

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Тверской государственный технический университет»
(ТвГТУ)

УТВЕРЖДАЮ

Проректор

по учебной работе

_____ Э.Ю. Майкова
« ____ » _____ 20__ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

дисциплины обязательной части Блока 1 «Дисциплины (модули)»

«Физическая химия»

Направление подготовки бакалавров 04.03.01 Химия

Направленность (профиль) – Медицинская и фармацевтическая химия

Тип задач профессиональной деятельности – научно-исследовательский

Форма обучения – очная

Химико-технологический факультет

Кафедра «Биотехнологии, химии и стандартизации»

Тверь 20__

Рабочая программа дисциплины соответствует ОХОП подготовки бакалавров в части требований к результатам обучения по дисциплине и учебному плану.

Разработчик программы:
доцент кафедры БХС

И.П. Шкилева

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры БХС
« ____ » _____ 20__ г., протокол № ____.

Заведующий кафедрой

М.Г. Сульман

Согласовано:
Начальник учебно-методического
отдела УМУ

Д.А.Барчуков

Начальник отдела
комплектования
зональной научной библиотеки

О.Ф. Жмыхова

1. Цель и задачи дисциплины

Целью изучения дисциплины «Физическая химия» является раскрытие смысла основных законов, получение навыка видеть области применения этих законов, четко понимать их принципиальные возможности при решении конкретных задач.

Задачами дисциплины являются:

- формирование представлений об основных законах химической термодинамики, статистической термодинамики, фазового и химического равновесия, теории электрохимических процессов, химической кинетики и катализа;

- формирование способности применять полученные теоретические знания при решении задач; применять основные законы химии при обсуждении полученных результатов, в том числе с привлечением информационных баз данных; использовать методы регистрации и обработки результатов химических экспериментов;

- формирование навыков работы на современной учебно-научной аппаратуре при проведении химических экспериментов; владения методами физико-химического эксперимента; владения основами химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина относится к обязательной части Блока 1 ОП ВО. Для изучения курса требуются знания, полученные студентами при изучении дисциплин: «Неорганическая химия», «Физика», «Математика», «Органическая химия», «Строение вещества».

Приобретенные знания в рамках данной дисциплины необходимы в дальнейшем при изучении дисциплин: «Физические методы исследования», «Фармацевтическая и медицинская химия», «Квантовая механика и квантовая химия», при подготовке выпускной квалификационной работы.

3. Планируемые результаты обучения по дисциплине

3.1 Планируемые результаты обучения по дисциплине

Компетенция, закрепленная за дисциплиной в ОХОП:

ОПК-1. Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений.

Индикаторы компетенций, закреплённых за дисциплиной в ОХОП:

ИОПК-1.1. *Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов.*

Показатели оценивания индикаторов достижения компетенций

Знать:

31.1. Основы химической термодинамики и термохимии, основы химической кинетики, включая основные математические соотношения

формальной кинетики и механизмы химических реакций; основы электрохимии; основы гомогенного и гетерогенного катализа, включая современные теории каталитических процессов.

Уметь:

У1.1. Проводить физико-химическое исследование систем и процессов с использованием современных методов и приборов, выбирать метод исследования, методику эксперимента в соответствии с поставленными задачами, проводить физико-химические расчеты, графически отображать полученные зависимости.

ИОПК-1.2. *Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии.*

Показатели оценивания индикаторов достижения компетенций

Знать:

32.1. Основы теории фундаментальных разделов химии.

Уметь:

У2.1. Анализировать и обсуждать результаты физико-химических исследований.

ИОПК-1.3. *Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.*

Показатели оценивания индикаторов достижения компетенций

Знать:

33.1. Основные принципы, методы, способы и средства получения, хранения и переработки информации в области фундаментальных разделов химии.

Уметь:

У3.1. Осуществлять поиск и анализ научной литературы, формулировать выводы и предложения, вести научную дискуссию по вопросам физической химии.

Компетенция, закрепленная за дисциплиной в ОХОП:

ОПК-2. Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием.

Индикаторы компетенций, закреплённых за дисциплиной в ОХОП:

ИОПК-2.1. *Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности.*

Показатели оценивания индикаторов достижения компетенций

Знать:

34.1. Свойства химических веществ, используемых для проведения эксперимента; основы техники безопасности при работе с химическими веществами.

Уметь:

У4.1. Пользоваться справочной литературой; осуществлять работу в химической лаборатории в соответствии с требованиями техники безопасности и химического анализа.

ИОПК-2.4. *Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования.*

Показатели оценивания индикаторов достижения компетенций

Знать:

35.1. Основы синтетических и аналитических методов получения и исследования химических веществ и реакций.

Уметь:

У5.1. Выбирать метод исследования, методику проведения эксперимента в соответствии с поставленными задачами; пользоваться используемым оборудованием.

Компетенция, закрепленная за дисциплиной в ОХОП:

ОПК-3. Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники.

Индикаторы компетенций, закреплённых за дисциплиной в ОХОП:

ИОПК-3.1. *Применяет теоретические и полуэмпирические модели при решении задач химической направленности.*

Показатели оценивания индикаторов достижения компетенций

Знать:

36.1. Основные методы, способы и средства получения, хранения, переработки информации, принципы обработки информации.

Уметь:

У6.1. осуществлять поиск и анализ научной литературы, формулировать выводы и предположения.

Компетенция, закрепленная за дисциплиной в ОХОП:

ОПК-4. Способен планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач.

Индикаторы компетенций, закреплённых за дисциплиной в ОХОП:

ИОПК-4.3. *Интерпретирует результаты химических наблюдений с использованием физических законов и представлений.*

Показатели оценивания индикаторов достижения компетенций

Знать:

37.1. Основные законы физической химии, а также способы их применения для решения теоретических и прикладных задач.

Уметь:

У7.1. Самостоятельно формулировать задачу физико-химического исследования и составлять план исследования и отчета.

У7.2. Пользуясь полученными знаниями, выбирать оптимальные пути и методы решения поставленной задачи.

Компетенция, закрепленная за дисциплиной в ОХОП:

ОПК-6. Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе.

Индикаторы компетенций, закреплённых за дисциплиной в ОХОП:

ИОПК-6.2. *Представляет информацию химического содержания с учетом требований библиографической культуры.*

Показатели оценивания индикаторов достижения компетенций

Знать:

38.1. Основные требования, предъявляемые к оформлению текстовой и графической части курсовой работы в области физической химии.

Уметь:

У8.1. Применять на практике требования библиографической культуры при оформлении информации химического содержания.

ИОПК-6.3. *Представляет результаты работы в виде тезисов доклада на русском и английском языке в соответствии с нормами и правилами, принятыми в химическом сообществе.*

Показатели оценивания индикаторов достижения компетенций

Знать:

39.1. Принципы организации и построения научных сообщений

Уметь:

У9.1. Уметь сформировать научное сообщение на основе изученного материала.

3.2. Технологии, обеспечивающие формирование компетенций

Проведение лекционных занятий, лабораторных занятий; выполнение практических работ; выполнение курсовой работы; самостоятельная работа под руководством преподавателя.

4. Трудоемкость дисциплины и виды учебной работы

Таблица 1. Распределение трудоемкости дисциплины по видам учебной работы

Вид учебной работы	Зачетные единицы	Академические часы
5 семестр		
Общая трудоемкость дисциплины	7	252
Аудиторные занятия (всего)		175
В том числе:		
Лекции		60
Практические занятия (ПЗ)		30
Лабораторные работы (ЛР)		75
Самостоятельная работа обучающихся (всего)		51+36(экз)
В том числе:		
Курсовая работа		не предусмотрена

Курсовой проект		не предусмотрен
Расчетно-графические работы		не предусмотрены
Другие виды самостоятельной работы: - подготовка к лабораторным работам - подготовка к практическим занятиям		20 15
Текущий контроль успеваемости и промежуточная аттестация (зачет)		не предусмотрен
Текущий контроль успеваемости и промежуточная аттестация (экзамен)		16+36(экз)
Практическая подготовка при реализации дисциплины (всего)		0
6 семестр		
Общая трудоемкость дисциплины	7	252
Аудиторные занятия (всего)		175
В том числе:		
Лекции		60
Практические занятия (ПЗ)		30
Лабораторные работы (ЛР)		75
Самостоятельная работа обучающихся (всего)		51+36(экз)
В том числе:		
Курсовая работа		21
Курсовой проект		не предусмотрен
Расчетно-графические работы		не предусмотрены
Другие виды самостоятельной работы: - подготовка к лабораторным работам - подготовка к практическим занятиям		12 8
Текущий контроль успеваемости и промежуточная аттестация (зачет)		не предусмотрен
Текущий контроль успеваемости и промежуточная аттестация (экзамен)		10+36(экз)
Практическая подготовка при реализации дисциплины (всего)		0

5. Структура и содержание дисциплины

5.1. Структура дисциплины

Таблица 2. Модули дисциплины, трудоемкость в часах и виды учебной работы

№	Наименование модуля	Труд-ть часы	Лекции	Практич. занятия	Лаб. практикум	Сам. работа
5 семестр						
1	Введение. Основы химической термодинамики. Начала химической термодинамики. Химическое равновесие.	151	40	20	40	31+20(экз)
2	Фазовые равновесия и свойства растворов	101	20	10	35	20+16(экз)
	<i>Всего часов за 5 семестр</i>	252	60	30	75	51+36(экз)

6 семестр						
3	Термодинамика растворов электролитов и электрохимических систем	132	30	20	40	24+18(экз)
4	Основы химической кинетики. Катализ	120	30	10	35	27+18(экз)
	<i>Всего часов за 6 семестр</i>	252	60	30	75	51+36(экз)
Всего на дисциплину		504	120	60	150	102+72(экз)

5.2. Содержание дисциплины

МОДУЛЬ 1 «ВВЕДЕНИЕ. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. НАЧАЛА ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ»

Введение. Предмет и содержание курса физической химии. Теоретические методы физической химии. Структура курса.

Химическая термодинамика. Основные понятия и определения термодинамики. Теплота и работы различного рода. Работа расширения для различных процессов. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Закон Гесса и его следствия. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций. Теплота сгорания. Теплоты образования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгоффа. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах.

Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Энтропия. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах. Изменение энтропии изолированных процессов и направление процесса. Статистическое объяснение второго закона термодинамики. Энтропия и вероятность.

Фундаментальные уравнения Гиббса. Характеристические функции. Энергия Гельмгольца, энергия Гиббса. Условия равновесия и критерии самопроизвольного протекания процессов, выраженные через характеристические функции. Уравнение Гиббса – Гельмгольца и его роль в химии. Расчет изменений энергий Гиббса и Гельмгольца путем интегрирования уравнения Гиббса – Гельмгольца.

Системы с изменением масс компонентов. Полные дифференциалы функций состояния для таких систем. Химические потенциалы, их определение, вычисление и свойства. Химический потенциал идеального и неидеального газов. Метод летучести. Различные методы вычисления летучести из опытных данных.

Закон действия масс. Различные виды констант равновесия и связь между ними. Химическая переменная. Химическое равновесие в идеальных и неидеальных системах. Термодинамический вывод закона действия масс. Изотерма Вант-Гоффа. Химическое сродство и реакционная способность. Зависимость константы равновесия от температуры. Вывод уравнений изобары и изохоры химических реакций. Приближенное и точное интегрирование уравнения изобары. Тепловая теорема Нернста, следствия из нее. Постулат Планка. Третий закон термодинамики. Методы расчета констант химического равновесия и химического сродства.

МОДУЛЬ 2 «ФАЗОВЫЕ РАВНОВЕСИЯ И СВОЙСТВА РАСТВОРОВ»

Понятия "фаза", "компонент". Условия термодинамического равновесия между фазами. Правило фаз Гиббса. Понятие числа "степеней свободы". Классификация по числу фаз, компонентов, числу степеней свободы. Однокомпонентные системы. Вывод, анализ и интегрирование уравнения Клаузиуса-Клапейрона. Применение его для нахождения теплот фазовых переходов и для вычисления равновесных давлений. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Применение правила фаз для анализа состояния однокомпонентных систем (пояснение на диаграммах состояния CO и воды). Двухкомпонентные системы. Уравнения и диаграммы таких систем. Принципы их построения. Физико-химический анализ и его значение. Полная диаграмма состояния двухкомпонентной системы. Трехкомпонентные системы. Графическое выражение состава с помощью равностороннего треугольника Гиббса и Розебома. Полная диаграмма состояния. Диаграмма состояния тройной жидкой системы с ограниченной взаимной растворимостью. Диаграмма плавкости трехкомпонентной системы. Ее проекция на плоскость.

Учение о растворах. Определение понятия "раствор". Термодинамическое условие образования растворов. Явление сольватации. Взгляды Д.И. Менделеева на природу растворов. Современное состояние вопроса. Термодинамическая теория растворов. Уравнение Гиббса-Дюгема. Энергия Гиббса и химический потенциал компонента раствора. Классификация растворов: идеальные, предельно разбавленные, неидеальные (реальные), атермальные, регулярные растворы.

Идеальные растворы. Их термодинамическое и молекулярно-кинетическое определение. Вывод уравнения Рауля. Уравнение Шредера.

Предельно разбавленные растворы, определение. Вывод уравнения Генри. Растворимость газов в жидкостях. Неидеальные растворы Причины отклонения этих растворов от законов Рауля. Понятие активности и коэффициента активности. Вычисление активности компонентов по давлению пара, понижению температуры замерзания и повышению температуры кипения, осмотическому давлению и другими методами. Зависимость растворимости газов, жидкостей и твердых тел в растворителях (влияние температуры, давления, природы компонентов).

Фазовое равновесие в системах пар-раствор летучих жидкостей. Диаграмма состояния "давление-состав", "температура-состав" для идеальных и неидеальных растворов. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Перегонка и ректификация двойных жидких систем с неограниченной растворимостью. Законы Вревского. Азеотропная перегонка.

МОДУЛЬ 3 «ТЕРМОДИНАМИКА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИХ СИСТЕМ»

Химический и электрохимический способы осуществления окислительно-восстановительных реакций. Электрохимическая цепь и ее компоненты. Определение теоретической электрохимии, ее разделы и связь с задачами прикладной электрохимии. Понятие электрохимического потенциала. Развитие представлений о строении растворов электролитов. Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории. Соотношение между энергией кристаллической решетки и энергией сольватации ионов в рамках модели Борна. Ион-дипольное взаимодействие как основное условие устойчивости растворов электролитов. Термодинамическое описание ион-ионного взаимодействия. Понятие средней активности и среднего коэффициента активности; их связь с активностью и коэффициентом активности отдельных ионов. Основные допущения теории Дебая-Гюккеля. Потенциал ионной атмосферы. Уравнения для коэффициента активности в первом, втором и третьем приближении теории Дебая-Гюккеля. Современные представления о растворах электролитов.

Электрохимическая термодинамика. Равновесные свойства заряженных межфазных границ. Равновесие в электрохимической цепи. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса. Уравнения Гиббса-Гельмгольца и Нернста для равновесной электрохимической цепи. Понятие электродного потенциала. Классификация обратимых электродов и электрохимических цепей. Термодинамика электрических цепей. Измерение электродвижущих сил. Применение метода ЭДС. Потенциометрия.

Неравновесные явления в растворах электролитов. Потоки диффузии и миграции. Формула Нернста-Эйнштейна. Диффузионный потенциал. Удельная и эквивалентная электропроводность. Числа переноса и методы их определения. Подвижности ионов и закон Кольрауша. Физические основы теории Дебая-Гюккеля-Онзагера; электрофоретический и релаксационный эффекты; эффекты Вина и Дебая – Фалькенгагена. Зависимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и концентрации раствора.

Кинетика электрохимических реакций. Электролиз.

МОДУЛЬ 4 «ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ. КАТАЛИЗ»

Термодинамические и кинетические критерии протекания химической реакции. Значение химической кинетики для теории и практики химии. Формальная кинетика. Понятие скорости химической реакции. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости. Порядок и молекулярность. Кинетическая классификация гомогенных односторонних химических реакций. Реакции нулевого, первого, второго и n-го порядка. Период полупревращения.

Сложные реакции. Второй постулат химической кинетики (о независимости отдельных стадий сложного химического процесса). Обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные реакции. Кинетические уравнения обратимых, параллельных и последовательных реакций. Принцип Боденштейна.

Зависимость скорости и константы скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации и предэкспоненциальный множитель, их определение из опытных данных. Тепловой взрыв. Низкотемпературный квантовомеханический эффект в химических реакциях. Работы В.И. Гольданского.

Механизм элементарного акта и источники активации. Теория активных столкновений. Основные положения теории. Основные положения теории. Вывод уравнений для константы скорости бимолекулярных газовых реакций. Истолкование энергии активации и предэкспоненты в рамках этой теории. Стерический фактор.

Теория переходного состояния (активированный комплекс). Поверхность потенциальной энергии, путь реакции. Энергетический профиль процесса, энергия активации с позиций теории переходного состояния. Вывод основного уравнения теории абсолютных скоростей реакций. Трансмиссионный коэффициент. Термодинамический аспект теории переходного состояния. Истолкование предэкспоненциального множителя и стерического фактора теории бинарных столкновений. Значение теории переходного состояния.

Кинетика реакций в растворах. Применение теории бинарных столкновений к реакциям в растворах. "Медленные" реакции. Работы Меншуткина. Роль растворителя и сольватации. Применение теории активированного комплекса к реакциям в растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Особенности реакций между ионами, между ионами и молекулами. Влияние ионной силы на скорость реакций. Первичные и вторичные солевые эффекты. Принцип линейности свободных энергий и его использование для количественного описания кинетики реакций в растворах. Уравнение Гаммета.

Кинетика радиационно- и фотохимических реакций. Основные законы этих реакций (Бугера-Ламберта-Бера, Штарка-Энштейна). Квантовый выход. Типы радиационноотхимических реакций. Их кинетические уравнения. Цепные реакции. Работы Боденштейна, Семенова, Хиншельвуда. Определение понятия цепной реакции. Неразветвленные и разветвленные цепные реакции. Стадии цепных реакций: зарождение цепи, продолжение цепи, обрыв цепи. Понятия: звено цепи, длина цепи, скорость цепной реакции. Кинетика неразветвленных цепных реакций, вывод основных уравнений. Разветвленные цепные реакции. Основные кинетические уравнения разветвленной цепной реакции. Цепной механизм воспламенения и взрыва. "Язык" воспламенения, объяснение нижнего и верхнего пределов воспламенения и взрыва, наличие третьего предела и его объяснение.

Специфика и основные стадии гетерогенных процессов. Роль диффузии в гетерогенных реакциях. Диффузия в газах, жидкостях и твердых телах. Законы Фика. Стационарный и нестационарный режимы гетерогенных процессов.

Уравнение для скорости химической реакции, осложненной диффузией. Скорость реакции в диффузионной, кинетической и переходной области. Влияние температуры и перемешивания на скорость гетерогенного процесса, содержащего диффузионную стадию. Растворение твердых тел и газов в жидкостях. Уравнение Шукарева. Кинетика кристаллизации. Топохимические реакции и их особенности.

Явление катализа. Катализаторы (положительные и отрицательные). Активность и селективность катализаторов. Влияние катализаторов на энергию активации катализируемой реакции. Катализ и химическое равновесие. Практическое значение катализа. Гомогенный катализ. Роль образования промежуточных соединений. Уравнение кинетики гомогенно-каталитических реакций. Общий и специфический кислотно-основной катализ. Автокатализ и ингибирование в гомогенном катализе.

Гетерогенный катализ. Определение скорости гетерогенной каталитической реакции. Удельная и атомная активность. Явления отравления катализаторов. Активность и селективность катализаторов. Роль адсорбции в кинетике гетерогенных каталитических реакций. Энергия активации каталитических реакций.

Ферментативный катализ. Общие сведения о кинетике и механизмах ферментативных реакций. pH-зависимость кинетических постоянных. Температурная зависимость кинетических постоянных. Субстратная специфичность ферментов. Активные и адсорбционные центры ферментов. Общие сведения о механизмах ферментативных реакций.

5.3. Лабораторные работы

Таблица 3. Лабораторные работы и их трудоемкость

Порядковый номер модуля. Цели лабораторных работ	Наименование лабораторных работ	Трудоемкость в часах
Модуль 1. Цель: Знакомство с основными правилами поведения в химической лаборатории. Изучение молекулярных спектров, использование спектральных данных для определения структурных характеристик молекул: межатомных расстояний, дипольных моментов, поляризуемости, частоты колебаний, энергии диссоциации и др. Использование спектральных данных для расчета термодинамических функций веществ и констант равновесия химических реакций. Знакомство с методиками определения и расчета термодинамических величин: интегральной теплоты растворения кристаллогидрата, теплоты нейтрализации слабой кислоты сильным основанием и определение теплоты диссоциации слабого	Инструктаж по ТБ в химической лаборатории.	40
	Определение содержания кристаллизационной воды в соли методом калориметрии	
	Изучение теплоты диссоциации слабой кислоты	
	Изучение равновесия гомогенной реакции в растворе	
	Рефрактометрия	
	Интерферометрия	
	Определение энергии диссоциации йода и брома	
Спектры поглощения. Проверка закона Бугера-Ламберта-Беера		

<p>электролита. Изучение равновесия гомогенных химических реакций. Расчет константы равновесия гомогенной химической реакции. Изучение влияние температуры на величину константы равновесия</p>	<p>Спектрофотометрическое исследование структуры аквакомплексов переходных металлов</p>	
<p>Модуль 2. Цель: Изучение гетерогенных равновесий в двух- и трехкомпонентных системах неограниченно и ограниченно смешивающихся жидкостей. Знакомство с физико-химическим анализом, термическим анализом. Построение диаграмм состояния (диаграмм свойство- состав)</p>	<p>Зависимость давления насыщенного пара жидкости от температуры</p> <p>Изучение кристаллизации бинарных смесей</p> <p>Изучение взаимной растворимости системы: фенол- вода</p> <p>Исследование перегонки бинарных смесей</p> <p>Изучение взаимной растворимости в трехкомпонентной системе</p> <p>Определение коэффициента распределения</p>	35
<p>Модуль 3. Цель: Изучение равновесия в системах, содержащих заряженные частицы. Знакомство с потенциометрическим методом исследования и анализа веществ. Использование метода для измерения э.д.с. гальванического элемента при различных температурах, определения и расчета термодинамических характеристик в гальваническом элементе, нахождения трудно определяемых стандартных электродных потенциалов, определения pH растворов. Изучение неравновесных явлений в растворах электролитов. Знакомство с методом измерения электропроводности электролитов (кондуктометрическим методом) и использование его для определения физико-химических характеристик растворов: степени, константы диссоциации слабых электролитов, растворимости (и произведения растворимости) малорастворимых соединений</p>	<p>Термодинамика гальванического элемента</p> <p>Определение стандартного потенциала окислительно-восстановительного электрода</p> <p>Определение буферной емкости</p> <p>Спектрофотометрическое определение константы диссоциации одноцветного индикатора</p> <p>Потенциометрическое титрование</p> <p>Определение константы диссоциации слабой кислоты</p> <p>Кондуктометрическое титрование</p>	40
<p>Модуль 4. Цель: Изучение кинетики гомогенных и гетерогенных реакций и факторов, влияющих на скорость химической реакции. Знакомство с косвенными методами определения скорости реакции. Расчет основных кинетических характеристик процесса. Знакомство с каталитическими процессами</p>	<p>Спектрофотометрическое определение скорости разложения комплексного оксалата марганца</p> <p>Изучение скорости реакции йодирования ацетона</p> <p>Изучение кинетики реакции гидролиза сахарозы</p>	35

	Каталитическая дегидратация этилового спирта	
	Определение коэффициента диффузии методом вращающегося диска	
	Каталитическое гидрирование непредельных соединений в жидкой фазе	
	Каталитическое гидрирование непредельных соединений в жидкой фазе	

5.4. Практические занятия

Таблица 4. Тематика, форма практических занятий (ПЗ) и их трудоемкость

Порядковый номер модуля. Цели практических занятий	Примерная тематика занятий и форма их проведения	Трудоемкость в часах
Модуль 1 Цель: Закрепление теоретических знаний, полученных в лекционных курсах и самостоятельно, использование их для проведения практических расчетов тепловых эффектов химических процессов, термодинамических функций, равновесий в идеальных и неидеальных системах, определения влияния разных параметров на направление протекания процессов – в самопроизвольном или несамопроизвольном направлениях	Первый закон термодинамики.	20
	Термохимия. Закон Гесса. Расчет тепловых эффектов. Зависимость теплового эффекта от температуры. Расчет тепловых эффектов химических реакций на основе уравнения Кирхгоффа.	
	Второе начало (закон) термодинамики. Энтропия. Расчет изменения энтропии в различных процессах и абсолютного значения энтропии.	
	Аналитическое выражение первого и второго законов термодинамики. Энергия Гиббса, Гельмгольца. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Расчеты на основе уравнения Гиббса-Гельмгольца.	
	Химическое равновесие. Закон действующих масс. Зависимость константы равновесия от температуры. Методы определения константы равновесия.	
Модуль 2 Цель: Закрепление теоретических знаний, полученных в лекционных курсах и самостоятельно, анализ свойств многокомпонентных систем, построение диаграмм состояния, изучение свойств растворов.	Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона и расчеты на его основе	10
	Физико-химический анализ. Диаграммы состояния одно-, двух- и трехкомпонентных систем	
	Растворы. Термодинамическая теория растворов. Закон Рауля и Генри. Реальные растворы.	
Модуль 3 Цель: Закрепление теоретических знаний, полученных в лекционных курсах и самостоятельно, применение их при решении	Равновесные и неравновесные процессы в ионных системах. Активность и коэффициент активности электролитов и ионов. Электропроводность электролитов.	20
	Термодинамические характеристики электрохимических систем.	

задач по важным разделам электрохимии.	Классификация электрохимических систем.	10
	Электрохимическая кинетика.	
Модуль 4 Цель: Закрепление теоретических знаний, полученных в лекционных курсах и самостоятельно, применение их при решении задач по важным разделам кинетики.	Химическая кинетика. Формальная кинетика. Основные понятия. Кинетика простых односторонних реакций. Методы определения порядка реакции.	
	Кинетика сложных реакций. Метод стационарных концентраций Боденштейна.	
	Зависимость скорости химической реакции от температуры.	
	Фотохимические и цепные реакции.	

6. Самостоятельная работа обучающихся и текущий контроль успеваемости

6.1. Цели самостоятельной работы

Основными целями самостоятельной работы бакалавров является формирование способностей к самостоятельному познанию и обучению, поиску литературы, обобщению, оформлению и представлению полученных результатов, их критическому анализу, поиску новых, рациональных и неординарных решений, аргументированному отстаиванию своих предложений, умений подготовки выступлений и ведения дискуссий.

6.2. Организация и содержание самостоятельной работы

Самостоятельная работа заключается в изучении отдельных тем курса по заданию преподавателя по рекомендуемой им учебной литературе, в подготовке к лабораторным и практическим занятиям, к текущему контролю успеваемости, подготовке курсовой работы, доклада и презентации; подготовке к экзаменам.

После вводных лекций, в которых обозначается содержание дисциплины, ее проблематика и практическая значимость, студентам выдаются задания на практические и лабораторные занятия. Студенты выполняют задания в часы СРС в течение семестра в соответствии с освоением учебных разделов. Защита выполненных заданий производится поэтапно в часы практических занятий. Оценивание осуществляется путем устного опроса проводится по содержанию и качеству выполненного задания.

После вводных лекций в шестом семестре студентам выдаются темы курсовой работы, определяется порядок подготовки доклада и презентации для его защиты

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

7.1. Основная литература по дисциплине

1. Стромберг, А.Г. Физическая химия : учебник для студентов вузов по хим. спец. / А.Г. Стромберг, Д.П. Семченко; под ред. А.Г. Стромберга. - 6-е изд. ; стер. - Москва : Высшая школа, 2006. - 527 с. : ил. - Библиогр. : с. 511 - 515. - Текст : непосредственный. - ISBN 5-06-003627-8 : 389 р. 50 к. - (ID=59130-8)

2. Кудряшева, Н.С. Физическая химия : учебник для бакалавров : в составе учебно-методического комплекса : для вузов [биолог. специальностей и биофизиков] : [базовый курс] / Н.С. Кудряшева, Л.Г. Бондарева; Сиб. федер. ун-

т. - М. : Юрайт, 2012. - 340 с. : ил. - (Бакалавр. Базовый курс) (УМК-У). - Текст : непосредственный. - ISBN 978-5-9916-2032-1 : 320 p. - (ID=95781-3)

3. Кудряшева, Н. С. Физическая и коллоидная химия : учебник и практикум для вузов / Н. С. Кудряшева, Л. Г. Бондарева. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2022. — 379 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-7159-0. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/488813> (дата обращения: 27.09.2022) . - (ID=150426-0)

4. Дамаскин, Б.Б. Электрохимия : учебное пособие для вузов по направлению подготовки "Химия" / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий, Г.А. Цирлина. - 3-е изд. ; испр. - Санкт-Петербург [и др.] : Лань, 2022. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ЭБС Лань. - Текст : электронный. - Режим доступа: по подписке. - Дата обращения: 27.07.2022. - ISBN 978-5-8114-1878-7. - URL: <https://e.lanbook.com/book/211859> . - (ID=105922-0)

7.2. Дополнительная литература по дисциплине

1. Буданов, В.В. Химическая кинетика : учебное пособие для вузов по направлениям подготовки «Химическая технология», «Биотехнология», «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии» / В.В. Буданов, Т.Н. Ломова, В.В. Рыбкин. - Санкт-Петербург [и др.] : Лань, 2022. - ЭБС Лань. - Текст : электронный. - Режим доступа: по подписке. - Дата обращения: 15.07.2022. - ISBN 978-5-8114-1542-7. - URL: <https://e.lanbook.com/book/211475> . - (ID=105919-0)

2. Буданов, В.В. Химическая термодинамика : учебное пособие для вузов по напр. "Хим. технология и биотехнология" : в составе учебно-методического комплекса / В.В. Буданов, А.И. Максимов; под ред. О.И. Койфмана. - М. : Академкнига, 2007. - 311 с. - (УМК-У). - Библиогр. : с. 306 - 307. - Текст : непосредственный. - ISBN 978-5-94628-300-7 : 240 p. - (ID=67323-20)

3. Байрамов, В.М. Основы электрохимии : учеб. пособие для студентов вузов по спец. 011000 "Химия" и напр. 510500 "Химия" / В.М. Байрамов; [под ред. В.В. Лунина]. - Москва : Академия, 2005. - 237 с. - (Высшее профессиональное образование). - Список лит.: с. 234 - 235. - Текст : непосредственный. - ISBN 5-7695-1985-1 : 180 p. 50 к. - (ID=47579-12)

4. Байрамов, В.М. Основы химической кинетики и катализа : учеб. пособие для хим. фак. ун-тов по спец. 011000 "Химия" и напр. 510500 "Химия" / В.М. Байрамов; под ред. В.В. Лунина. - Москва : Академия, 2003. - 252 с. - (Высшее образование). - Библиогр. : с. 242 - 243. - ISBN 5-7695-1297-0 : 114 p. - (ID=15644-18)

5. Байрамов, В.М. Химическая кинетика и катализ : примеры и задачи с решениями : учеб. пособие для хим. фак. ун-тов / В.М. Байрамов. - Москва : Академия, 2003. - 320 с. - (Высшее образование). - Библиогр. : с. 318. - ISBN 5-7695-1293-8 : 380 p. - (ID=15643-3)

6. Основы физической химии. Теория и задачи : учеб. пособие по спец. 011000 - Химия и по напр. 510500 - Химия / В.В. Еремин [и др.]; Моск. гос. ун-т

им. М.В. Ломоносова. - Москва : Экзамен, 2005. - 478 с. - (Классический университетский учебник). - Библиогр. : с. 468 - 470. - Текст : непосредственный. - ISBN 5-472-00834-4 : 228 p. - (ID=58702-6)

7. Краткий справочник физико-химических величин : в составе учебно-методического комплекса / под ред.: А.А. Равделя, А.М. Пономаревой ; сост. Н.М. Барон, А.М. Пономарева, А.А. Равдель, З.Н. Тимофеев. - 12-е изд. - Москва : АРИС, 2010. - 238 с. - (УМК-У). - Текст : непосредственный. - ISBN 978-5-904673-04-8 : 401 p. 50 к. - (ID=47710-48)

8. Практикум по физической химии : учебное пособие для студентов (бакалавров, преподавателей) технологических специальностей вузов по программам курса "Физическая химия" : в составе учебно-методического комплекса / М.И. Гельфман [и др.]; под редакцией М.И. Гельфмана. - Санкт-Петербург [и др.] : Лань, 2021. - 254 с. - (Учебники для вузов. Специальная литература). - ЭБС Лань. - Текст : электронный. - Режим доступа: по подписке. - Дата обращения: 07.07.2022. - ISBN 5-8114-0604-5. - URL: <https://e.lanbook.com/book/167729> . - (ID=144061-0)

9. Сборник задач по электрохимии : учебное пособие для вузов по направлению "Химия" / Н.А. Колпакова [и др.]; под редакцией Н.А. Колпаковой. - 2-е изд. ; доп. и перераб. - Москва : Альянс, 2016. - 143 с. - Библиогр. : с. 142. - Текст : непосредственный. - ISBN 978-5-91872-118-6 : 451 p. - (ID=130686-6)

10. Практикум по физической химии. Кинетика и катализ. Электрохимия : учеб. пособие для вузов по направлению "Химия" и спец. "Фундамент. и прикладная химия" / А.В. Абраменков [и др.]; под ред.: В.В. Лунина, Е.П. Агеева. - Москва : Академия, 2012. - 300 с. - (Высшее профессиональное образование. Естественные науки). - Текст : непосредственный. - ISBN 978-5-7695-6810-7 : 849 p. 42 к. - (ID=89196-6)

11. Шкилева, И.П. Электрохимия. Растворы электролитов. Электрохимическая термодинамика : учеб. пособие / И.П. Шкилева, М.Ю. Ракитин, Э.М. Сульман; Тверской гос. техн. ун-т. - Тверь : ТвГТУ, 2015. - 95 с. : ил. - Сервер. - Текст : электронный. - ISBN 978-5-7995-0795-4 : 0-00. - URL: <https://elib.tstu.tver.ru/MegaPro/GetDoc/Megapro/110534> . - (ID=110534-1)

12. Шкилева, И.П. Электрохимия. Растворы электролитов. Электрохимическая термодинамика : учеб. пособие : в составе учебно-методического комплекса / И.П. Шкилева, М.Ю. Ракитин, Э.М. Сульман; Тверской гос. техн. ун-т. - Тверь : ТвГТУ, 2015. - 95 с. : ил. - (УМК-У). - Текст : непосредственный. - ISBN 978-5-7995-0795-4 : [б. ц.]. - (ID=110730-75)

13. Практикум по физической химии. Термодинамика : учеб. пособие для вузов по направлению "Химия" и специальности "Химия" / Е.П. Агеев [и др.]; под ред.: Е.П. Агеева, В.В. Лунина. - М. : Академия, 2010. - 218, [1] с. : ил. - (Высшее профессиональное образование. Естественные науки). - Текст : непосредственный. - ISBN 978-5-7695-6809-1 : 349 p. 80 к. - (ID=84582-3)

7.3. Методические материалы

1. Шкилева, И.П. Физическая химия : практикум для самостоятельной подготовки по направлениям подготовки 04.03.01 Химия (очная форма

обучения), 18.03.01 Химическая технология (очная форма обучения), 19.03.01 Биотехнология (очная и заочная форма обучения), специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия (очная форма обучения) / И.П. Шкилева, А.А. Степачева, М.Е. Григорьев; Тверской государственный технический университет, Кафедра "Биотехнология, химия и стандартизация". - Тверь : ТвГТУ, 2022. - 16 с. - Сервер. - Текст : электронный. - 0-00. - URL: <https://elib.tstu.tver.ru/MegaPro/GetDoc/Megapro/148039> . - (ID=148039-1)

2. Шкилева, И.П. Физическая химия : практикум для самостоятельной подготовки по направлениям подготовки 04.03.01 Химия (очная форма обучения), 18.03.01 Химическая технология (очная форма обучения), 19.03.01 Биотехнология (очная и заочная форма обучения), специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия (очная форма обучения) / И.П. Шкилева, А.А. Степачева, М.Е. Григорьев; Тверской государственный технический университет, Кафедра "Биотехнология, химия и стандартизация". - Тверь : ТвГТУ, 2022. - 16 с. - Текст : непосредственный. - 131 р. - (ID=148216-45)

3. Физическая химия. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах : сборник контрольных заданий по курсу «Физическая химия» по направлениям подготовки 04.03.01 Химия, 18.03.01 Химическая технология, 19.03.01 Биотехнология и специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия, очной формы обучения / Тверской государственный технический университет, Кафедра БТиХ ; составители: И.П. Шкилева, А.А. Степачева, О.В. Гребенникова, М.Е. Григорьев, Э.М. Сульман. - Тверь : ТвГТУ, 2021. - 32 с. - Сервер. - Текст : электронный. - 0-00. - URL: <https://elib.tstu.tver.ru/MegaPro/GetDoc/Megapro/140991> . - (ID=140991-1)

4. Физическая химия. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах : сборник контрольных заданий по курсу «Физическая химия» по направлениям подготовки 04.03.01 Химия, 18.03.01 Химическая технология, 19.03.01 Биотехнология и спец. 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия, очной формы обучения / Тверской государственный технический университет, Кафедра БХС ; составители: И.П. Шкилева, А.А. Степачева, О.В. Гребенникова, М.Е. Григорьев, Э.М. Сульман. - Тверь : ТвГТУ, 2021. - 32 с. - Текст : непосредственный. - 78 р. - (ID=142514-95)

5. Физическая химия : сборник заданий для самостоятельной подготовки к практ. занятиям по курсу «Физическая химия» по направлениям подготовки 04.03.01 Химия, 18.03.01 Химическая технология, 19.03.01 Биотехнология и спец. 04.05.01 Фундамент. и прикладная химия, очной формы обучения. Ч. 2 / Тверской государственный технический университет, Кафедра БТиХ ; составители: И.П. Шкилева, А.А. Степачева, А.Е. Филатова, Э.М. Сульман. - Тверь : ТвГТУ, 2019. - Сервер. - Текст : электронный. - 0-00. - URL: <https://elib.tstu.tver.ru/MegaPro/GetDoc/Megapro/135066> . - (ID=135066-1)

6. Физическая химия : сборник заданий для самостоятельной подготовки к практическим занятиям по курсу "Физическая химия" по направлениям подготовки 04.03.01 Химия, 18.03.01 Химическая технология, 19.03.01 Биотехнология и специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия, очной формы обучения. Ч. 2 / Тверской государственный технический

университет, Кафедра БТиХ ; составители: И.П. Шкилева, А.А. Степачева, А.Е. Филатова, Э.М. Сульман. - Тверь : ТвГТУ, 2019. - 32 с. - Текст : непосредственный. - 72 р. - (ID=135115-95)

7. Физическая химия. Химическое равновесие : сб. контрольных заданий по курсу "Физ. химия" направления подготовки бакалавров 04.03.01 Химия, 18.03.01 Хим. технология, спец. 04.05.01 Фундамент. и прикл. химия, 2 курс, очная форма обучения / Тверской гос. техн. ун-т ; сост.: И.П. Шкилева, Э.М. Сульман, А.Е. Филатова, М.Е. Григорьев. - Тверь : ТвГТУ, 2018. - Сервер. - Текст : электронный. - 0-00. - URL: <https://elib.tstu.tver.ru/MegaPro/GetDoc/Megapro/131728> . - (ID=131728-1)

8. Физическая химия. Химическое равновесие : сб. контрольных заданий по курсу "Физ. химия" направления подготовки бакалавров 04.03.01 Химия, 18.03.01 Хим. технология, спец. 04.05.01 Фундамент. и прикл. химия, 2 курс, очная форма обучения / Тверской гос. техн. ун-т ; сост.: И.П. Шкилева, Э.М. Сульман, А.Е. Филатова, М.Е. Григорьев. - Тверь : ТвГТУ, 2018. - 31 с. - Текст : непосредственный. - 44 р. - (ID=131985-95)

9. Электрохимическая термодинамика : метод. указания к практ. и лаб. занятиям по курсу "Физ. химия" по напр. подготовки 24700 Биотехнология, 240100 Хим. технология, 020100 Химия, 241000 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в хим. технологии, нефтехимии и биотехнологии и по спец. 020201 Фундамент. и прикл. химия / Тверской гос. техн. ун-т ; сост.: И.П. Шкилева, М.Ю. Ракитин, Э.М. Сульман. - Тверь : ТвГТУ, 2013. - 39 с. : ил. - Сервер. - Текст : непосредственный. - Текст : электронный. - 41 р. 50 к. - URL: <https://elib.tstu.tver.ru/MegaPro/GetDoc/Megapro/98854> . - (ID=98854-96)

10. Неравновесные процессы в растворах электролитов : метод. указания к практ. и лаб. занятиям по курсу "Физ. химия" по напр. подготовки 24700 Биотехнология, 240100 Хим. технология, 020100 Химия, 241000 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в хим. технологии, нефтехимии и биотехнологии и по спец. 020201 Фундамент. и прикл. химия / Тверской гос. техн. ун-т ; сост.: И.П. Шкилева, М.Ю. Ракитин, Э.М. Сульман. - Тверь : ТвГТУ, 2013. - Сервер. - Текст : электронный. - 0-00. - URL: <https://elib.tstu.tver.ru/MegaPro/GetDoc/Megapro/98984> . - (ID=98984-1)

11. Неравновесные процессы в растворах электролитов : метод. указания к практ. и лаб. занятиям по курсу "Физ. химия" по напр. подготовки 24700 Биотехнология, 240100 Хим. технология, 020100 Химия, 241000 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в хим. технологии, нефтехимии и биотехнологии и по спец. 020201 Фундамент. и прикл. химия / Тверской гос. техн. ун-т ; сост.: И.П. Шкилева, М.Ю. Ракитин, Э.М. Сульман. - Тверь : ТвГТУ, 2013. - 39 с. : ил. - Текст : непосредственный. - 41 р. 50 к. - (ID=99418-95)

12. Молекулярная спектроскопия : метод. указ. к практ. и лаб. занятиям по курсу «Физическая химия» для студентов специальностей 240901 Биотехнология 250500 Химическая технология высокомолекулярных соединений, 011000 Химия, 320700 Охрана окружающей среды : в составе учебно-методического комплекса / Тверской гос. техн. ун-т, Каф. БТиХ ; сост.: И.П. Шкилева, Е.А. Клиндер, Э.М.Сульман. - Тверь : ТвГТУ, 2009. - (УМК-М). - Сервер. - Текст :

электронный. - 0-00. - URL:
<https://elib.tstu.tver.ru/MegaPro/GetDoc/Megapro/103090> . - (ID=103090-1)

13. Молекулярная спектроскопия : метод. указ. к практ. и лаб. занятиям по курсу "Физич. химия" для студентов спец. 240901 Биотехнология, 250500 Хим. технология высокомолекулярных соединений, 011000 Химия, 320700 Охрана окружающей среды / Тверской гос. техн. ун-т, Каф. БТиХ ; сост.: И.П. Шкилева, Е.А. Клиндер, Э.М. Сульман. - Тверь : ТвГТУ, 2009. - 22 с. - Текст : непосредственный. - 14 р. 42 к. - (ID=79244-96)

14. Шкилева, И.П. Методические указания для самостоятельной подготовки студентов к практическим занятиям по курсу "Физическая химия" для студентов специальностей 240901 Биотехнология, 250500 Химическая технология высокомолекулярных соединений, 011000 Химия, 320700 Охрана окружающей среды : в составе учебно-методического комплекса / И.П. Шкилева, Э.М. Сульман, М.В. Мельникова; Тверской гос. техн. ун-т, Каф. БТиХ. - Тверь : ТвГТУ, 2010. - 44 с. - (УМК-М). - Сервер. - Текст : непосредственный. - Текст : электронный. - 20 р. 90 к. - URL: <https://elib.tstu.tver.ru/MegaPro/GetDoc/Megapro/84188> . - (ID=84188-92)

7.4. Программное обеспечение по дисциплине

Операционная система Microsoft Windows: лицензии № ICM-176609 и № ICM-176613 (Azure Dev Tools for Teaching).

Microsoft Office 2007 Russian Academic: OPEN No Level: лицензия № 41902814.

7.5. Специализированные базы данных, справочные системы, электронно-библиотечные системы, профессиональные порталы в Интернет

ЭБС и лицензионные ресурсы ТвГТУ размещены:

1. Ресурсы: <https://lib.tstu.tver.ru/header/obr-res>
2. ЭК ТвГТУ: <https://elib.tstu.tver.ru/MegaPro/Web>
3. ЭБС "Лань": <https://e.lanbook.com/>
4. ЭБС "Университетская библиотека онлайн": <https://www.biblioclub.ru/>
5. ЭБС «IPRBooks»: <https://www.iprbookshop.ru/>
6. Электронная образовательная платформа "Юрайт" (ЭБС «Юрайт»): <https://urait.ru/>
7. Научная электронная библиотека eLIBRARY: <https://elibrary.ru/>
8. Информационная система "ТЕХНОРМАТИВ". Конфигурация "МАКСИМУМ": сетевая версия (годовое обновление): [нормативно-технические, нормативно-правовые и руководящие документы (ГОСТы, РД, СНИПы и др.]. Диск 1, 2, 3, 4. - М.: Технорматив, 2014. - (Документация для профессионалов). - CD. - Текст: электронный. - 119600 р. - (105501-1)
9. База данных учебно-методических комплексов: <https://lib.tstu.tver.ru/header/umk.html>

УМК размещен: <https://elib.tstu.tver.ru/MegaPro/GetDoc/Megapro/120672>

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины

При изучении дисциплины «Физическая химия» используются современные средства обучения, возможна демонстрация лекционного материала с помощью проектора. Аудитория для проведения лекционных занятий, проведения защит и презентаций курсовых работ оснащена современной компьютерной и офисной техникой, необходимым программным обеспечением, электронными учебными пособиями и законодательно-правовой поисковой системой, имеющий выход в глобальную сеть.

Для проведения лабораторного практикуму используется специально оборудованная учебная лаборатория. В таблице 5 представлен рекомендуемый перечень материально-технического обеспечения лабораторного практикума по дисциплине.

Таблица 5. Рекомендуемое материально-техническое обеспечение дисциплины

№ пп	Рекомендуемое материально-техническое обеспечение дисциплины
Лабораторные установки и стенды	
1	Лаб. установка «Определение чисел переноса»
2	Лаб. установка «Определение состава кристаллогидрата методом калориметрии»
3	Лаб. установка для снятия оптических спектров
4	Лаб. установка «Определение давления насыщенного пара вещества»
5	Лаб. установка «Каталитическая дегидратация этилового спирта»
6	Лаб. установка каталитического гидрирования
7	Лаб. установка «Определение температурного коэффициента Э.Д.С.»
8	Лаб. установка «Определение теплоты диссоциации слабой кислоты»
9	Лаб. установка «Определение коэффициента диффузии методом вращающегося диска»
10	Лаб. установка « Перегонка бинарных смесей»
Лабораторное оборудование	
1	УФ-спектрометр СФ-46
2	ИК-спектрометр
3	Иономеры АНИОН 4100
4	Фотоэлектронные калориметры КФК-2, КФК-3
5	Стилоскоп
6	Весы технические
7	Весы аналитические
8	Весы седиментационные
9	Шкаф суховоздушный
10	Муфельная печь
11	Рефрактометры
12	Кондуктометра АНИОН 4100
13	Интерферометр
14	Стандартные наборы химических реактивов
15	Стандартные наборы химической стеклянной посуды
16	Стандартные наборы мерной стеклянной посуды
Стандартные измерительные приборы	
1	Стандартные измерительные приборы для измерения температуры

9. Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации

9.1. Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации в форме экзамена

1. Экзаменационный билет соответствует форме, утвержденной Положением о рабочих программах дисциплин, соответствующих федеральным государственным образовательным стандартам высшего образования с учетом профессиональных стандартов. Типовой образец экзаменационного билета приведен в Приложении. Обучающемуся даётся право выбора заданий из числа, содержащихся в билете, принимая во внимание оценку, на которую он претендует.

Число экзаменационных билетов – 20. Число вопросов (заданий) в экзаменационном билете – 3 (1 вопрос для категории «знать» и 2 вопроса для категории «уметь»).

Продолжительность экзамена – 60 минут.

2. Шкала оценивания промежуточной аттестации в форме экзамена – «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

3. Критерии оценки за экзамен:

для категории «знать»:

выше базового – 2;

базовый – 1;

ниже базового – 0;

критерии оценки и ее значение для категории «уметь»:

отсутствие умения – 0 балл;

наличие умения – 2 балла.

«отлично» - при сумме баллов 5 или 6;

«хорошо» - при сумме баллов 4;

«удовлетворительно» - при сумме баллов 3;

«неудовлетворительно» - при сумме баллов 0, 1 или 2.

4. Вид экзамена – письменный экзамен, включающий решение задач с использованием справочного материала и непрограммируемого калькулятора.

5. База заданий, предъявляемая обучающимся на экзамене:

5 семестр:

1. Азеотропные смеси. Законы Вревского. Перегонка азеотропных смесей.

2. Второй закон термодинамики. Цикл Карно, коэффициент полезного действия.

3. Гетерогенные химические равновесия и особенности их термодинамического описания.

4. Двухкомпонентные системы. Диаграммы на плоскости двойных систем, плавящихся без образования химических соединений.

5. Двухкомпонентные системы. Диаграммы на плоскости двойных систем, плавящихся с образованием химических соединений (плавящихся конгруэнтно).

6. Двухкомпонентные системы. Объемная диаграмма и плоские диаграммы, охватывающие все фазовые состояния системы.

7. Двухкомпонентные системы. Физико-химический анализ. Принцип непрерывности и принцип соответствия. Термический анализ.

8. Диаграмма состояния воды (объемная и плоская). Её анализ с учетом правила фаз Гиббса и уравнения Клаузиуса–Клайперона.

9. Диаграмма температура – состав двухкомпонентной системы с образованием химического соединения, плавящегося инконгруэнтно.

10. Диаграмма температура – состав двухкомпонентных систем, плавящихся с образованием твердых растворов (изоморфные системы).

11. Диаграмма температура – состав для двухкомпонентных систем с ограниченной растворимостью в твердом состоянии.

12. Диаграммы «общее давление пара – состав раствора», «температура – состав» (диаграммы кипения) для идеальных и реальных растворов.

13. Диаграммы состояния трехкомпонентных систем (объемные и на плоскости). Графическое выражение состава с помощью равностороннего треугольника Гиббса и Розебома.

14. Зависимость константы равновесия от температуры. Вывод уравнений изобары и изохоры химических реакций. Интегрирование уравнения изобары.

15. Зависимость тепловых эффектов от температуры (уравнение Кирхгофа). Интегрирование уравнения Кирхгофа в различных приближениях.

16. Закон действия масс. Вывод его методом характеристических функций. Различные виды констант равновесия и связь между ними.

17. Законы Коновалова и способы перегонки бинарных полностью смешивающихся жидкостей.

18. Идеальные растворы. Вывод закона Рауля. Отклонения от закона в случае реальных растворов и их причины.

19. Изотерма Вант-Гоффа. Химическое сродство и реакционная способность.

20. Методы расчета констант химического равновесия и химического сродства.

21. Общая характеристика растворов. Физическая и химическая теории растворов. Термодинамическая теория растворов.

22. Парциальные мольные величины. Уравнение Гиббса–Дюгема.

23. Понятия «фаза», «составная часть», «компонент», «степень свободы». Вывод и анализ правила фаз Гиббса. Классификация систем на основе правила фаз Гиббса.

24. Постулат Планка. Абсолютные энтропии и их расчет.

25. Предельно разбавленные растворы. Вывод уравнения Генри. Растворимость газов в жидкостях.

26. Предмет и содержание курса физической химии. Теоретические и экспериментальные методы физической химии.

27. Приведенные переменные. Приведенное уравнение состояния реального газа. Закон соответственных состояний.

28. Распределение растворенного вещества между двумя жидкими

фазами. Коэффициент распределения. Вывод закона Нернста–Шилова.

29. Расчет термодинамических свойств реальных газов. Теорема о приведенных состояниях. Приведенное уравнение состояния. Обобщенные методы расчета термодинамических величин реальных газов: параметров P , V , T ; фугитивности; энтальпии, теплоемкости.

30. Расчет термодинамических свойств реальных газов. Фугитивность. Методы расчета этой функции.

31. Расчет энтропии в различных процессах: в процессе нагревания (охлаждения) системы; при фазовом переходе, в процессах расширения и сжатия идеального газа, в процессах смешения идеальных газов.

32. Система из трех ограниченно смешивающихся жидкостей (трехмерная диаграмма и диаграмма на плоскости). Правило Тарасенкова.

33. Системы с изменением масс компонентов. Химический потенциал и его смысл. Общие условия самопроизвольного течения процесса в системах с изменением масс компонентов и общие условия равновесия таких систем.

34. Следствия закона Гесса: закон Лапласа–Лавуазье, принцип комбинирования химических реакций, представление теплового эффекта реакции через теплоты образования и сгорания реагирующих веществ. Расчет теплоты образования по энергиям связей.

35. Статистический характер второго закона термодинамики. Энтропия как мера термодинамической вероятности. Критика «теории тепловой смерти Вселенной».

36. Теплоемкость системы. Истинная и средняя теплоемкости. Изохорная, изобарная теплоемкости. Зависимость теплоемкости от температуры. Оценка теплоемкости веществ в случае отсутствия экспериментальных данных о них: правило Дюлонга–Пти, правило Неймана–Коппа.

37. Теплота и работа как формы передачи энергии. Внутренняя энергия. Первый закон термодинамики. Формулировки. Математическое выражение.

38. Термодинамическая теория растворов. Классификация растворов: идеальные, предельно-разбавленные, неидеальные (реальные), атермальные, регулярные растворы.

39. Термодинамические свойства идеальных газов. Энергия Гельмгольца и Гиббса для идеальных газов. Химические потенциалы идеальных газов.

40. Термохимия, определение. Тепловой эффект химических реакций. Закон Гесса. Теоретическое подтверждение закона Гесса из первого закона термодинамики.

41. Уравнения Гиббса–Гельмгольца, вывод и анализ этих уравнений. Преобразование уравнения для нахождения зависимости $\Delta G=f(T)$ и $\Delta F=f(T)$.

42. Уравнения состояния реального газа. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Анализ изотерм Ван-дер-Ваальса при температурах выше, ниже и равной критической. Определение постоянных уравнения Ван-дер-Ваальса «а» и «b».

43. Уравнения состояния термодинамических систем. Уравнение состояния идеального газа. Реальные газы. Факторы сжимаемости. Изотермы реальных газов, их отличие от изотерм идеального газа. Критическая температура, критическое давление, критический мольный объем.

44. Условия равновесия чистого вещества в двух фазах однокомпонентной системы. Фазовые переходы первого и второго рода. Вывод, интегрирование и анализ уравнения Клаузиуса–Клайперона.

45. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнения состояния и диаграммы состояния. Объемные (полные) диаграммы и диаграммы на плоскости.

46. Характеристические функции. Связь между ними. Использование этих функций в качестве критериев протекания процессов и пределов их протекания (равновесия).

47. Химическая термодинамика. Основные понятия и определения химической термодинамики. Системы и их классификация. Виды термодинамических параметров: внешние, внутренние, экстенсивные, интенсивные. Обобщенные силы, обобщенные координаты. Термодинамические функции состояния и процесса. Свойства функций состояния.

48. Состояния термодинамических систем: равновесное (стабильное, метастабильное), неравновесное, стационарное. Термодинамические процессы: самопроизвольные, несамопроизвольные, обратимые, необратимые, равновесные (квазистатические), неравновесные.

49. Энергия Гельмгольца, вывод и анализ уравнения, использование изменения этой функции в качестве критерия протекания процесса.

50. Энергия Гиббса, вывод и анализ уравнения, использование изменения этой функции в качестве критерия протекания процесса.

51. Энтропия в адиабатических равновесных и неравновесных процессах. Энтропия как критерий направления и предела протекания процесса в изолированной системе.

52. Энтропия и неупорядоченность состояния системы. Макро- и микросостояния системы. Фазовое пространство. Фазовые ячейки. Основные положения статистики Больцмана.

53. Энтропия. Приведенная теплота равновесных и неравновесных процессов и связь их с изменением энтропии.

6 семестр:

1. Активность и коэффициент активности электролитов и ионов. Ионная сила раствора. Закон ионной силы.

2. Виды потенциалов, возникающих на границах раздела фаз: поверхностный, внутренний, внешний, гальвани-потенциал, вольта-потенциал, электрохимический потенциал.

3. Возникновение скачка потенциала на границе раствор–металл. Строение двойного электрического слоя на границе раствор–металл.

4. Вывод основного уравнения теории абсолютных скоростей реакций. Трансмиссионный коэффициент.

5. Газовые электроды. Водородный электрод, его теория, устройство. Стандартный водородный электрод.

6. Гетерогенный катализ. Роль адсорбции в кинетике гетерогенных каталитических реакций. Энергия активации каталитических реакций.

7. Гомогенный катализ. Кинетика гомогенно-каталитических реакций.

8. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации и предэкспоненциальный множитель, их определение из опытных данных.

9. Зависимость скорости и константы скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.

10. Зависимость удельной и молярной электропроводностей от концентрации и разбавления раствора. Электрическая проводимость растворов сильных электролитов. Закон "квадратного корня" Кольрауша, уравнение Гхоша.

11. Кинетика выделения водорода. Возможные механизмы катодного образования водорода.

12. Кинетика выделения кислорода. Возможные механизмы анодного образования кислорода.

13. Кинетика реакций в растворах. Применение теории бинарных столкновений к реакциям в растворах. "Медленные реакции". Работы Меншуткина. Роль растворителя и сольватации.

14. Кинетика фотохимических реакций. Основные законы этих реакций. Квантовый выход.

15. Кинетика цепных неразветвленных реакций, вывод основных уравнений.

16. Классификация обратимых электродов. Окислительно-восстановительные электроды и уравнения для их потенциалов (вывод). Хингидронный электрод и его использование для целей измерения pH.

17. Классификация обратимых электродов. Электроды второго рода. Уравнение для их потенциалов (вывод). Электроды второго рода как стандартные полуэлементы.

18. Классификация электрохимических цепей. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Химические цепи.

19. Международная конвенция об ЭДС и электродных потенциалах (знаки ЭДС и электродных потенциалов, запись полуэлементов и электрохимических цепей, запись электродных реакций).

20. Метод стационарных концентраций Боденштейна.

21. Методы измерения электропроводности. Кондуктометрия.

22. Основной постулат химической кинетики. Понятия константы скорости реакции и порядков реакции (частных и общих). Молекулярность реакции; моно-, би-, тримолекулярные реакции.

23. Перенапряжение водорода. Формула Тафеля. Зависимость перенапряжения водорода от различных факторов. Природа водородного напряжения на различных металлах.

24. Подвижности ионов. Закон независимого движения ионов Кольрауша. Зависимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и концентрации раствора.

25. Понятие гальванического элемента. Равновесно протекающая электрохимическая реакция в гальваническом элементе. Уравнение Нернста для ЭДС гальванического элемента.

26. Понятия: "порядок по веществу (компоненту)" и "порядок реакции".

Интегральные и дифференциальные методы определения порядка реакции.

27. Понятия: исходное вещество, промежуточные частицы и промежуточные вещества, продукты реакции. Гомогенные и гетерогенные реакции, гомогенно-гетерогенные реакции. Процессы гомофазные и гетерофазные, гомофазно-гетерогенные и гетерогенно-гетерофазные. Замкнутые и открытые системы. Скорость химической реакции. Скорость реакции по данному веществу и скорость реакции на единицу стехиометрического коэффициента.

28. Последовательные реакции, дифференциальные уравнения для последовательных реакций первого порядка. Анализ интегральных уравнений для концентрации исходного вещества, промежуточного вещества, конечного продукта.

29. Последовательные реакции. Связь между временем достижения максимальной концентрации промежуточного вещества и временем, соответствующим точке перегиба на кривой изменения концентрации продукта со временем.

30. Применение метода ЭДС. Потенциометрия.

31. Применение теории активированного комплекса к реакциям в растворах. Уравнение Бренстеда-Бьеррума. Зависимость константы скорости ионных реакций от ионной силы раствора. Солевые эффекты и их объяснение.

32. Разветвленные цепные реакции. Кинетика этих процессов. Пределы взрыва и воспламенения, их истолкование.

33. Развитие представлений о строении растворов электролитов. Основные положения теории Аррениуса. Недостатки этой теории.

34. Растворение твердых тел и газов в жидкостях. Уравнение Шукарева.

35. Связь между химической и электрической энергией гальванического элемента. Вывод уравнения для ЭДС гальванического элемента. Формула Нернста-Тюринга для электродного потенциала.

36. Сложные реакции. Второй постулат химической кинетики (о независимости отдельных стадий сложного химического процесса). Обратимые реакции. Кинетика обратимой реакции $1^{\text{го}}$ порядка.

37. Сложные реакции. Второй постулат химической кинетики. Параллельные реакции. Кинетика параллельных реакций $1^{\text{го}}$ и $2^{\text{го}}$ порядка.

38. Специфика и основные стадии гетерогенных процессов. Роль диффузии. Законы Фика. Стационарный и нестационарный режимы гетерогенных процессов.

39. Стадии цепных реакций: зарождение цепи, продолжение цепи, обрыв цепи. Понятия: звено цепи, длина цепи, скорость цепной реакции.

40. Теория активных столкновений. Истолкование энергии активации и предэкспоненты в рамках этой теории. Стерический фактор.

41. Теория активных столкновений. Основные положения теории. Вывод уравнений для константы скорости бимолекулярной реакции (для молекул разного сорта и для одинаковых молекул).

42. Теория бинарных столкновений. Вывод уравнения для скорости и константы скорости реакции между разнородными частицами. Сопоставление

расчетных и экспериментальных данных.

43. Теория переходного состояния (активированный комплекс). Поверхность потенциальной энергии, путь реакции. Энергетический профиль процесса, энергия активации с позиций теории переходного состояния.

44. Термодинамика обратимых электрохимических систем. Зависимость ЭДС гальванических элементов от температуры (температурный коэффициент ЭДС).

45. Термодинамический аспект теории переходного состояния. Истолкование предэкспоненциального множителя и стерического фактора теории бинарных столкновений.

46. Физические основы теории Дебая–Хюккеля–Онзагера; электрофоретический и релаксационные эффекты. Эффекты Вина и Дебая–Фалькенгагена.

47. Формальная кинетика простых односторонних реакций в замкнутой системе. Реакции нулевого, первого, второго, "n"-го порядков. Уравнения для скоростей, констант скоростей этих реакций, анализ соответствующих уравнений, кинетические кривые. Время полупревращения.

48. Химическая термодинамика и химическая кинетика; принципиальная возможность и практическая реализация процесса. Химическая кинетика, ее теоретическое и практическое значение. Разделы химической кинетики: формальная кинетика и теория химической кинетики.

49. Числа переноса. Определение чисел переноса по Гитторфу.

50. ЭДС электрохимической цепи как сумма гальвани- и вольта-потенциалов. Электродный потенциал как сумма гальвани-потенциалов.

51. Электродные потенциалы, их возникновение, методы определения.

52. Электродный потенциал. Возникновение и методы измерения. Стандартный водородный электрод.

53. Электролиз. Законы Фарадея. Выход по току.

54. Электропроводность растворов электролитов. Удельная и молярная электропроводности. Влияние различных факторов на электропроводность электролитов.

55. Электростатическая теория Дебая и Хюккеля. Предельный закон Дебая–Хюккеля.

56. Явление катализа. Катализаторы (положительные и отрицательные). Влияние катализаторов на энергию активации катализируемой реакции. Катализ и химическое равновесие.

57. Явление поляризации электродов и ее причины. Виды поляризации.

Пользование различными техническими устройствами, кроме ЭВМ компьютерного класса и программным обеспечением, необходимым для решения поставленных задач, не допускается. При желании студента покинуть пределы аудитории во время экзамена экзаменационный билет после его возвращения заменяется.

Преподаватель имеет право после проверки письменных ответов на экзаменационные вопросы и решенных на компьютере задач задавать студенту в

устной форме уточняющие вопросы в рамках содержания экзаменационного билета, выданного студенту.

Иные нормы, регламентирующие процедуру проведения экзамена, представлены в Положении о текущем контроле успеваемости и промежуточной аттестации студентов.

9.2. Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации в форме зачета

Учебным планом зачет по дисциплине не предусмотрен.

9.3. Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации в форме курсового проекта или курсовой работы

1. Шкала оценивания курсовой работы – «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

2. Примерная тематика курсовой работы (6 семестр).

1) Статистический расчет вкладов различных видов движения в термодинамические функции идеального газа.

2) Эмпирические методы расчета теплот сгорания органических соединений.

3) Теплоемкость. Методы расчета теплоемкости. Эмпирические методы расчета теплоемкости.

4) Эмпирические методы расчета теплот образования органических соединений.

5) Энтропия, расчет абсолютного значения энтропии. Приближенные методы расчета стандартной энтропии при температуре 298 К.

6) Химическое равновесие в неидеальных газовых системах. Методы расчета фугитивности.

7) Фазовые и мембранные равновесия в двухкомпонентных системах (криоскопия, эбуллиоскопия, осмос).

8) Теоретические основы физико-химического анализа.

9) Термический анализ, визуальный метод и метод кривых «температура – время».

10) Теоретические основы процессов экстракции.

11) Автокаталитические и колебательные реакции.

12) Кинетика реакций с иммобилизованными ферментами.

13) Фотохимия и фотохимические реакции. Кинетика фотохимических реакций.

14) Действие излучения высоких энергий на химические системы и его использование в химической технологии.

15) Использование квантово-статистического закона распределения молекул по энергиям электронного возбуждения в химической кинетике.

16) Мономолекулярные реакции и теория активных столкновений.

17) Бимолекулярные реакции и теория активных столкновений.

18) Теория переходного состояния. Основное уравнение теории. Различные формы основного уравнения теории активированного комплекса.

- 19) Поверхности потенциальной энергии.
- 20) Современные теории гетерогенного катализа.
- 21) Химические реакции в растворах.
- 22) Кинетика электродных процессов.
- 23) Строение двойного электрического слоя и механизмы его возникновения.

Студент по согласованию с преподавателем может самостоятельно выбрать объект курсовой работы на базе организации или предприятия, на котором проводится практика или научно-исследовательская работа.

Курсовая работа может являться этапом подготовки к написанию ВКР.

3. Критерии итоговой оценки за курсовую работу.

Таблица 6. Оцениваемые показатели для проведения промежуточной аттестации в форме курсовой работы

№ раздела	Наименование раздела	Баллы по шкале уровня
	Термины и определения	Выше базового – 2 Базовый – 1 Ниже базового – 0
	Введение	Выше базового – 2 Базовый – 1 Ниже базового – 0
1	Общая часть (обзор литературы по теме курсовой работы, описание проблем, существующих в области, касающейся темы курсовой работы)	Выше базового – 10 Базовый – 7 Ниже базового – 0
2	Практическая часть (расчетное задание по теме курсовой работы)	Выше базового – 10 Базовый – 7 Ниже базового – 0
	Заключение	Выше базового – 3 Базовый – 2 Ниже базового – 0
	Список использованных источников	Выше базового – 2 Базовый – 1 Ниже базового – 0

Критерии итоговой оценки за курсовую работу:

- «отлично» – при сумме баллов от 28 до 30;
- «хорошо» – при сумме баллов от 24 до 27;
- «удовлетворительно» – при сумме баллов от 20 до 23;
- «неудовлетворительно» – при сумме баллов менее 20, а также при любой другой сумме, если по разделам «Общая часть» или/и «Практическая часть» работа имеет 0 баллов.

4. В процессе выполнения курсовой работы руководитель осуществляет систематическое консультирование.

5. Дополнительные процедурные сведения:

- студенты выбирают тему для курсовой работы самостоятельно из предложенного списка и согласовывают свой выбор с преподавателем в течение двух первых недель обучения;

- проверку и оценку работы осуществляет руководитель, который доводит до сведения обучающего достоинства и недостатки курсовой работы и ее оценку. Оценка проставляется в зачетную книжку обучающегося и ведомость для курсовой работы. Если обучающийся не согласен с оценкой руководителя, проводится защита работы перед комиссией, которую назначает заведующий кафедрой;

- защита курсовой работы проводится в течение двух последних недель семестра и выполняется в форме устной защиты в виде доклада и презентации на 5-7 минут с последующим ответом на поставленные вопросы, в ходе которых выясняется глубина знаний студента и самостоятельность выполнения работы;

- работа не подлежит обязательному внешнему рецензированию;

- курсовые работы хранятся на кафедре в течение трех лет.

10. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины

Студенты перед началом изучения дисциплины ознакомлены с системами кредитных единиц и балльно-рейтинговой оценки.

Студенты, изучающие дисциплину, обеспечиваются электронными изданиями или доступом к ним, учебно-методическим комплексом по дисциплине, включая методические указания к выполнению практических работ, всех видов самостоятельной работы.

В учебный процесс рекомендуется внедрение субъект-субъектной педагогической технологии, при которой в расписании каждого преподавателя определяется время консультаций студентов по закрепленному за ним модулю дисциплины.

11. Внесение изменений и дополнений в рабочую программу дисциплины

Содержание рабочих программ дисциплин ежегодно обновляется протоколами заседаний кафедры по утвержденной «Положением о структуре, содержании и оформлении рабочих программ дисциплин по образовательным программам, соответствующим ФГОС ВО с учетом профессиональных стандартов» форме.

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Тверской государственный технический университет»

Направление подготовки бакалавров 04.03.01 Химия
Профиль – Медицинская и фармацевтическая химия
Кафедра Биотехнологии и химии
Дисциплина «Физическая химия»
Семестр 5

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

1. Задание для проверки уровня «знать» – или 0, или 1, или 2 балла:
Химическая термодинамика. Основные понятия и определения термодинамики. Теплота и работы различного рода.

2. Задание для проверки уровня «уметь» – или 0, или 2 балла:
Молярная теплоемкость двуокиси углерода при постоянном давлении в Дж/(град·моль) в температурном интервале 300-1400 К равна $6,3957 + 10,1933 \cdot 10^{-3} \cdot T - 35,333 \cdot 10^{-7} \cdot T^2$. Вычислите изменение энтропии при нагревании двуокиси углерода от 500 до 1000°С при постоянном давлении.

3. Задание для проверки уровня «уметь» – или 0, или 2 балла:
Рассчитать изменение энтропии в процессе нагревания 1 моля ртути от –77°С до 25°С. Теплота плавления ртути при $t = -38,9^\circ\text{C}$ равна 11,58 Дж·г⁻¹; удельная теплоемкость твердой ртути $C_T = 0,138$ Дж·г⁻¹·К⁻¹, жидкой ртути $C_{ж} = 0,140 - 2,86 \cdot 10^{-6}T$ (Дж·г⁻¹·К⁻¹). Атомный вес ртути равен 200,6.

Критерии итоговой оценки за экзамен:

«отлично» - при сумме баллов 5 или 6;
«хорошо» - при сумме баллов 4;
«удовлетворительно» - при сумме баллов 3;
«неудовлетворительно» - при сумме баллов 0, 1 или 2 балла;

Составитель: доц. кафедры БХС

И.П. Шкилева

Заведующий кафедрой БХС

М.Г. Сильман

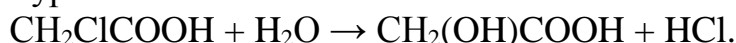
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Тверской государственный технический университет»

Направление подготовки бакалавров 04.03.01 Химия
Профиль – Медицинская и фармацевтическая химия
Кафедра Биотехнологии и химии
Дисциплина «Физическая химия»
Семестр 6

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

1. Задание для проверки уровня «знать» – или 0, или 1, или 2 балла:
Формальная кинетика. Понятие скорости химической реакции. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости.

2. Задание для проверки уровня «уметь» – или 0, или 2 балла:
Монохлоруксусная кислота при действии воды переходит в гликолевую. Реакция протекает по уравнению:



При большом избытке воды реакция является псевдомолекулярной. На основании приведенных данных вычислить константу скорости реакции и определить, через сколько времени все три кислоты присутствуют в эквивалентных количествах.

Время отбора пробы, мин	0	600	780	2070
Объем NaOH , израсходованного на титрование, см^3	12,9	15,8	16,4	20,5

3. Задание для проверки уровня «уметь» – или 0, или 2 балла:
Найти величину эквивалентной электропроводности (λ^0) для KBr и эффективный коэффициент диффузии электролита $D_{\text{эф}}$ при 18°C , если подвижности ионов K^+ и Br^- равны при этом, соответственно: $64,6 \cdot 10^{-4}$ ($\text{Cm} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{г-экв}^{-1}$) и $68,2 \cdot 10^{-4}$ ($\text{Cm} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{г-экв}^{-1}$).

Критерии итоговой оценки за экзамен:

«отлично» - при сумме баллов 5 или 6;
«хорошо» - при сумме баллов 4;
«удовлетворительно» - при сумме баллов 3;
«неудовлетворительно» - при сумме баллов 0, 1 или 2 балла;

Составитель: доц. кафедры БХС

И.П. Шкилева

Заведующий кафедрой БХС

М.Г. Сульман