  современными тенденциями постановки и планирования эксперимента, последними научными достижениями в области проведения  промышленных и лабораторных исследований с использованием новейшей аппаратуры, современными методами обработки полученных результатов и математического аппарата  , разработки стратегий действий |

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\*\*** |
|  | ***5 семестр*** |  |  |  |  |  |  |  |
| 1 | Раздел 1 | 1-3 |  |  |  | ЛР,8 | КИ, 4 | 20 |
| 2 | Раздел 2 | 4-6 |  |  |  | ЛР,10 | КИ, 8 | 20 |
| 3 | Раздел 3 | 7-8 |  |  |  |  |  |  |
| 4 | Раздел 4 | 9-10 |  |  |  | ЛР,12 |  |  |
| 5 | Раздел 5-6 | 11-13 |  |  |  |  | КИ,16 | 10 |
| 6 |  |  |  |  |  |  | Э | 50 |
| 7 | *Итого за 5 семестр* |  | 26 | 26 | 16 |  |  | 100 |
|  | ***6семестр*** |  |  |  |  |  |  |  |
| 1 | Раздел 1-2 | 1-5 |  |  |  | ЛР 9 | КИ, 4 | 20 |
| 2 | Раздел 3 | 6-7 |  |  |  | ЛР-11 | КИ, 10 | 20 |
| 3 | Раздел 4 | 8-9 |  |  |  |  | КИ, 14 | 10 |
| 4 | *Итого за 6 семестр* |  | 18 | 18 | 16 |  | Э | 100 |
|  | ***7 семестр*** |  |  |  |  |  |  |  |
| 1 | Раздел 1 | 1-4 |  |  |  | ЛР1-2,8 | КИ, 4 | 20 |
| 2 | Раздел 2 | 5-6 |  |  |  | ЛР-3,10 | КИ,8 | 20 |
| 3 | Раздел 3-5 | 7-9 |  |  |  |  | КИ,15 | 10 |
|  |  |  |  |  |  |  | Э | 50 |
|  | *Итого за 7 семестр* |  | 16 | 18 | 16 |  |  | 100 |
|  | ИТОГО |  | 60 | 62 | 48 |  |  |  |

\* – 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:

КИ Контроль по итогам

КАЛЕНДАРНЫЙ ПЛАН

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Недели** | **Содержание / Темы занятий** | **Лек., час.** | **Пр./сем., час.** | **Лаб., час.** |
|  | *5 семестр* | 26 | 26 | 16 |
| 1 - 3 | **Первое начало термодинамики.**  Термодинамические системы и термодинамические параметры. Экстенсивные и интенсивные свойства системы. термодинамический процесс. Функции состояния и функции процесса. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Теплота и работа как формы передачи энергии. Формулировки первого начала термодинамики. Механическая работа (работа расширения) и полезная работа. Применение 1-го начала термодинамики к равновесным процессам изменения состояния системы. Взаимосвязь теплоты, работы и изменения внутренней энергии в изохорном, изобарном и изотермическом процессах.  Теплоемкость веществ, молярная теплоемкость. Теплоемкость твердых веществ и жидкостей, теплоемкость идеальных газов. Взаимосвязь ср и сv. Зависимость теплоемкости от температуры, степенные ряды. Зависимость энтальпии и внутренней энергии от температуры.  Термохимия. Тепловой эффект химического процесса. Стандартные состояния для индивидуальных веществ. Стандартные энтальпии образования и сгорания соединений. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Связь тепловых эффектов при постоянном объеме и при постоянном давлении. Изменение энтальпии при фазовых переходах.  Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Вывод и анализ уравнения Кирхгоффа. |  |  |  |
| 4 - 6 | **Второе начало термодинамики.**  Равновесные и неравновесные, обратимые и необратимые, самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Работа равновесного и неравновесного процессов.  Второе начало термодинамики, формулировки второго начала. Введение понятия энтропии. Энтропия и ее свойства. Энтропия как критерий равновесия и направления самопроизвольного процесса в изолированных системах.  Зависимость энтропии от температуры, давления и объема. Расчет изменения энтропии в различных процессах, связанных с изменением состояния идеального газа. изменение энтропии в процессе смешения идеальных газов. Изменение энтропии при фазовых переходах.  Постулат Планка (третий закон термодинамики). Статистическая интерпретация второго начала термодинамики. Вычисление абсолютной энтропии вещества. Расчет изменения энтропии химической реакции при различных температурах.  Объединенное уравнение I и II законов термодинамики. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса как критерии направления и предела протекания процессов в закрытых системах. Зависимость энергии Гельмгольца и энергии Гиббса от параметров состояния. Характеристические функции. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Расчет изменения 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. Химический потенциал идеального газа. Химический потенциал компонента смеси идеальных газов.  Реальные газы. Ограничения в применении уравнения Менделеева-Клапейрона к реальным газам. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Химический потенциал реального газа. Фугитивность. Коэффициент фугитивности. Приближенный расчет фугитивности при невысоких давлениях |  |  |  |
| 7-8 | **Химическое равновесие.**  Характеристика химического равновесия. Закон действующих масс, термодинамический вывод. Термодинамическая (стандартная) и эмпирические константы химического равновесия. Способы выражения состава равновесной смеси, соотношения между эмпирическими константами равновесия Кр, КС, Кх. Связь термодинамической константы равновесия Ка с эмпирическими (концентрационными) константами равновесия для реакций между веществами в состоянии идеального газа. Выражение константы равновесия для гомогенных и гетерогенных реакций, идеальных и неидеальных реакционных систем. Влияние давления и примеси инертного газа на смещение химического равновесия.  Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа (вывод и анализ). Химическое сродство. Уравнение стандартного химического сродства. Влияние температуры на константу химического равновесия. Уравнение изобары и изохоры химической реакции Вант-Гоффа (вывод и анализ). Интегрирование уравнения Вант-Гоффа. Расчет теплового эффекта химической реакции на основании зависимости константы равновесия от температуры.  Экспериментальные методы расчета констант химического равновесия. Расчет констант равновесия из стандартных величин термодинамических функций, методом Темкина-Шварцмана. Расчета констант равновесия химических реакций по справочным данным. |  |  |  |
| 9-10 | **Фазовые равновесия и растворы. Общая характеристика термодинамических свойств раствора.**  Классификация растворов. Способы выражения состава раствора, концентрация раствора. Парциальные молярные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема (вывод и анализ). Методы определения парциальных молярных величин. Относительные парциальные молярные величины (парциальные молярные функции смешения). Изменение термодинамических свойств при образовании растворов из чистых компонентов. Термодинамические функции смешения идеальных растворов. Равновесие «идеальный раствор – пар». Закон Рауля, его термодинамическое обоснование. Графическая интерпретация закона Рауля.  Предельно разбавленные растворы (компоненты раствора неограниченно растворимы друг в друге). Уравнение химического потенциала для растворителя и растворенного вещества.  Неидеальные (реальные) растворы. Зависимость давления насыщенного пара компонентов раствора от концентрации. Характер отклонений (положительное и отрицательное) от закона Рауля. Активность и коэффициент активности. Термодинамические функции смешения для неидеальных растворов. Стандартные состояния компонентов раствора. Симметричная и несимметричная системы сравнения. Расчет активности и коэффициентов активности компонента раствора при симметричной системе стандартных состояний по зависимости давления его насыщенного пара над раствором.  Разбавленные растворы нелетучих веществ в летучих растворителях. Особенности их свойств. Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором по сравнению с чистым растворителем; повышение температуры кипения. Осмос. Криоскопия. Эбуллиоскопия. |  |  |  |
| 11-12 | **Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.**  Основные понятия: фаза, компонент, число степеней свободы. Условия фазового равновесия.Правило фаз Гиббса (без вывода). Диаграмма фазовых равновесий для однокомпонентной системы: диаграмма состояния воды, диаграмма состояния диоксида углерода. Характеристика полей и линий диаграммы. Тройная точка. Применение правила фаз Гиббса к однокомпонентной системе. Вывод и анализ уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Зависимость температуры плавления от внешнего давления. Интегральные формы уравнения Клапейрона-Клаузиуса для процесса плавления-кристаллизации.  Зависимость давления насыщенного пара над жидкостью и твердой фазами от температуры. Интегральные формы уравнения Клапейрона -Клаузиуса для процессов испарения и возгонки. Определение координат тройной точки. Взаимосвязь энтальпий плавления, испарения и возгонки в тройной точке.  Применение уравнения Клапейрона-Клаузиуса для расчета изменения термодинамических функций при фазовых превращениях. Эмпирическое правило Трутона. |  |  |  |
| 13 | **Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах.**  Равновесия пар – жидкий раствор в бинарных системах; законы Коновалова. диаграммы равновесия пар – жидкий раствор для идеальных и реальных систем. Правило рычага. Разделение неограниченно смешивающихся жидкостей методом перегонки.  Кристаллизация из растворов. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем: диаграммы плавкости неизоморфной смеси, диаграммы с неограниченной и ограниченной растворимостью компонентов в твердом состоянии; диаграммы с образованием химических соединений, плавящихся конгруэнтно. |  |  |  |
|  | *6 семестр* | 18 | 18 | 16 |
| 1 - 2 | **Растворы электролитов.**  Электролиты. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень и константа диссоциации. Закон разведения Оствальда. Механизм электролитической диссоциации. Истинные и потенциальные электролиты. Протонные и апротонные растворители. Сольватация ионов.  Термодинамика растворов электролитов. Активность ионов, коэффициент активности. Средние ионные коэффициенты активности. Правило ионной силы. Электростатическая теория сильных электролитов. Равновесия в растворах электролитов. Теории кислот и оснований Бренстеда и Лоури; Льюиса. |  |  |  |
| 3 - 5 | **Электрическая проводимость растворов электролитов.**  Движение ионов в электрическом поле. Подвижность и числа переноса ионов.  Удельная и эквивалентная электрические проводимости. Зависимость электрической проводимости от концентрации и других факторов. Электрическая проводимость сильных электролитов. Теория Онзагена. Электрофоретический и релаксационный эффекты. Кондуктометрия и кондуктометрическое титрование. |  |  |  |
| 6-7 | **Равновесные электродные процессы.**  Основные понятия. ЭДС электрохимической системы. Электродный потенциал. Строение двойного электрического слоя на границе раствор – металл. Термодинамика обратимых электрохимических систем. Классификация обратимых электродов: электроды первого и второго рода; газовые и окислительно-восстановительные электроды. Электрохимические цепи. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Простые и сложные химические элементы (водородно-кислородный элемент, свинцовый аккумулятор и др.).  Диффузионный потенциал. Зависимость ЭДС гальванических элементов от температуры. Применение теории электрохимических систем к изучению равновесия в растворах. Потенциометрия. |  |  |  |
| 8-9 | **Неравновесные электродные процессы.**  Скорость электрохимической реакции. Электродная поляризация. Диффузионное перенапряжение. Перенапряжение перехода. Другие виды перенапряжения. электролитическое выделение водорода. Электролиз. Напряжение разложения. Поляризационные явления в химических источниках тока. Электрохимическая коррозия металлов. |  |  |  |
|  | *7 семестр* | 16 | 18 | 16 |
| 1-4 | **Формальная кинетика.**  Общие понятия и определения. Механизмы химических реакций. Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действия масс. Принцип независимости скоростей элементарных химических реакций. Условия материального баланса. Молекулярность и порядок реакции.  Кинетика химических реакций в закрытых системах. Кинетика необратимых реакций первого порядка, второго порядка, третьего порядка, n-го порядка. Методы определения порядка реакции: интегральные методы определения порядка реакции, дифференциальный метод Вант-Гоффа.  Кинетика сложных реакций: обратимых реакций первого порядка; параллельных и последовательных реакций. Метод стационарных концентраций Боденштейна. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. |  |  |  |
| 5 | **Кинетика реакций в растворах.**  Скорость химических реакций в растворах. Применение теории активного комплекса к реакциям в растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Влияние среды на константу скорости реакции. Кинетика ионных реакций в растворах. Влияние ионной силы раствора на скорость реакции. Солевые эффекты. |  |  |  |
| 6 | **Цепные и фотохимические реакции**  Основные понятия кинетики цепных реакций: особенности и основные стадии цепных реакций, механизм зарождения, развития и обрыва цепей.  Кинетика цепных реакций: неразветвленных и разветвленных.  Фотохимические реакции. Механизм активации. Законы фотохимии. Квантовый выход. |  |  |  |
| 7 | **Механизмы химических реакций**  Теория активных соударений. Стерический фактор.Теория переходного состояния (активированного комплекса) |  |  |  |
| 8 | **Катализ.**  Активность и селективность действия катализатора. Простейшие механизмы взаимодействия реагентов с катализатором. Автокатализ.  Гомогенный катализ: общий и специфичный кислотно-основной катализ. кинетические закономерности.  Гетерогенный катализ. Особенности гетерогенно-каталитических реакций. Основные стадии гетерогенно-каталитического процесса. Роль диффузии в кинетике гетерогенно-каталитических реакций. Внешне- и внутренне-диффузионная области процесса. Роль адсорбции в гетерогенно-каталитических реакциях. Изотерма адсорбции Ленгмюра. Активные центры Кинетическое описание гетерогенно-каталитической реакции.  Ферментативный катализ. Основные представления о строении ферментов. причины их высокой активности и селективности. Кинетика ферментативных реакций. |  |  |  |

ТЕМЫ практических занятий

|  |  |
| --- | --- |
| **Недели** | **Содержание / Темы занятий** |
|  | ***5семестр*** |
| 1 - 4 | Первый закон термодинамики. Зависимость теплового эффекта от температуры. Термохимические расчеты. |
| 5- 7 | Второй закон термодинамики. Вычисление изменения энтропии в различных процессах. |
| 8 | Вычисление изменения энергии Гиббса и энергии Гельмгольца в различных процессах. |
| 9-10 | Химическое равновесие. |
| 11 | Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Применение уравнения Клапейрона-Клаузиуса к процессам фазового перехода. |
| 12-13 | Термодинамические характеристики растворов и процессов их образования.  Разбавленные растворы. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. |
|  | |
|  | ***6 семестр*** |
| 1-2 | Электрическая проводимость. Равновесия в растворах электролитов. |
| 3-5 | Электродные потенциалы. ЭДС электрохимических цепей. |
| 6-7 | Химические источники тока. |
| 8 | Термодинамический расчет электрохимических систем в равновесном состоянии. |
| 9 | Электролиз водных растворов без выделения металлов |
|  | ***7 семестр*** |
| 1-2 | Кинетика односторонних реакций. |
| 3 | Определение порядка односторонних реакций. |
| 4 | Кинетика обратимых реакций. Кинетика последовательных реакций. |
| 5 | Зависимость скорости реакции от температуры. |
| 6-7 | Теоретические основы расчета константы скорости реакции.  Кинетика фотохимических и цепных реакций. |
| 8 | Кинетика реакций в растворах. |
| 9 | Гомогенный и гетерогенный катализ. |

**ТЕМЫ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ**

|  |  |
| --- | --- |
| **Недели** | **Содержание / Темы занятий** |
|  | ***5семестр*** |
| 7=8 | Определение интегральной теплоты растворения соли. |
| 9 - 10 | Криометрия |
| 11-12 | Изучение кристаллизации бинарных смесей. |
|  | ***6 семестр*** |
| 10 - 11 | Определение константы ионизации слабого электролита методом электрической проводимости. |
| 12 - 13 | Измерение ЭДС элемента Якоби-Даниеля. Определение потенциалов отдельных электродов. |
| 14 | Определение напряжения разложения водных растворов электролитов. |
| 15 | Потенциометрия |
|  | ***7 семестр*** |
| 8 | Кинетика разложения муравьиной кислоты под действием серной кислоты. |
| 9 | Кинетика иодирования ацетона. |
| 10 | Определение порядка реакции окисления иодид-ионов ионами трехвалентного железа. |
| 11 | Изучение скорости разложения мурексида в кислой среде |

Компетенций через планируемые результаты обучения

Связь между формируемыми компетенциями и планируемыми результатами обучения представлена в следующей таблице:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Код** | **Проектируемые результаты освоения дисциплины и индикаторы формирования компетенций** | | | **Средства и технологии оценки** |
| **Знать (З)** | **Уметь (У)** | **Владеть (В)** |
| ОПК-1  ОПК-2 ПК -1 | З-1 | У-1 | В-1 | 5 семестр:  КР1, КР2, КР3,  ЛР1, ЛР2, ЛР3, ЛР4  ИДЗ, Э |
| ОПК-1  ОПК-2 ПК -1 | З=1 | У1 | В-1 | 6 семестр:  КР1, КР2, КР3,  Л1, Л2, Л3, Л4,  ИДЗ, Э |
| ОПК-1  ОПК-2 ПК -1 | З-1 | У-1 | В1 | 7 семестр  КР1, КР2, КР3,  Л1, Л2, Л3, Л4,  ИДЗ, Э  , |

**Индивидуальные домашние задания.**

Каждый студент выполняет индивидуальные домашние задания, состоящие из многовариантных задач из учебного пособия: Сборник примеров и задач по физической химии. / И.В. Кудряшов, Г.С. Каретников. – М.: Альянс, 2015.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| № п/п | Раздел дисциплины | Тема |
| 1 | Химическая термодинамика | 1.1 Первый закон термодинамики, гл.VI, задачи 1, 4, 5  1.2 Второй закон термодинамики, гл. VII, задачи 1,3   * 1. Разбавленные растворы, гл. XIV, задача 1   1.4 Химическое равновесие, гл. XVII, задача 1 |
| 2 | Электрохимия | 2.1. Электрическая проводимость. Равновесие в растворах электролитов, гл. XVIII, задачи 1, 4  2.2. Электродные потенциалы, электродвижущие силы, гл. XIХ, задача 1, 3 |
| 3 | Кинетика химических реакций и катализ | 3.1. Кинетика необратимых реакций, гл. XXI задача 1.  Зависимость скорости реакции от температуры, гл. XXIII задача 1.  3.2. Кинетика фотохимических реакций, гл. XXV задача 1. |

**ВОПРОСЫ К ЭКЗАМЕНУ**

**«Химическая термодинамика»**

1. Теплота и работа. Первое начало термодинамики.

2. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.

3. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа.

4. Теплоемкость, зависимость теплоемкости от температуры.

5. Определение интегральной теплоты растворения калориметрическим методом.

6. Второй закон термодинамики. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы.

7. Изменение энтропии – критерий равновесия и самопроизвольного течения процессов в изолированных системах.

8. Характеристические функции (U, G, Н, F).

9. Химический потенциал идеальных газов

10. Интегральная и дифференциальная теплота растворения.

11. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнение изобары реакции.

12. Классификация растворов. Концентрация растворов.

13. Парциальные молярные величины.

14. Теплота растворения и разбавления.

15. Интегральная и дифференциальная теплота растворения.

16. Растворы. Свойства растворов неэлектролитов.

17. Закон Рауля. Давление пара в идеальных системах.

18. Температура кипения идеального раствора.

19. Температура замерзания идеального раствора.

20. Осмос. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа.

21. Термодинамические свойства идеальных растворов.

22. Неидеальные растворы: предельно разбавленные, регулярные и атермальные растворы.

23. Активность, коэффициент активности. Стандартное состояние.

24. Фазовое равновесие. Общие условия фазового равновесия.

25. Равновесие фаз в однокомпонентной системе. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.

26. Диаграмма состояния воды.

27. Диаграмма состояния диоксида углерода.

28. Равновесие «жидкий раствор-пар» в двухкомпонентных системах.

29. Состав пара над раствором.

30. Диаграммы «состав-температура кипения» для идеальных и реальных систем.

31. Перегонка жидкости

32. Построение диаграммы плавкости по кривым охлаждения. Диаграмма состояния изоморфной смеси.

33. Диаграмма системы с полной нерастворимостью компонентов в твердом состоянии.

34. Диаграмма состояния смеси компонентов, образующих устойчивое химическое соединение.

35. Диаграмма состояния смеси компонентов с ограниченной растворимостью компонентов в твердом состоянии.

**«Электрохимия»**

1. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Закон разведения Оствальда для электролитов типа АВ и АВ2.

2. Свойства растворов сильных электролитов. Активность и коэффициент активности. Правило ионной силы. ПЗДГ.

3. Движение ионов в электрическом поле. Абсолютная скорость. Числа переноса.

4. Удельная и молярная электрическая проводимость. Зависимость удельной и молярной электрической проводимости слабых электролитов от концентрации.

5. Электроды первого рода. Схема электрода. Электродная реакция. Электродный потенциал.

6. Классификация обратимых электродов: водородный электрод (в кислой и щелочной среде).

7. Электроды второго рода: каломельный и хлорсеребряный электроды.

8. Окислительно-восстановительные электроды.

9. Возникновение скачка потенциала на границе раствор – металл.

10 Строение двойного электрического слоя на границе раствор – металл.

11. ЭДС электрохимической системы. Электродный потенциал.

12. Потенциометрия. Определение средних ионных коэффициентов активности электролитов в растворах.

13. Потенциометрия. Расчет стандартной энергии Гиббса образования иона в растворе по стандартному электродному потенциалу соответствующего металла.

14. Потенциометрия. Определение рН раствора с использованием хингидронного электрода.

15. Термодинамика обратимых электрохимических систем.

16. Электродная поляризация.

17. Диффузионное перенапряжение.

18. Перенапряжение при электролитическом выделении водорода.

19. Электролиз. Напряжение разложения.

**«Химическая кинетика и катализ»**

1.Основы химической кинетики: скорость химической реакции. Закон действия масс.

Молекулярность и порядок реакции. Кинетика односторонних реакций первого порядка.

2. Кинетика односторонних реакций второго порядка. Вывод интегральной формы кинетического уравнения второго порядка.

3. Кинетика односторонних реакций n-порядка. Вывод интегральной формы кинетического уравнения

4. Методы определения порядка реакции: метод подстановки, графический, метод избытка реагента, по времени половинного превращения.

5. Кинетика параллельных односторонних реакций.

6. Кинетика обратимых реакций первого порядка.

7. Автокаталитические реакции. Скорость реакций, время индукции.

Мономолекулярные реакции. Механизм протекания мономолекулярных реакций. Теория Линдемана.

8. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.

9. Цепные реакции. Основные стадии цепной реакции. Радикальные частицы, их получение. Кинетика неразветвленной цепной реакции.

5. **Образовательные технологии**

При реализации программы дисциплины «Физическая химия» используются различные образовательные технологии – во время аудиторных занятий (122 часа). Занятия проводятся в форме лекций (широко применяется компьютерная презентация), практических (семинарских) занятий, выполнения лабораторных работ.

Для контроля усвоения студентом разделов данного курса широко используются тестовые технологии с выборочным вариантом ответов, многовариантные домашние задания, которые позволяют судить об усвоении студентом данного курса; при защите лабораторных работ проводится собеседование в устной форме с интерактивным участием студентов.

Обсуждение контрольных вопросов при проведении аудиторных занятий.

Самостоятельная работа студентов (85часов) ***«Химическая технология материалов современной энергии»*** часов) подразумевает проработку лекционного материала, выполнение домашнего задания, подготовку к лабораторным работам с использованием рекомендуемой литературы.

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

• проведение контрольных опросов при проведении лекций и лабораторных занятий;

• проведение промежуточного семестрового контроля;

• выполнение индивидуальных заданий к лабораторному практикуму;

• заключительный зачет или экзамен.

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

а) ОСНОВНАЯ ЛИТЕРАТУРА:

1. Физическая химия: Учебник для хим. спец. вузов. / Под ред. А.Г. Стромберга. – Изд. 5-е, испр. – М.: Высшая школа, 2003. – 528 с.

2. Кудряшов И.В., Каретников Г.С. Сборник примеров и задач по физической химии. – М.: Альянс, 2014. – 528 с.

3. Краткий справочник физико-химических величин. / Под ред. А.А. Равделя. – М.: Альянс, 2014. – 156 с.

4. Ростунова Г.А. Методическое руководство к лабораторным работам по дисциплине Физическая химия. – Озерск: ОТИ МИФИ, 2013. – 68 с.

5. Ростунова Г.А. Методическое руководство к лабораторным работам по дисциплине Физическая химия (Раздел «Кинетика»). – Озерск: ОТИ МИФИ, 2020. – 57 с.

б) ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Физическая химия: в 2-х ч. / Под ред. К.С. Краснова. – М.: Высшая школа, 1995. – Ч. I, II.

2. Практические работы по физической химии./ Под ред. К.П. Мищенко, А.А. Равделя.– М.: Химия, 1983. – 342 с.

3. Панченков Г.М., Лебедев В.П. Химическая кинетика и катализ. – М.: Химия, 1985. – 590 с.

4. Эммануэль Н.М., Кнорре Д.Г. Курс химической кинетики. – М.: Высшая школа, 1984. – 462 с.

5. Стромберг А.Г., Лельчук Х.А., Картушинская А.И. Сборник задач по химической термодинамике. – М.: Высшая школа, 1985. – 362 с.

6. Глазов В.М. Основы физической химии. – М.: Высшая школа, 1981. – 456 с.

в) ПРОГРАММНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ И ИНТЕРНЕТ-РЕСУРСЫ:

Специальное программное обеспечение не требуется

**8. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)**

Учебная дисциплина обеспечена всей необходимой материально-технической базой: аудиторией, оснащенной презентационным оборудованием, компьютерной техникой для использования Интернет-ресурсов, проведения математических вычислений, библиотекой с необходимой литературой, учебно-методической документацией и материалами. Имеется также дисплейный класс (в стандартной комплектации) для тренинга студентов по прохождению тестовых заданий и самостоятельной работы; доступ к сети Интернет (во время самостоятельной подготовки).

Учебная дисциплина обеспечена учебно-методической документацией и материалами. Ее содержание должно быть представлено в локальной интернет-сети вуза. Имеется доступ к сети Интернет (во время самостоятельной подготовки).

**Программа составлена в соответствии с требованиями ОС ВО НИЯУ МИФИ по специальности «Химическая технология материалов современной энергетики».**

**Авторы:**

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_Г.А. Ростунова, доцент кафедры «Химия и химическая технология» ОТИ НИЯУ МИФИ;**

**Рецензент(ы)**

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_И.Г. Тананаев, д.х.н., профессор, член-корреспондент РАН**

Учебная программа рассмотрена на заседании кафедры «Химии и химической технологии» (ХиХТ) ОТИ НИЯУ МИФИ \_\_\_\_\_\_\_\_\_ 2021 года и рекомендована для подготовки специалистов.

Учебная программа утверждена на заседании методического совета института \_\_\_\_\_\_20....

протокол\_\_\_\_\_\_\_