УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ

 «ПОЛОЦКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

|  |  |
| --- | --- |
|  | УТВЕРЖДАЮПроректор по учебной работе УО ПГУ Д.В. Дук« » 2014 г.Регистрационный № УД\_\_\_\_\_/р |

## **ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

## **Учебная программа учреждения высшего образования по учебной дисциплине для специальности:**

## **1 – 48 01 03 «Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов»**

Факультет – ***инженерно-технологический.***

Кафедра – ***химии и ТПНГ.***
Курсы – ***второй/ второй\*, третий\****
Семестры – 3, 4/ 4\*, 5\*

|  |  |
| --- | --- |
| Лекции –70ч / **20\***чПрактические занятия – 70 ч ***/ 14\**** чЛабораторные занятия – ***70 ч / 20\****  чАудиторных часов по дисциплине – 210 ***ч / 54\* ч***Всего часов по учебной дисциплине – ***414*** ч /  | Экзамен – 3, 4 / 5\*Зачет – /4\*Форма получения высшего образования: ***дневная*** */****заочная\**** |

Составила к.х.н., доцент кафедры химии и ТПНГ Е.В. Молоток

**2014г.**

Учебная программа составлена на основании: типовой учебной программы для высших учебных заведений, утвержденной Министерством образования Республики Беларусь 04.08.2009 г. Регистрационный номер ТД-I.170/тип.

Рассмотрена и рекомендована к утверждению кафедрой химии и ТПНГ

 « \_\_\_\_»\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_2014г., протокол № \_\_\_\_\_

Зав. кафедрой химии и ТПНГ

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ /И.В.Бурая /

Одобрена и рекомендована к утверждению методической комиссией инженерно-технологического факультета «\_\_\_»\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_2014 , протокол № \_\_\_\_\_

Председатель методической комиссии

инженерно-технологического факультета

 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ /Д.П.Комаровский /

**ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА**

Учебная программа дисциплины «Физическая химия» разработана для студентов специальности 1 - 48 01 03 «Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов» на основании типовой учебной программы дисциплины.

В настоящее время задача химической подготовки современного инженера-технолога заключается не в накоплении фактических сведений о свойствах различных материалов, не в запоминании существующих технологических рекомендаций, а в развитии компетенций – приобретении химических знаний и умений, создании у него химического мышления, помогающего решать вопросы качества, надежности и многообразные частные проблемы физико-химического направления.

Для успешного освоения программы по физической химии студенты должны знать материал предшествующих дисциплин, таких как: «Теоретические основы химии», «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Аналитическая химия», а также «Физика» и «Высшая математика».

**Цель дисциплины** – формирование у студентов системного химического мышления, позволяющего учитывать совокупность факторов, при выборе или разработке оптимального, научно-обоснованного способа решения конкретной производственной или научно-технической проблемы.

**Задачи** изучения дисциплины определяются требованиями к подготовке инженеров химико-технологического профиля, положениями образовательного стандарта. Основные задачи дисциплины заключаются в приобретении студентами знаний и формировании базовых представлений об основах химической термодинамики, фазового равновесия, химического равновесия, кинетики химических реакций, электрохимии и катализа, необходимых ля изучения специальных дисциплин, а также приобретение навыков, позволяющих применять знания в физико-химических расчетах и в лабораторном практикуме.

**В процессе освоения данной дисциплины студент формирует и демонстрирует компетенции**, позволяющие:

– применять полученные базовые научно-теоретические знания для решения научных и практических задач;

– владеть системным и сравнительным анализом;

– владеть исследовательскими навыками;

– уметь работать самостоятельно;

– владеть междисциплинарным подходом при решении проблем;

– самостоятельно повышать свой профессиональный уровень;

– уметь работать в коллективе;

– работать с научной, нормативно-справочной и специальной литературой;

– пользоваться глобальными информационными ресурсами;

Для приобретения профессиональных компетенций в результате изучения дисциплины **студент должен**

**знать:**

– основы химической термодинамики, термохимии, термодинамики фазового равновесия, электрохимии, химической кинетики и катализа;

– термодинамические принципы описания химического равновесия;

– закономерности влияния различных факторов на состояние химического равновесия;

– принципы построения диаграмм состояния одно- и многокомпонентных гетерогенных систем;

– закономерности протекания электрохимических процессов на электродах и в гальванических элементах;

– закономерности влияния различных факторов на скорость химической реакции;

**уметь:**

– определять термодинамическую вероятность самопроизвольного протекания химической реакции и оценивать возможность ее практической реализации с учетом кинетических факторов;

– рассчитывать термодинамические характеристики процесса для заданных условий его проведения;

– применять термодинамический принцип смещения равновесия для выбора оптимальных условий проведения химической реакции или фазового превращения вещества;

– применять правило фаз Гиббса для объяснения фазовых превращений вещества и предсказания поведения гетерогенных химических систем при изменении температуры, давления и состава фаз;

– определять скорость, порядок и энергию активации химической реакции, концентрацию и степень превращения вещества по кинетическим данным;

– применять данные по электропроводности для расчета физико-химических свойств электролитов в водных растворах и количественно описывать электрохимические процессы на электродах и в гальванических элементах;

**владеть:**

– методиками количественного термодинамического описания химических и фазовых равновесий;

– методами установления кинетических особенностей протекания реакций.

**Самостоятельная работа студентов.** Цель самостоятельной работы – повышение качества подготовки и конкурентоспособности выпускников посредством формирования у них компетенций самообразования. Самостоятельная работа студентов предусматривает выполнение письменных проверочных работ (мини-контрольных), ознакомление с научной, научно-популярной, учебной литературой, подготовку к лабораторным работам и их защите, анализ конкретных ситуаций.

**Методы (технологии) обучения**. В процессе обучения используются педагогические технологии, способствующие вовлечению студентов в поиск и управление знаниями, приобретению опыта самостоятельного решения различных задач:

– технологии проблемно-модульного обучения на лекционных и практических занятиях, в самостоятельной деятельности;

– технологии учебно-исследовательской деятельности на лабораторных занятиях, в самостоятельной деятельности;

– коммуникативные технологии (дискуссия, мозговой штурм, учебные дебаты и др.) на лекционных и практических занятиях;

– метод анализа конкретных ситуаций на лекционных и практических занятиях.

Для управления учебным процессом и организации контрольно-оценочной деятельности используется рейтинговая система оценки учебной деятельности студентов.

**Средства диагностики результатов учебной деятельности студентов.**

Для контроля качества образования по дисциплине используются следующие средства диагностики:

* решение ситуационных задач (задач с избыточными или недостаточными исходными данными);
* выполнение письменных проверочных работ (мини-контрольных);
* защита лабораторных работ,
* экзамен.

**СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **№ п/п** | **Название темы** | **Наименование тем и их содержание** |
| **III семестр** |
| 1 | Ведение. | Предмет и содержание курса физической химии. Ее основные разделы. Исторические этапы развития. Теоретические методы физической химии: термодинамический, квантово-механический, квантово-статистический, молекулярно-кинетический. Экспериментальны методы. Значение физической химии для нефтепереработки и нефтехимии. |
| 2 | Первое начало термодинамики. | Закон сохранения и превращения энергии. Внутренняя энергия, теплота и работа. Функции состояния и функции процесса. Основные формулировки I начала термодинамики. Взаимосвязь теплоты, работы и изменения внутренней энергии в процессах. Вывод уравнения для расчета работы, изменения энтальпии и внутренней энергии в изотермическом, изохорическом, изобарическом процессах изменения состояния идеального газа. Приложение первого начала термодинамики.Вывод уравнения, связывающего тепловые эффекты при р, V – const. Термодинамическое обоснование закона Гесса для расчетов тепловых эффектов. Стандартное состояние вещества. Таблицы теплот образования из простых веществ и сгорания соединений в стандартных условиях. Их применение для вычисления тепловых эффектов химических реакций. Применение первого начала термодинамики для установления взаимосвязи тепловых эффектов промежуточных стадий сложных процессов.Зависимость тепловых эффектов химических реакций, теплот растворения от температуры. Вывод и анализ уравнения Кирхгоффа. Расчеты тепловых эффектов химических реакций при различных температурах, теплот агрегатных превращений, теплот растворения и разбавления. Интегрирование уравнения Кирхгоффа. Калориметрические методы измерения тепловых эффектов. |
| 3 | Второе начало термодинамики. | Термодинамически обратимые и необратимые процессы. Работа и теплота обратимого процесса. Энтропия. Аналитическое выражение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Применение энтропии как критерия равновесия и направления самопроизвольных процессов в изолированных системах. Вывод уравнений, выражающих зависимость энтропии твердых, жидких и газообразных веществ от температуры, давления, объема. Изменение энтропии в фазовых переходах. Вычисление изменения энтропии при охлаждении (нагревании) веществ. Применение таблиц стандартных величин для расчетов изменения энтропии в ходе химических реакций при различных температурах и концентрациях.Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Химический потенциал. Физический смысл этих величин.Уравнение Гиббса-Гельмгольца для отдельных веществ и химических реакций. Применение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца в качестве критериев направления самопроизвольных процессов и равновесий в изотермических системах. Вывод уравнений. Влияние температуры и давления на энергию Гиббса и энергию Гельмгольца, на химический потенциал веществ.Расчеты энергии Гиббса и энергии Гельмгольца с применением таблиц стандартных величин. Тепловая теорема Нернста. Формулировка теоремы. Следствия. Постулат Планка. Вычисление абсолютных стандартных величин энтропии веществ из термохимических данных. |
| 4 | Фазовые равновесия.  | *Однокомпонентные системы.* Фазовые равновесия. Термодинамическая теория фазовых равновесий. Понятия ″фаза″, ″компонент″, ″степень свободы″. Вывод и анализ правила фаз Гиббса. Термодинамическое обоснование и анализ уравнения, выражающего условия равновесия в многокомпонентных, двухкомпонентных и однокомпонентных системах при постоянной температуре. Фазовые переходы I и II рода. Термодинамическое условие равновесия гетерогенной однокомпонентной системы при постоянной температуре. Однокомпонентные системы. Приведенные параметры. Вывод уравнения состояния в приведенных параметрах. Диаграммы состояния в координатах давление-температура и давление-объем. Принцип соответственных состояний. Фугитивность. Методы ее определения из опытных данных. Связь между равновесным давлением, изменением объема, температурой и теплотой фазового перехода. Зависимость теплот фазовых переходов от температуры. Вывод, интегрирование и анализ уравнения Клаузиуса-Клапейрона. Применение его для нахождения теплот фазовых переходов и для вычисления равновесных давлений. Применение правила фаз для анализа состояний однокомпонентных систем.*Двухкомпонентные системы*. Общие особенности равновесий в двухкомпонентных системах. Идеальные, предельно-разбавленные, регулярные растворы. Предельные законы Рауля. Причины отступления от них. Парциальные мольные величины. Относительные парциальные мольные величины. Избыточные значения термодинамических функций и их использование для оценки реальных взаимодействий в растворах. Уравнения Гиббса-Дюгема. Выбор стандартных состояний для компонентов раствора. Вычисление активности компонентов по давлению пара, понижению температуры замерзания и из осмотического давления.Термодинамическая теория растворимости. Влияние температуры на растворимость. Особенности равновесий в системах газ-жидкий раствор. Зависимость растворимости газа от давления. Термодинамическое обоснование этой зависимости. Закон Генри. Его применение для идеальных и неидеальных систем. Зависимость растворимости газа от температуры, природы газа и растворителя. Применение закона Генри для расчета активностей растворенных газов. Особенности равновесий в системах пар-непрерывные растворы летучих жидкостей. Термодинамическая классификация этих растворов. Зависимость химических потенциалов, активностей, парциальных давлений и общего давления пара от состава раствора. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Положительные и отрицательные отклонения от идеальности. Диаграмма – состав раствора – состав пара. Законы Вревского. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Влияние температуры на взаимную растворимость. Диаграммы общее давление-состав и температура кипения - состав для систем с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей. Давление пара над смесью взаимно нерастворимых жидкостей. Теоретические основы перегонки с водяным паром.Особенности равновесий в системах кристаллы - жидкость и кристаллы - пар. Диаграммы плавкости двухкомпонентных систем. Термический анализ, кривые охлаждения. Системы с неограниченной взаимной растворимостью в твердом состоянии, с простой эвтектикой; с ограниченной растворимостью в твердом состоянии; с образованием устойчивых и неустойчивых химических соединений. |
| **IV семестр** |
| 5 | Химическое равновесие. | Динамическая и термодинамическая характеристики равновесия. Константа равновесия. Способы выражения константы равновесия в гомогенных системах. Вычисление состава равновесной смеси, выхода продукта, степени превращения исходных веществ, степени диссоциации. Влияние давления и добавок индифферентных газов на сдвиг равновесия. Особенности химического равновесия в растворах. Влияние растворителя. Взаимосвязь изменения энергии Гиббса в ходе реакции и химического сродства вещества. Вывод уравнения изотермы химической реакции Вант-Гоффа. Влияние температуры на химическое сродство. Гетерогенные реакции. Особенности выражения константы равновесия для гетерогенной реакции. Уравнение изотермы для гетерогенной реакции. Вывод уравнения изобары и изохоры химической реакции. Зависимость константы равновесия от температуры. Интегрирование уравнения изобары. Расчет констант равновесия с использованием таблиц стандартных величин термодинамических функций.Экспериментальные методы определения констант равновесия и химического сродства в гомогенных и гетерогенных системах. Методы определения тепловых эффектов, энергии Гиббса, энтропии химических равновесий при различных температурах (графические и аналитические). Применение функции Go=Uo/T для расчета констант равновесия. Расчеты химических равновесий и химического сродства в различных условиях. |
| 6 | Химическая кинетика. | Основные понятия формальной кинетики: скорость реакции, ее молекулярность и порядок. Зависимость скорости реакции от концентрации. Константа скорости. Кинетическая классификация необратимых химических реакций. Реакции 1, 2, 3, дробного, нулевого порядков. Кинетические уравнения (дифференциальные и интегральные) этих реакций. Молекулярность или ″истинный″ порядок реакции. Вывод и анализ уравнений, выражающих зависимость концентрации от продолжительности этих реакций. Период полупревращения. Экспериментальные методы определения порядка реакции и константы скорости. Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные. Стадии протекания сложных реакций, лимитирующая стадия. Расчет скоростей реакций, констант скоростей, концентраций через различные промежутки времени от начала реакций различных порядков.Зависимость скорости реакции и константы скорости химических реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Методы определения энергии активации, предэкспоненциального множителя из опытных кинетических данных. Особенности влияния температуры на кинетику реакций 1, 2, 3 порядков. Современные представления о механизме элементарного акта химической реакции. Теория активных соударений. Истолкование энергии активации в рамках этой теории. Стерический фактор. Принцип стационарных состояний и его применение для объяснения механизма мономолекулярных реакций.Теория переходного состояния. Активированный комплекс. Вывод уравнения, выражающего зависимость скорости реакции от температуры. Энтропия активации и ее связь со стерическим фактором для бимолекулярных реакций. Вычисление скоростей химических реакций в рамках теории переходного состояния и по методу активных соударений. Вычисление кинетических параметров с помощью этих теорий.Природа цепных и сенсибилизированных реакций. Работы Боденштейна, Хиншельвуда и Н.Н. Семенова и его школы. Механизм возникновения и обрыва цепи. Кинетические уравнения цепных реакций. Тепловой и цепной механизмы воспламенения и взрыва. Влияние концентрации, давления и температуры на скорость цепных реакций. Экспериментальные методы изучения кинетики цепных реакций.Кинетика гетерогенных процессов.Диффузия в газах, жидкостях и твердых телах. Движущая сила диффузии в соответствии с термодинамикой необратимых процессов. Коэффициент диффузии. Соотношение диффузионных и кинетических факторов скорости процесса. Закон Фика. Стационарные состояния гетерогенных процессов. Влияние температуры и перемешивания на скорость гетерогенного процесса, содержащего диффузионную стадию. |
| 7 | Электрохимия. | Термодинамика электролитической диссоциации (степень и константа диссоциации слабых кислот и оснований). Зависимость степени электролитической диссоциации от концентрации, природы растворителя, температуры, посторонних электролитов. Механизм переноса тока в растворах и расплавах электролитов. Удельная, эквивалентная, молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры. Предельная эквивалентная электропроводность, методы ее определения. Подвижность ионов, их зависимость от температуры и природы ионов. Числа переноса. Закон независимого движения ионов. Методы измерения электропроводности растворов электролитов. Закон разбавления Оствальда. Применение измерения электропроводности для определения констант диссоциации и гидролиза, энтальпии и энтропии электролитической диссоциации, для аналитических целей (кондуктометрическое титрование).*Теория сильных электролитов.* Особенности термодинамических свойств сильных электролитов. Зависимость коэффициентов активности и химических потенциалов сильных электролитов от концентрации. Основные понятия электростатической теории сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Ионная атмосфера. Радиус ионной атмосферы. Потенциал ионной атмосферы. Зависимость этих величин от ионной силы раствора, природы растворителя и температуры. Теория электропроводности сильных электролитов Дебая-Фалькенхагена-Онзагера. *Электродвижущие силы и электродные потенциалы.* Современные представления о механизме возникновения электродных потенциалов и двойного электрического слоя. Термодинамический вывод уравнения, выражающего зависимость ЭДС гальванического элемента от активностей. Зависимость ЭДС от температуры.Типы гальванических элементов: химические, концентрационные. Диффузионный потенциал, механизм его возникновения и зависимость от активности и от природы электролитов. Цепи с переносом и без переноса. Методы измерения ЭДС гальванических элементов. Электроды сравнения. Элемент Вестона. Определение коэффициентов активности на основании измерения ЭДС для определения изменений термодинамических функций при электродных реакциях и констант равновесия. Относительная ионная энергия Гиббса, энтальпия, энтропия; их применение для расчетов термодинамических характеристик реакций. Применение измерений ЭДС для определения рН растворов и для аналитических целей (потенциометрическое титрование). |
| 8 | Катализ. | Классификация каталитических реакций. Активность и селективность катализаторов. Влияние катализаторов на кинетические параметры реакций. Роль промежуточных взаимодействий в кинетике каталитических реакций. Гомогенный катализ. Классификация гомогенно-каталитических реакций. Вывод кинетических уравнений. Кислотно-основной, общий и специфический катализ. Гетерогенный катализ. Классификация гетерогенных каталитических реакций. Роль адсорбции в гетерогенном катализе. Зависимость скорости каталитической реакции от температуры. Механизм гетерогенных каталитических реакций. Мультиплетная теория А.А. Баландина. Принцип геометрического и энергетического соответствия. Теория активных ансамблей Н.И. Кобозева. Электронная теория гетерогенного катализа. Понятие о ферментативном катализе. Научные основы подбора и приготовления катализаторов. Роль советских ученых в формировании мировой науки о катализе (Н.Н. Семенов, В.В. Воеводский) |

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА (дневная форма обучения)**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Номера разделов, тем | Названия тем, разделов | Количество аудиторных часов | Материальное обеспечение занятий | Литература | Формы контроля знаний |
| лекций | Практических занятий | Лабораторных занятий | Управляемая самостоятельная работа |
| **1** | **Физическая химия** | **70** | **70** | **70** |  |  |  |  |
| **IV семестр.** |
|  |  | **36** | **36** | **36** |  |  |  |  |
| ***1*** | ***Введение. Предмет и содержание курса физической химии. Ее основные разделы. Исторические этапы развития.*** | **2** |  |  |  |  | [1,2] |  |
| ***2*** | ***Первое начало термодинамики.*** | **8** | **12** | **8** |  |  |  |  |
|  | Внутренняя энергия, теплота, работа. Связь между тепловым эффектом при p=const и тепловым эффектом при V= const. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Расчет теплоты и работы различных процессов.Расчет связи между тепловым эффектом при p=const и тепловым эффектом при V= const. |  | 22 |  |  |  | [4,5,8] |  |
|  | Инструктаж по охране труда и технике безопасности при работе в лаборатории физической химии. Определение теплоты растворения соли. |  |  | 4 |  | Комплекс «УЛК», реактивы. | [9,8] | Защита лаб.отчетов |
|  | Рефрактометрия. |  |  | 4 |  | рефрактометр, реактивы, посуда. | [7,8,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Закон Гесса. Теплоты образования и сгорания. 1-ое и 2-ое следствия из закона Гесса. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Расчет тепловых эффектов реакции при T=const по теплотам образования.Расчет тепловых эффектов реакции при T=const по теплотам сгорания.  |  | 22 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Закон Кирхгоффа. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Теплоемкость. Зависимость теплоемкости от температуры. Теплоты фазовых переходов. | 22 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Расчет тепловых эффектов без учета зависимости теплоемкости от температуры.Расчет тепловых эффектов с учетом зависимости теплоемкости от температуры. |  | 22 |  |  |  | [1,4,5,8] | Мини-контрольная работа |
| ***3*** | ***Второе начало термодинамики.*** | **12** | **10** |  |  |  |  |  |
|  | Энтропия. Ее основные свойства. Зависимость значения энтропии от T, p, V. Изменение энтропии как критерия равновесия и направленности процессов в изолированных системах. | 22 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Вычисление изменения энтропии в различных процессах. Вычисление энтропии в химических реакциях. |  | 22 |  |  |  | [1,4,5] |  |
|  | Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка. Абсолютная энтропия веществ | 2 |  |  |  |  |  |  |
|  | Расчет энтропии для необратимых процессов. |  | 2 |  |  |  | [1,4,5] |  |
|  | Термодинамические потенциалы. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Характеристические уравнения. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Химический потенциал. Летучесть. Химический потенциал идеального и реального газа. | 222 |  |  |  |  | [1,3,4] |  |
|  | Вычисление изменения энергии Гиббса для химических реакций и фазовых переходов.Вычисление изменения энергии Гельмгольца для химических реакций и фазовых переходов. |  | 22 |  |  |  | [5,8] | Мини-контрольная работа |
| ***4*** | ***Фазовые равновесия.*** | **14** | **14** | **28** |  |  |  |  |
|  | Правило фаз Гиббса. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Расчет теплот фазовых переходов и равновесных давлений. | 22 |  |  |  |  | [1, 4] |  |
|  | Расчет по уравнению Клаузиуса-Клапейрона. Расчет теплот фазовых переходов и равновесных давлений.Расчет по фазовым диаграммам теплот испарения, плавления, возгонки. |  | 22 |  |  |  | [5,8] | . |
|  | Двойные системы. Диаграммы давления насыщенного пара – состав и температура кипения – состав. Азеотропные растворы. 1-вый и 2-ой з-ы Коновалова. | 22 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Расчет состава паровой фазы по диаграммам. Расчеты количества выделенного компонента по диаграммам кипения |  | 22 |  |  |  |  |  |
|  | Фазовые диаграммы жидкость – жидкость для систем, состоящих из двух нелетучих жидкостей, ограниченно растворимых друг в друге. Правило рычага. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Расчет по законам Рауля; |  | 2 |  |  |  |  |  |
|  | Криоскопия. |  |  | 4 |  | Криоскоп. | [7,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Эбулиоскопия |  |  | 4 |  |  | [7,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Фазовые диаграммы жидкость – пар для систем, состоящих из двух летучих компонентов, ограниченно растворимых друг в друге. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. |  |  | 4 |  | Аппарат для встряхивания, баня. | [5,8,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Изучения равновесия жидкость –пар в двойных жидких системах |  |  | 4 |  |  | [5,8,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Равновесие кристаллы – жидкость. Диаграммы плавкости. Физико-химический анализ | 2 |  |  |  |  | [1,3,4] |  |
|  | Построение диаграмм плавкости по кривым охлаждения. Правило рычага |  | 4 |  |  |  | [5,8] | Мини-контрольная работа |
|  | Диаграмма плавкости. |  |  | 4 |  | Комплекс «УЛК». | [7,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Коэффициент распределения иода между водой и бензолом |  |  | 4 |  |  | [7,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Трехкомпонентные системы. |  |  | 4 |  | Бюретки, колбы | [7,8, 9] | Защита лаб.отчетов |

|  |
| --- |
| **IV семестр.** |
|  |  | **34** | **34** | **34** |  |  |  |  |
| ***5*** | ***Химическое равновесие.*** | **10** | **10** | **10** |  |  |  |  |
|  | Условия хим. равновесия. Закон Гульдберга и Вааге. Константы равновесия. | 2 |  |  |  |  | [1,3,4] |  |
|  | Расчет константы равновесия. Вычисление степени диссоциации или Кр. |  | 2 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Инструктаж по охране труда.Химическое равновесие. |  |  | 24 |  |  | [7,8,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Изучение температурной зависимости константы равновесия |  |  | 4 |  | Термостат, колбы. | [7,8,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Уравнение изотермы Вант-Гоффа. Термодинамическая константы равновесия. | 2 |  |  |  |  | [1, 4] |  |
|  | Вычисление состава равновесной смеси газов. Вычисление константы равновесия в смеси реальных газов. |  | 2 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изобары. Интегрирование уравнения изобары. Зависимость константы равновесия от давления – уравнение Планка-Ван Лаара. | 22 |  |  |  |  | [1,3,4] |  |
|  | Определение направления процесса по уравнению изотермы химической реакции |  | 2 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Расчет константы равновесия по приведенным энергиям Гиббса. Выбор оптимальных параметров для управления технологическим процессом. | 2 |  |  |  |  | [1, 4] |  |
|  | Температурная зависимость константы равновесия.Способы расчета константы равновесия (метод Темкина-Шварцмана, по приведенным энергиям Гиббса) |  | 22 |  |  |  | [5,8] | Мини-контрольная работа |
| ***6*** | ***Химическая кинетика.*** | **12** | **14** | **12** |  |  |  |  |
|  | Основные понятия химической кинетики. Константа скорости. Реакции 1-го, 2-го, 3-го и 0-го порядка. Кинетические ур-ния. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Расчеты по кинетическим уравнениям простых реакций. |  | 2 |  |  |  | [4,8] |  |
|  | Методы определения порядка реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Расчеты по кинетическим уравнениям порядка реакции.Расчеты по определению порядка реакции |  | 22 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Расчет константы скорости и энергии активации реакции.Температурная зависимость константы скорости химической реакции. |  | 22 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Инверсия тростникового сахара. |  |  | 4 |  | Термостат. | [7,8,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Кинетика сложных реакций: обратимых, параллельных, последовательных, сопряженных. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Расчеты по кинетическим уравнениям сложных реакций. |  | 4 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Природа и механизм цепных реакций. Тепловой и цепной механизм взрыва.  | 2 |  |  |  |  | [1,3,4] |  |
|  | Кинетика реакции окисления иодид-ионов пероксидом водорода. Кинетика цепных реакций. |  |  | 4 |  | Термостат, мешалка, бюретки. | [7,8,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Кинетика разложения перекиси водорода |  |  | 4 |  |  | [7,8,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Теории химической кинетики. теория активных соударений. стерический фактор. Теории абсолютных скоростей реакции. Активный комплекс. | 2 |  |  |  |  | [1,3,4] |  |
|  | Кинетика гетерогенных реакций. Влияние температуры и перемешивания. | 2 |  |  |  |  | [1,4] | контрольная работа |
| ***7*** | ***Электрохимия.*** | **8** | **10** | **12** |  |  |  |  |
|  | Термодинамика электролитической диссоциации | 2 |  |  |  |  | [1,4,6] |  |
|  | Расчет константы и степени диссоциации. Ионное произведение воды. рН. |  | 2 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Измерение электропроводности растворов сильных и слабых электролитов |  |  | 4 |  | Комплекс «УЛК». | [7,8,9] | Защита лаб.отчетов |
|  | Растворы сильных электролитов. Теория Дебая и Хюккеля. Современная теория сильных электролитов. | 2 |  |  |  |  | [1,4,6] |  |
|  | Расчеты активности и средней ионной силы раствора сильного электролита. |  | 2 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Электрическая проводимость растворов электролитов. Удельная, молярная и эквивалентная электропроводность. | 2 |  |  |  |  | [1,4,6] |  |
|  | Расчет удельной, эквивалентной и молярной электропроводности. |  | 2 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Определение чисел переноса ионов в растворе серной кислоты |  |  | 4 |  | Электролизер. | [7,5,6] | Защита лаб.отчетов |
|  | Электродные потенциалы и электродвижущая сила (ЭДС) гальванических элементов. Понятие электродного потенциала. Гальванический элемент. Методы измерения ЭДС. | 2 |  |  |  |  | [1,4,6] |  |
|  | Способы вычисление электродных потенциалов. Вычисление ЭДС. Правила записи схем гальванических элементов. |  | 22 |  |  |  | [5,8] | контрольная работа |
|  | Определение ЭДС гальванического элемента. |  |  | 4 |  | Источник тока, реохорд. | [7,5,6] | Защита лаб.отчетов |
| ***1.8*** | ***Катализ.*** | **4** |  |  |  |  |  |  |
|  | Типы катализа: гомогенный, гетерогенный, ферментативный. Механизм катализа. Селективность. Гомогенный катализ. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Гетерогенный катализ. Теории гетерогенного катализа: мультиплетная, активных ансамблей, электронная. | 2 |  |  |  |  | [1,3,4] |  |

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА (заочная форма обучения)**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Номера разделов, тем | Названия тем, разделов | Количество аудиторных часов | Материальное обеспечение занятий | Литература | Формы контроля знаний |
| лекций | Практических занятий | Лабораторных занятий | Управляемая самостоятельная работа |
| **1** | **Физическая химия** | **20** | **14** | **20** |  |  |  |  |
| **IV семестр.** |
|  |  | **10** | **6** | **10\* (студент выполняет две работы)** |
| ***1*** | ***Основы химической термодинамики.*** | **6** | **4** | **8\*** |  |  |  |  |
|  | Внутренняя энергия, теплота, работа. Закон Гесса (следствия). Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Инструктаж по охране труда.Определение теплоты растворения соли. |  |  | 4 |  | Комплекс «УЛК», реактивы. | [9,8] |  |
|  | Рефрактометрия. |  |  | 4 |  | рефрактометр, реактивы, посуда. | [7,8,9] |  |
|  | Расчет тепловых эффектов при T=const, без учета и с учетом зависимости теплоемкости от температуры. |  | 2 |  |  |  | [1,4,5,8] |  |
|  | Энтропия. Зависимость значения энтропии от T, p, V. Изменение энтропии как критерия равновесия и направленности процессов в изолированных системах. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Термодинамические потенциалы. Функции G и F. Характеристические уравнения.  | 2 |  |  |  |  | [1,3,4] |  |
|  | Вычисление энтропии в химических реакциях. Вычисление изменения энергии Гиббса и энергии Гельмгольца для химических реакций и фазовых переходов. |  | 2 |  |  |  | [1,4,5,8] |  |
| ***2*** | ***Фазовые равновесия.*** | **4** | **2** | **12\*** |  |  |  |  |
|  | Правило фаз Гиббса. Фазовые равновесия в 1-компонентных системах. Расчет теплот фаз. переходов и равн. давлений. Двойные системы. Диаграммы р насыщенного пара – состав и Т кипения – состав. Азеотропные растворы. | 2 |  |  |  |  | [1, 4] |  |
|  | Расчет состава паровой фазы по диаграммам. Расчеты количества выделенного компонента. Правило рычага |  | 2 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Фазовые диаграммы жидкость – жидкость для систем, состоящих из двух нелетучих жидкостей, ограниченно растворимых друг в друге. Правило рычага. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Криоскопия. |  |  | 4\* |  | Криоскоп. | [7,9] |  |
|  | Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. |  |  | 4\* |  | Аппарат для встряхивания, баня. | [5,8,9] |  |
|  | Трехкомпонентные системы. |  |  | 4\* |  | Бюретки, колбы | [7,8, 9] |  |

|  |
| --- |
| **V семестр.** |
|  |  | **10** | **8** | **10\* (студент выполняет две работы)** |
| ***3*** | ***Химическое равновесие.*** | **4** | **4** | **4\*** |  |  |  |  |
|  | Условия химического равновесия. Закон Гульдберга и Вааге. Константы равновесия. Уравнение изотермы Вант-Гоффа. Зависимость константы равновесия: от Т (уравнение изобары); от р (уравнение Планка). | 2 |  |  |  |  | [1,3,4] |  |
|  | Химическое равновесие. |  |  | 4\* |  | Термостат, колбы. | [7,8,9] |  |
|  | Вычисление равновесного состава по известным начальным концентрациям. Принцип Ле Шателье. Расчет равновесных парциальных давлений, равновесных концентраций, выхода и степени превращения реагентов. |  | 22 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Расчет константы равновесия по приведенным энергиям Гиббса. Выбор оптимальных параметров для управления технологическим процессом. | 2 |  |  |  |  | [1, 4] |  |
| ***4*** | ***Химическая кинетика.*** | **4** | **2** | **8\*** |  |  |  |  |
|  | Основные понятия химической кинетики. Кинетические уравнения. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Методы определения порядка реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. | 2 |  |  |  |  | [1,4] |  |
|  | Расчеты по кинетическим уравнениям порядка реакции. Расчет константы скорости и энергии активации реакции. |  | 2 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Инверсия тростникового сахара. |  |  | 4\* |  | Термостат. | [7,8,9] |  |
|  | Кинетика реакции окисления иодид-ионов пероксидом водорода. Кинетика цепных реакций. |  |  | 4\* |  | Термостат, мешалка, бюретки. | [7,8,9] |  |
| ***5*** | ***Электрохимия.*** | **2** | **2** | **12** |  |  |  |  |
|  | Термодинамика электролитической диссоциации. Электропроводность. Понятие электродного потенциала. Гальванический элемент. | 2 |  |  |  |  | [1,4,6] |  |
|  | Измерение электропроводности растворов сильных и слабых электролитов |  |  | 4\* |  | Комплекс «УЛК». | [7,8,9] |  |
|  | Расчет электропроводности, электродных потенциалов, ЭДС.  |  | 2 |  |  |  | [5,8] |  |
|  | Определение ЭДС гальванического элемента. |  |  | 4\* |  | Источник тока, реохорд. | [7,5,6] |  |

\*При выполнении лабораторного практикума студенты заочной формы обучения выполняют разные работы, при этом каждый – выполняет две лабораторные работы из имеющихся.

**ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ**

1. **Основная и дополнительная литература.**

ОСНОВНАЯ:

1. Назин А.Г., Молоток Е.В. Физическая химия: учеб.-метод. комплекс для студудентов специальности 1-48 01 03 в 2-х т. Ч. 1./ под общ. ред. А.Г. Назина. - Новополоцк, ПГУ, 2006.
2. Молоток Е.В., Назин А.Г. Физическая химия: учеб.-метод. комплекс для студудентов специальности 1-48 01 03 в 2-х т. Ч. 2./под общ. ред. Е.В. Молоток. - Новополоцк, ПГУ, 2007.
3. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия /под ред. А.Г. Стромберга. – М.: ВШ., 1999.
4. Курс физической химии. Учебник для вузов в 2 т./под ред. Я.И. Герасимова. – М.: Химия, 1973. – Т. 1-2.
5. Физическая химия. Учебное пособие для хим.-технологических спец. Вузов: в 2-х т./под ред. К.С. Краснова. – М.: ВШ., 1995. – Т. 1-2.
6. Антропов Л.И. Теоретическая электрохимия. – М.: ВШ., 1969.

ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ:

1. Практикум по физической химии./под ред. И.В. Кудряшова. – М.: ВШ, 1986.
2. Краткий справочник физико-химических величин./под ред. А.А. Равделя и А.М. Пономаревой. – Л.: Химия, 1983.
3. Методические указания к выполнению лабораторного практикума по физической химии для студ. спец. 1-48 01 03 и 1-36 07 01. Молоток Е.В., Назин А.Г. – Новополоцк: ПГУ, 2009.
4. Молоток Е.В. Методические указания и контрольные задания по дисциплине «Физическая химия» для студентов специальности 1-48 01 03. – Новополоцк, 2010.
5. **Перечень тем практических занятий:**
	1. Первый закон термодинамики (расчеты – теплоты и работы различных процессов; тепловых эффектов реакции при T=const; тепловых эффектов без учета и с учетом зависимости теплоемкости от температуры)
	2. Второй закон термодинамики (вычисление – изменения энтропии в различных процессах; энтропии в химических реакциях; изменения энергии Гиббса и энергии Гельмгольца для химических реакций и фазовых переходов)
	3. Фазовое равновесие (расчет – по фазовым диаграммам теплот испарения, плавления, возгонки; состава паровой фазы по диаграммам; количества выделенного компонента; расчет по законам Рауля; построение диаграмм плавкости по кривым охлаждения; правило рычага)
	4. Химическое равновесие (расчет – константы равновесия; степени диссоциации, равновесного состава по известным начальным концентрациям, константы равновесия в смеси реальных газов; определение направления процесса по уравнению изотермы химической реакции; влияния температуры, давления, концентраций на сдвиг химического равновесия; равновесных парциальных давлений, равновесных концентраций, выхода и степени превращения реагентов)
	5. Химическая кинетика (расчеты – по кинетическим уравнениям простых реакций; по кинетическим уравнениям порядка реакции; константы скорости и энергии активации реакции; по кинетическим уравнениям сложных реакций)
	6. Электрохимия (расчет – константы и степени диссоциации, ионное произведение воды, рН; активности и средней ионной силы раствора сильного электролита; удельной, эквивалентной и молярной электропроводности; электродных потенциалов; ЭДС).
6. **Перечень тем лабораторных работ:**
	1. Рефрактометрия.
	2. Определение теплоты растворения соли.
	3. Криоскопия.
	4. Эбуллиоскопия.
	5. Изучение равновесия жидкость-пар в двойных жидких системах.
	6. Ограниченная взаимная растворимость жидкостей.
	7. Диаграмма плавкости.
	8. Коэффициент распределения иода между водой и бензолом.
	9. Трехкомпонентные системы.
	10. Химическое равновесие.
	11. Изучение электропроводности растворов сильных и слабых электролитов.
	12. Определение чисел переноса ионов в растворе серной кислоты.
	13. Определение ЭДС гальванических элементов.
	14. Инверсия тростникового сахара.
	15. Кинетика реакции окисления йод-ионов пероксидом водорода.
	16. Кинетика разложения перекиси водорода.

Приложение 1

Рейтинг-план дисциплины «Физическая химия»

|  |
| --- |
| ***III семестр*** |
| № п/п | Наименование раздела | Количество аудиторных часов | Форма контроля знаний |
| лекции | практика | лабораторные |
| 1 | Цели, задачи и основные понятия дисциплины «Физическая химия» | 2 |  | 2 |  |
| 2 | Первый закон термодинамики | 8 | 12 | 12 | * Письменные работы:

Б) аудиторная №1 (разноуровневые),В) внеаудиторная (дистанционно) №1* Защита лабораторных работ (выполнение, оформление, теоретический опрос)
 |
| 3 | Второй закон термодинамики | 12 | 10 |  | * Письменные работы:

Б) аудиторная №2 (разноуровневые),В) внеаудиторная (дистанционно) №2 |
| 4 | Фазовые равновесия | 14 | 12 | 22 | * Письменные работы:

Б) аудиторная №3 (разноуровневые),В) внеаудиторная (дистанционно) №3, №4* Защита лабораторных работ (выполнение, оформление, теоретический опрос)
 |
|  |  |  |  |  | Итоговая контрольная работа |
| ***IV семестр*** |
| 1 | Химическое равновесие | 10 | 10 | 6 | * Письменные работы:

Б) аудиторная №1 (разноуровневые),В) внеаудиторная (дистанционно) №1* Защита лабораторных работ (выполнение, оформление, теоретический опрос)
 |
| 2 | Химическая кинетика | 14 | 14 | 12 | * Письменные работы:

Б) аудиторная №2 (разноуровневые),В) внеаудиторная (дистанционно) №2* Защита лабораторных работ (выполнение, оформление, теоретический опрос)
 |
| 3 | Электрохимия | 8 | 10 | 18 | * Письменные работы:

Б) аудиторная №3 (разноуровневые),В) внеаудиторная (дистанционно) №3* Защита лабораторных работ (выполнение, оформление, теоретический опрос)
 |
| 4 |  |  |  |  | Итоговая письменные работа |
| 1. В промежуточном контроле за каждый этап выставляется оценка по 10-бальной шкале:
2. **Весовой коэффициент промежуточного контроля: 0,6:**
* аудиторные – весовой коэффициент 0,45 (три работы, за каждую работу по 0,15),
* итоговая письменные работа – весовой коэффициент 0,3
* внеаудиторные – весовой коэффициент 0,15 (три, за каждую по 0,05),
* лабораторные работы – весовой коэффициент 0,1 (пять работ, за каждую по 0,02).
1. **Весовой коэффициент экзамена: 0,4**.
 |

Протокол согласования учебной программы

по физической химии

с другими дисциплинами специальности

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Название дисциплины, с которой требуется согласование | Название кафедры | Предложения об изменениях в содержании учебной программы по изучаемой дисциплине | Решение, принятое кафедрой, разработавшей учебную программу (с указанием даты и номера протокола) |
| Физика. | Кафедра физики |  |  |
| Химия нефти. | Кафедра химии и ТПНГ |  |  |
| Технология переработки нефти и газа. | Кафедра химии и ТПНГ |  |  |