

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ  
ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ (НИ ТГУ)

Химический факультет

УТВЕРЖДАЮ:

И.о. декана химического факультета

А. С. Князев

Рабочая программа дисциплины

**Физическая химия**

по направлению подготовки / специальности

**04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия**

Направленность (профиль) подготовки / специализация:

**Фундаментальная и прикладная химия**

Форма обучения

**Очная**

Квалификация

**химик-специалист, преподаватель**

Год приема

**2023**

СОГЛАСОВАНО:

Руководитель ОП

В.В. Шелковников

Председатель УМК

Л.Н. Мишенина

## **1. Цель и планируемые результаты освоения дисциплины**

Целью освоения дисциплины является формирование следующих компетенций:

БК-1. Способен применять общие и специализированные компьютерные программы при решении задач профессиональной деятельности;

ОПК-1. Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений в различных областях химии;

ОПК-2. Способен проводить синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследовать процессы с их участием;

ОПК-3. Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием, используя современное программное обеспечение и базы данных профессионального назначения

Результатами освоения дисциплины являются следующие индикаторы достижения компетенций:

РОБК 1.1 Знает правила и принципы применения общих и специализированных компьютерных программ для решения задач профессиональной деятельности

РОБК 1.2 Умеет применять современные IT-технологии для сбора, анализа и представления информации; использовать в профессиональной деятельности общие и специализированные компьютерные программы

РООПК 1.1 Знает теоретические основы неорганической, органической, физической и аналитической химии, применяет их при решении профессиональных задач в других областях химии.

РООПК 1.2 Умеет систематизировать и интерпретировать результаты экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии

РООПК 1.3 Умеет грамотно формулировать заключения и выводы по результатам работы

РООПК 2.2 Знает теоретические основы методов изучения состава, структуры и свойств для грамотного выбора метода исследования

РООПК 2.3 Умеет проводить стандартные синтезы по готовым методикам, выполнять стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов, а также использовать серийное научное оборудование для изучения их свойств

РООПК 3.1 Знает основы теоретической физики, математического анализа и квантовой химии; основные теоретические и полуэмпирические модели, применяемые при решении задач химической направленности

РООПК 3.2 Умеет решать расчетно-теоретические задачи химической направленности по разработанным методикам, использовать аппарат теоретической химии и физики для грамотной интерпретации полученных результатов

## **2. Задачи освоения дисциплины**

– Получить базовые знания теоретических основ физической химии, законов химической термодинамики, основных положений и понятий статистической термодинамики, законов химического и фазового равновесий, законов формальной кинетики, катализа, особенностей кинетики гомогенных и гетерогенных реакций, теоретических основ электрохимии, взаимодействия в растворах неэлектролитов и электролитов в равновесных и неравновесных условиях.

– Освоить понятийный аппарат физической химии и научиться применять понятийный аппарат к решению практических задач. Получить навыки решения типовых задач по всем разделам физической химии и применения законов физической химии при решении конкретных экспериментальных задач.

– Получить понимание роли физической химии как теоретического фундамента современной теоретической и экспериментальной химии.

– Научиться применять навыки планирования и проведения экспериментов, анализировать полученные результаты, делать выводы.

### **3. Место дисциплины в структуре образовательной программы**

Дисциплина относится к Блоку 1 «Дисциплина (модули)».

Дисциплина относится к обязательной части образовательной программы.

### **4. Семестр(ы) освоения и форма(ы) промежуточной аттестации по дисциплине**

Четвертый семестр, зачет с оценкой

Пятый семестр, зачет

Пятый семестр, экзамен

Шестой семестр, зачет

Шестой семестр, экзамен

### **5. Входные требования для освоения дисциплины**

Для успешного освоения дисциплины требуются результаты обучения по следующим дисциплинам: Неорганическая химия, Квантовая химия, Органическая химия, Строение вещества, Аналитическая химия, Математический анализ, Физика, Информатика, Линейная алгебра и аналитическая геометрия.

### **6. Язык реализации**

Русский

### **7. Объем дисциплины**

Общая трудоемкость дисциплины составляет 19 з.е., 684 часов, из которых:

-лекции: 144 ч.

-лабораторные: 128 ч.

-практические занятия: 80 ч.

в том числе практическая подготовка: 208 ч.

Объем самостоятельной работы студента определен учебным планом.

Занятия по дисциплине «Физическая химия» могут быть реализованы в смешанном формате с элементами электронного обучения и дистанционных образовательных технологий.

### **8. Содержание дисциплины, структурированное по темам**

Раздел 1. Химическая термодинамика

Тема 1.1 Основные понятия и определения химической термодинамики. Макроскопические системы и термодинамический метод их описания. Термическое равновесие системы (нулевой закон термодинамики). Постулат о равновесии. Обратимые и необратимые процессы. Уравнения состояния (уравнение состояния идеального газа, газа Ван-дер-Ваальса, Камерлинг-Оннеса (вириальное уравнение состояния)). Теорема о соответственных состояниях (принцип соответственных состояний).

Тема 1.2 Первый закон термодинамики.

Внутренняя энергия. Энтальпия. Применение первого закона термодинамики к процессам в идеальных газах. Теплоемкость. Зависимость теплоемкости от температуры.

Тема 1.3 Политропные процессы.

Уравнение политропного процесса относительно  $PV$ -переменных. Соотношение между термодинамическими параметрами, расчет теплоты, внутренней энергии и работы в политропном процессе. Частные случаи политропных процессов (процессы: изохорный, изобарный, изотермический, адиабатический).

#### Тема 1.4 Термохимия.

Тепловой эффект процесса, закон Гесса и его следствия. Понятие стандартного состояния и стандартной теплоты химических реакций (теплота сгорания, теплота образования). Уравнение Кирхгоффа. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах.

#### Тема 1.5 Второй закон термодинамики.

Понятие энтропии и ее статистический смысл. Циклические процессы (циклы Карно (теорема Карно), Ренкина, Дизеля, Отто). Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Объединенное уравнение первого и второго законов термодинамики. Изменение энтропии индивидуальных веществ в различных процессах, при фазовых превращениях и при смешении идеальных газов. Абсолютная энтропия вещества. Расчет абсолютной энтропии вещества при заданной температуре. Расчет изменения энтропии в химических реакциях при заданной температуре.

#### Тема 1.6 Фундаментальное уравнение Гиббса.

Термодинамические потенциалы. Характеристические функции. Соотношения Максвелла и их использование для вывода различных термодинамических соотношений. Уравнение Гиббса – Гельмгольца.

Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца в разных процессах. Свойства термодинамических потенциалов. Критерии самопроизвольного и не самопроизвольного протекания процессов.

Методы вычисления энтропии, внутренней энергии, энтальпии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса.

Тема 1.7 Химический потенциал. Стандартный химический потенциал. Способы вычисления изменений химического потенциала. Химический потенциал идеального и реального газов.

### Раздел 2. Статистическая термодинамика

Тема 2.1 Макроскопический и микроскопический подходы при описании термодинамической системы. Г- и Ω- фазовые пространства при описании термодинамических систем, статистические ансамбли. Термодинамическая вероятность и её связь с энтропией.

#### Тема 2.2 Молекулярная сумма по состояниям. Сумма по состояниям системы.

Алгоритм вывода суммы по состояниям для отдельных видов движения. Связь термодинамических функций и параметров с суммой по состояниям. Расчет ТД функций и параметров через сумму по состояниям. Примеры решения задач.

Тема 2.3 Неравновесная термодинамика. Предмет и задачи термодинамики необратимых процессов (ТНП). Критерии устойчивого термодинамического равновесия. Условия неравновесного состояния системы. Основные понятия и определения ТНП. Потоки и силы. Основные положения теории Онзагера и Пригожина.

### Раздел 3. Химическое равновесие

Тема 3.1 Химическое равновесие (признаки, условия, т-д вывод закона действия масс). Термодинамическое равновесие при протекании химической реакции. Формулировка закона действия масс.

#### Тема 3.2 Виды констант равновесия.

Связь  $K_0$ ,  $K_C$ ,  $K_P$ ,  $K_X$  между собой. Вывод уравнения изотермы химической реакции. Направленность химической реакции; оценка по уравнению изотермы.

Уравнение нормального сродства. Комбинирование уравнений. Нахождение константы равновесия. Вывод уравнения изобары и изохоры химической реакции. Преобразование изобары.

#### Тема 3.3 Влияние температуры на положение равновесия.

Анализ изобары. Нахождение теплового эффекта при разных температурах по значениям  $K_p$  или  $K_c$ . Вид зависимости  $\ln K_p$  от обратной температуры для экзотермической и эндотермической реакции.

Тема 3.4 Принцип Ле-Шателье.

Смещение равновесия. Влияние давления на константу равновесия. Гетерогенное химическое равновесие. Химическое равновесие и тепловой закон Нернста. Следствия из Закона Нернста. Изменение теплоемкости и энтропии при 0К. Значение постоянной интегрирования при интегрировании уравнения изобары для кристаллических веществ и реакций, протекающих в газовой фазе.

Тема 3.5 Расчет изменения изобарного потенциала и констант равновесия по стандартным значениям термодинамических величин.

Расчет изменения теплоемкости по приближению Улиха. Расчет изменения изобарного потенциала и констант равновесия по методу Темкина-Шварцмана. Расчет констант равновесия с помощью функций приведенной энергии Гиббса.

Раздел 4. Фазовые равновесия

Тема 4.1 Гетерогенные системы.

Понятие фазы, компонента, составляющее вещество системы, степени свободы. Гетерогенные химические равновесия и особенности их термодинамического описания. Правило фаз Гиббса.

Фазовые переходы 1-го рода. Изменение термодинамических характеристик (химический потенциал, энтропия, теплоемкость) при фазовых переходах 1-го рода. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса и применение его к различным фазовым переходам 1 рода.

Фазовые переходы 2 рода. Изменение термодинамических характеристик (химический потенциал, энтропия, теплоемкость) при фазовых переходах 2-го рода. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Диаграмма состояния воды.

Энантропные фазовые переходы. Диаграмма состояния серы. Монотропные фазовые переходы. Диаграмма состояния фосфора и изменение химического потенциала при фазовых переходах.

Тема 4.2 Двухкомпонентные системы.

Объемная диаграмма состояния 2-х компонентной системы с простой эвтектикой. Правило рычага (отрезков). Термический анализ. Экспериментальные методы построения диаграмм состояния. Кривые охлаждения. Бинарные системы с химическим соединением, плавящимся конгруэнтно (без разложения).

Диаграмма состояния 2х компонентных систем с химическим соединением, плавящимся, инконгруэнтно (с разложением). Твердые растворы. Системы образующие твердые растворы с неограниченной взаимной растворимостью. Двухкомпонентные системы образующие твердые растворы с ограниченной взаимной растворимостью в твердом состоянии.

Тема 4.3 Трехкомпонентные системы.

Объемная 3-х компонентная диаграмма состояния. Треугольник Гиббса-Розебома. Определение составов в трехкомпонентной системе.

Раздел 5. Термодинамика растворов

Тема 5.1 Основные понятия. Типы растворов. Способы выражения концентрации. Межмолекулярные взаимодействия в растворах. Понятие сольватации.

Тема 5.2 Парциально-молярная величина.

П-М объем. П-М величины для других термодинамических функций. Уравнение Гиббса – Дюгема. Методы определения парциально-молярной величины (аналитический, практический (или метод отрезков), графический.).

Тема 5.3 Термодинамическое условие образования растворов.

Термодинамика смешения. Энергия Гиббса и энтропия смешения. Теплоты растворения. Равновесие жидкость – пар для идеального раствора. Закон Рауля. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Причины отклонения от закона Рауля.

Тема 5.4 Коллигативные свойства.

Температура кипения и замерзания идеального раствора. Термодинамические причины изменения температур кипения и замерзания растворов. Осмотическое давление идеального раствора. Термодинамика осмотического давления.

Тема 5.5 Равновесие жидкость – пар.

Равновесие жидкость – пар в двухкомпонентных системах с неограниченной растворимостью жидкостей друг в друге. Равновесные составы пара и жидкости. Вывод уравнения линии пара и жидкости. Азеотропы.

Равновесие жидкий раствор – пар для ограниченно и неограниченно растворимых друг в друге жидкостей.

Тема 5.6 Физико – химические основы перегонки раствора.

Законы Коновалова. Перегонка растворов с неограниченной растворимостью жидкостей. Схема тарельчатой ректификационной колонны. Перегонка растворов с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей и взаимно нерастворимыми жидкостями жидкостей. Расходный коэффициент пара.

Тема 5.7 Равновесие «жидкость – жидкость» трехкомпонентной системе. 3-х компонентная система. Экстракция.

Раздел 6. Формальная кинетика.

Тема 6.1 Основные понятия химической кинетики. Кинетическое уравнение. Механизм реакции, элементарная реакция, молекулярность элементарных стадий. Скорость простых химических реакций, кинетические кривые. Кинетическое уравнение. Главный постулат химической кинетики: константа скорости, порядок реакции. Скорость сложной химической реакции: принцип лимитирующей стадии, понятие кажущейся (экспериментальной) константы скорости реакции. Прямая и обратная задачи химической кинетики.

Тема 6.2 Кинетика химических реакций в статических условиях.

Реакции 1-го порядка, интегральное уравнение константы скорости, период полупревращения. Реакции 2-го порядка: односубстратная реакция, бисубстратная реакция (при равенстве и различии начальных концентраций реагентов). Реакции нулевого и n-ного порядков.

Тема 6.3 Методы определения порядка химической реакции.

Интегральный и дифференциальный методы. Методы интегральные (аналитический и графический подбор, по периоду полураспада). Дифференциальные методы (графический). Метод начальных скоростей реакций. Метод изолирования Оствальда (определение частных порядков реакций).

Тема 6.4 Кинетика сложных химических реакций.

Основные признаки сложных реакций. Кинетика обратимых реакций на примере реакции 1-го порядка. Кинетика параллельных реакций. Кинетика последовательных реакций: влияние соотношения констант скорости последовательных стадий на ход кинетических кривых. Метод квазистационарного приближения Боденштейна.

Тема 6.5 Кинетика реакций в открытых системах.

Реактор идеального смешения, реактор идеального вытеснения на примере реакций 1 и 2 порядков.

Раздел 7. Теории химической кинетики.

Тема 7.1 Влияние температуры на скорость химических реакций

Правило Вант-Гоффа. Основные положения теории Аррениуса. Уравнение Аррениуса, его формы. Связь между энергией активации и тепловым эффектом реакции. Понятие истинной и кажущейся (опытной) энергии активации. Способы определения опытной энергии активации и ее связь с энергиями активации элементарных процессов.

Тема 7.2 Теория соударений (ТС).

Основные положения. Понятие среднего объема сферы и числа столкновений. Учет сил притяжения и отталкивания (понятие эффективного диаметра столкновений). Причины отклонения теоретических значений константы скорости от экспериментальных (стерический фактор). Распределение Мэлвина-Хьюза. Недостатки ТС.

Тема 7.3 Теория активированного комплекса (ТАК).

Использование адиабатического приближения для описания химической реакции частиц: поверхность потенциальной энергии, путь реакции, энергия активации. Уравнение Лондона. Полуэмпирическая формула Морса. Понятие координаты реакции. Задачи, решаемые при построении поверхности потенциальной энергии.

Теория активированного комплекса (ТАК): Вывод основного уравнения. Основные положения: понятие адиабатного элементарного акта. Скорость перехода активированного комплекса через потенциальный барьер. Уравнение Эйринга. Понятие трансмиссионного коэффициента.

Термодинамический аспект ТАК. Связь между константой равновесия и изменением энергии Гиббса. Выражение константы скорости реакции через термодинамические функции. Физический смысл стерического множителя.

Тема 7.4 Расчет степеней свободы для многоатомной молекулы.

Типы бимолекулярных реакций. Взаимодействие 2-х атомов: сопоставление ТАК и ТС. Многоатомные молекулы: второе определение стерического множителя.

Тема 7.5 Мономолекулярные реакции. Схема Линдемана.

Анализ кинетического уравнения. Влияние добавок (инертного газа или продуктов) на скорость мономолекулярной реакции. Мономолекулярные реакции в ТАК (анализ уравнения Эйринга). Мономолекулярные реакции в ТС. Причины наблюдаемых отклонений. Теория Хиншельвуда. Понятие эффективного числа независимых осцилляторов.

Тема 7.6 Тримолекулярные реакции.

Влияние температуры на скорость тримолекулярных реакций. Схема Траутца. Потенциальный барьер тримолекулярной реакции. Тримолекулярные реакции с позиций ТАК и ТС. Сравнение ТАК и ТС. Анализ достоинств и недостатков.

Тема 7.7 Кинетика реакций в растворах.

Отличия между состоянием реагентов в газовой фазе и в растворе. «Клеточный эффект». Влияние природы растворителя на скорость химической реакции в растворе: сольватация реагентов и активированного комплекса. Уравнение Бренстеда-Бьеррума.

Кинетика ионных реакций в растворах: влияние диэлектрической проницаемости растворителя. Скорость реакции между заряженными частицами в растворе: первичный солевой эффект.

Кинетика реакций в растворах: бимолекулярные реакции, лимитируемые диффузией, уравнение Смолуховского. Кинетика реакций в растворах, частично лимитируемых диффузией.

Тема 7.8 Кинетика гетерогенных реакций.

Лимитирующая стадия – адсорбция реагентов, уравнение Лэнгмюра-Хиншельвуда-Шваба. Влияние прочности адсорбции реагента/продукта на кинетику гетерогенных реакций.

Лимитирующая стадия – диффузия. 1-й закон Фика. Уравнение Стокса-Эйнштейна. Влияние температуры на скорость диффузии. Области протекания гетерогенных реакций: кинетическая, внутридиффузионная, внешнедиффузионная.

Кинетика топохимических реакций. Механизм топохимических реакций. Законы образования ядер. Уравнение Ерофеева-Колмогорова.

Тема 7.9 Цепные реакции.

Особенности цепных реакций. Пределы воспламенения. Разветвленные и неразветвленные цепные реакции. Кинетика цепных реакций.

Тема 7.10 Фотохимические реакции.

Законы фотохимии. Квантовый выход. Квантовый выход первичной фотохимической реакции. Фотохимические и фотофизические процессы. Кинетическая схема Штерна-Фольмера.

Раздел 8. Электрическая проводимость растворов электролитов.

Тема 8.1 Проводники I и II рода. Растворы электролитов и электропроводность.

Причины устойчивости ионов в растворах электролитов. Энергии кристаллической решетки и сольватации ионов. Теория электролитической диссоциации (ЭД). Экспериментальные факты, способствовавшие появлению теории. Основные положения теории Аррениуса (степень диссоциации, константа диссоциации, изотонический коэффициент ( $i$ )). Недостатки классической теории ЭД. Приложения теории ЭД, термодимическое равновесие,  $K_w$ , pH и др.). Причины электролитической диссоциации: ионофоры и ионогены, распределение ионов в растворе.

Тема 8.2 Активность. Средний ионный коэффициент активности.

Сильные и слабые электролиты. Правило ионной силы Льюиса и Рендала. Распределение ионов в растворе по Аррениусу и Гхошу.

Тема 8.3 Электростатическая теория сильных электролитов (Теория Дебая-Гюккеля).

Модель раствора (физическая сущность теории, ионная атмосфера). Основные положения теории Дебая-Гюккеля. Теоретический расчет коэффициента активности на основании теории Дебая-Гюккеля. Преимущества предельного закона Дебая. Причины ограниченной применимости предельного закона Дебая. Умеренно-концентрированные и концентрированные растворы (II и III приближения теории Дебая-Гюккеля). Ионная ассоциация в растворах электролитов.

Тема 8.4 Неравновесные явления в растворах электролитов.

Электропроводность электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводность. Влияние концентрации на электропроводность. Формула Кольрауша. Связь между подвижностью ионов и их концентрацией. Электрофоретический и релаксационный эффекты. Эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена. Уравнение Онзагера. Методика определения электропроводности (самостоятельно). Подвижность ионов. Закон Кольрауша. Аномальная подвижность  $H^+$  и  $OH^-$ : теория Бернала и Фаулера. Электрическая проводимость неводных растворов.

Тема 8.5 Числа переноса.

Схема Гитторфа. Методы определения чисел переноса: метод Гитторфа, метод движущейся границы.

Раздел 9. Электродвижущие силы

Тема 9.1 Равновесные свойства межфазных заряженных границ.

Возникновение скачка потенциала на границе раздела фаз. Двойной электрический слой. Потенциал нулевого заряда. Адсорбция как причина образования ДЭС.

Тема 9.2 Строение границы раздела «электрод-раствор»: модель Гельмгольца, строение ДЭС в отсутствии и присутствии специфической адсорбции. Причины возникновения двойного электрического слоя. Гальванический элемент. Обратимые и необратимые гальванические элементы. Гальвани- и вольт-потенциалы. Электродвижущая сила: I и II законы Вольта. Методика определения ЭДС.

Тема 9.3 Уравнение Нернста. Типы электродов и гальванических цепей. Диффузионный потенциал. Расчет диффузионного потенциала. Цепи с переносом и без переноса. Термодинамика электрохимического элемента.

Тема 9.4 Кинетика электрохимических процессов.

Лимитирующие стадии в электрохимических реакциях. Ток обмена. Концентрационная поляризация. Электрохимическая поляризация. Напряжение разложения. Перенапряжение. Перенапряжение  $H_2$ .

Раздел 10. Катализ.

Тема 10.1 Классификация катализаторов и каталитических процессов.

Роль катализа в промышленности. Основные характеристики катализаторов: активность, селективность.

Тема 10.2 Кинетика гомогенных каталитических реакций.

Снижение энергии активации при каталитических процессах. Стадийная и ассоциативная схемы катализа.

Тема 10.3 Кислотно-основной катализ.

Дуалистическая теория кислотно-основного катализа. Каталитическая активность и сила кислот и оснований. Уравнение Бренстеда. Катализ апротонными кислотами. Вторичный солевой эффект.

Тема 10.4 Кинетика ферментативных реакций.

Уравнение Михаэлиса-Ментен. Определение кинетических параметров из экспериментальных данных.

Тема 10.5 Отравление и регенерация катализаторов.

Классификация ядов по Мэкстеду. Теория отравления катализаторов. Положительная роль ядов (избирательное отравление).

Тема 10.6 Гетерогенный катализ.

Теоретические представления в гетерогенном катализе. Теория Баландина: Принципы геометрического соответствия и энергетического соответствия. Теория активных ансамблей. Электронные представления в катализе (теория Волькенштейна).

## 9. Текущий контроль по дисциплине

Текущий контроль по дисциплине проводится путем контроля посещаемости, проведения контрольных работ, коллоквиумов, письменных тестов по лекционному материалу, выполнения домашних заданий, отчетов о проведенных лабораторных работах и фиксируется в форме контрольной точки не менее одного раза в семестр.

## 10. Порядок проведения и критерии оценивания промежуточной аттестации

**Зачет с оценкой в четвертом семестре** проводится в устной форме по билетам. Билет содержит один теоретический вопрос и две задачи. Время подготовки студента к ответу 45 минут.

Первая часть экзамена содержит один теоретический вопрос, проверяющий РООПК 1.1.

Вторая часть содержит 2 задачи, проверяющие РООПК 1.2; РООПК 1.3; РООПК 3.1; РООПК 3.2. Ответ на вторую часть предполагает решение задач и краткую интерпретацию полученных результатов.

Примерный перечень теоретических вопросов

1. Дайте определение понятиям: изобарно-изотермный процесс реального газа, политропный процесс реального газа.

2. Рассмотрите обратимое расширение идеального газа. Дайте физическую интерпретацию уравнений адиабаты и изотермы.

3. Что такое циклический процесс? Запишите основные изопроцессы для следующих циклов: Карно, Дизеля, Рэнкина.

4. Сформулируйте второй закон термодинамики. Какие существуют критерии самопроизвольного протекания процессов и момента равновесия в термодинамических системах?

5. Дайте определение понятию энтропия. Запишите основные аналитические выражения для расчета энтропии различных процессов.

6. Дайте определение понятию теплоемкость. Какие виды теплоемкости существуют. Запишите основные аналитические выражения, связывающие среднюю и истинную теплоемкость. Зависимость теплоемкости от температуры.

7. Запишите уравнение связывающие между собой изобарную и изохорную молярные теплоемкости. Вывод уравнения Майера.

8. Молекулярная сумма по состояниям. Сумма по состояниям системы.

9. Неравновесная термодинамика. Предмет и задачи термодинамики необратимых процессов (ТНП). Критерии устойчивого термодинамического равновесия.

Примеры задач:

*Задача 1.* Вычислить работу адиабатического расширения 1 моль одноатомного идеального газа при понижении температуры от 100 °С до 25 °С. Начальное давление  $10,13 \cdot 10^5$  Па, конечное  $2,026 \cdot 10^5$  Па.

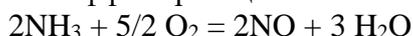
*Задача 2.* Какое количество теплоты поглощается при нагревании 2 кг меди от 25 до 1000 °С, если молярная теплоемкость меди выражается уравнением:

$$C_p = 22,64 + 6,28 \cdot 10^{-3} \text{ ТДж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

*Задача 3.* Вычислить изменение энтропии при нагревании 1 кмоль сульфида кадмия от – 100 до 0 °С, если зависимость молярной теплоемкости от температуры в интервале от 140 до 300 К выражается уравнением:

$$C_p = 54,0 + 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ ТДж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

*Задача 4.* Рассчитайте тепловой эффект реакции



при  $T = 298$  К, если известны следующие данные:

$$\text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{H}_2\text{O}_{(ж)}, \Delta H_1^0 = -44 \text{ кДж}/\text{моль},$$

$$1/2 \text{N}_{2(г)} + 3/2 \text{H}_{2(г)} = \text{NH}_{3(г)}, \Delta H_2^0 = -46,2 \text{ кДж}/\text{моль},$$

$$\text{H}_{2(г)} + 1/2 \text{O}_{2(г)} = \text{H}_2\text{O}_{(ж)}, \Delta H_3^0 = -285,8 \text{ кДж}/\text{моль},$$

$$\text{NO} = 1/2 \text{N}_2 + 1/5 \text{O}_2, \Delta H_4^0 = -91,3 \text{ кДж}/\text{моль}.$$

*Задача 5.* Стандартная энтальпия образования  $\text{Al}_2\text{O}_3$  при 298 К равна –1675 кДж/моль. Рассчитайте стандартную энтальпию образования  $\text{Al}_2\text{O}_3$  при 800 К, если даны молярные теплоемкости:

$$C_p(\text{Al}) = 20,67 + 12,39 \cdot 10^{-3} T;$$

$$C_p(\text{O}_2) = 31,46 + 3,39 \cdot 10^{-3} T;$$

$$C_p(\text{Al}_2\text{O}_3) = 114,56 + 12,89 \cdot 10^{-3} T - 34,31 \cdot 10^{-5} T^2.$$

*Задача 6.* Средние изобарные теплоемкости веществ в интервале 300–700 К.

Вещество	$\text{SO}_{2(г)}$	$\text{SO}_{3(г)}$	$\text{O}_{2(г)}$
$C_p,$ Дж/(моль·К)	46	63	31

По приведенным табличным данным вычислите величину изменения стандартного теплового эффекта в реакции  $2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{SO}_{3(г)}$ , протекающей при температуре 700 К, по сравнению со стандартным тепловым эффектом этой реакции при 300 К. Теплоемкости реагентов и продуктов считайте постоянными.

Результаты зачета с оценкой определяются оценками «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «не зачтено».

Критерии оценивания результатов зачета с оценкой:

– оценка «отлично» ставится за полный ответ студента на теоретический вопрос, показывающий владение законами термодинамики и способность использования полученных знаний при решении профессиональных задач; правильное решение двух задач;

– оценка «хорошо» ставится за знание студентом законов термодинамики, умение использовать их при решении профессиональных задач, но при этом студент допускает некоторые неточности; при решении задач допущены несущественные ошибки;

– оценка «удовлетворительно» ставится за знание содержания основных законов термодинамики, при этом студент допускает неточности в формулировках и понимании, что затрудняет использование их при решении профессиональных задач; наличие значимых ошибок в решении задач;

– оценка «не зачтено» ставится в случае отсутствия представления у студента основных понятий и законов физической химии, отсутствии навыков решения типовых задач.

**Экзамен в пятом семестре** проводится в устной форме по билетам. К экзамену допускаются студенты, прошедшие аттестацию и получившие зачет по результатам текущего контроля. Экзаменационный билет состоит из двух теоретических вопросов и одной задачи. Время подготовки студента к ответу 1 час.

Первая часть экзамена содержит два теоретических вопроса по разным темам курса, проверяющих знание основных законов и закономерностей физической химии и областей их применения и достижение РООПК 1.1, РООПК 2.2.

Вторая часть содержит 1 вопрос, оформленный в виде практической задачи, проверяющий РООПК 1.1; РООПК 1.2; РООПК 1.3; РООПК 2.2; РООПК 3.1; РООПК 3.2. Ответ на вопрос второй части предполагают решение задачи и краткую интерпретацию полученных результатов.

#### Примерный перечень теоретических вопросов

1. Химическое равновесие (признаки, условия, термодинамический вывод закона действия масс). Термодинамическое равновесие при протекании химической реакции.

2. Формулировка закона действия масс. Виды констант равновесия. Связь  $K_0, K_C, K_p, K_x$  между собой. Расчет равновесных концентраций.

3. Нахождение теплового эффекта при разных температурах по значениям  $K_p$  или  $K_C$ . Вид зависимости  $\ln K_p$  от обратной температуры для экзотермической и эндотермической реакции.

4. Принцип Ле-Шателье. Влияние давления и температуры

5. Двухкомпонентные системы, правило фаз для двухкомпонентной системы. Правила рычага (отрезков).

6. Константы равновесия. Типы и связь между ними.

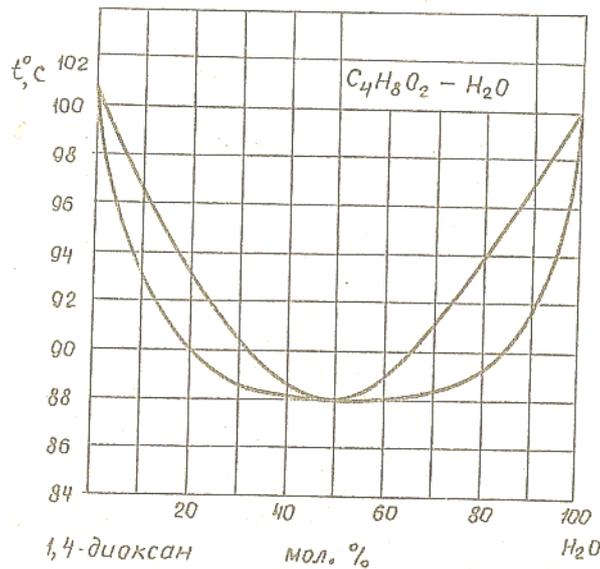
7. Равновесие жидкость – пар в двухкомпонентных системах с неограниченной растворимостью жидкостей друг в друге. Равновесные составы пара и жидкости. Вывод уравнения линии пара и жидкости. Азеотропы.

#### Примеры задач:

1. При 364 К давление пара воды равно  $8,429 \cdot 10^4$  Па, а давление пара нафталина при этой температуре  $20,615 \cdot 10^2$  Па. Эти два вещества практически не растворимы одно в другом. Вычислить, какая масса нафталина приходится в дистилляторе на каждые 0,100 кг воды.

2. При 25°C раствор, содержащий 10,53 г/л фенола в амиловом спирте находится в равновесии с водным раствором, содержащим 0,658 г/л фенола. Какое количество фенола будет экстрагировано из 0,5 л 0,4 М водного раствора двукратным извлечением фенола амиловым спиртом? Для каждого экстрагирования берется 0,1 л амилового спирта.

3. Зависимость температуры кипения от состава пара и жидкого раствора для системы 1,4 диоксан – вода представлена на рисунке. По диаграмме определите:

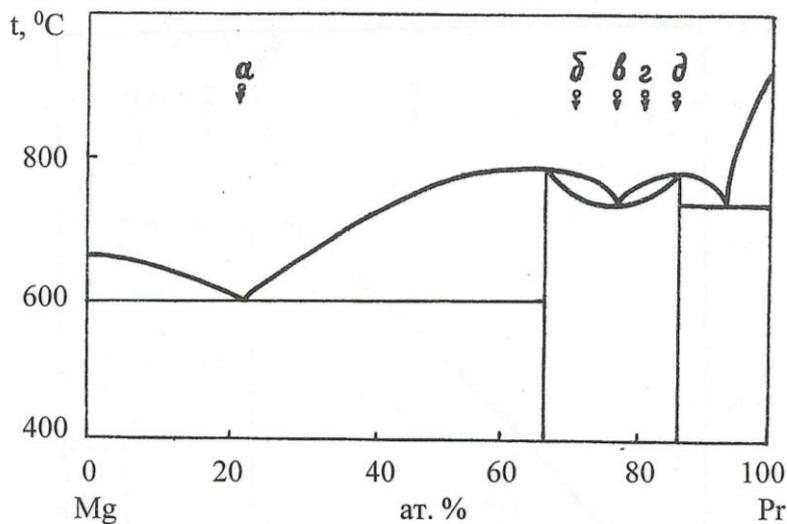


- Сколько степеней свободы имеет система состава 80 мол.% воды при 92°C?
- Как будет меняться состав исходной жидкости в ходе испарения?
- Каков состав первых пузырьков пара и как будет изменяться состав равновесного с кипящей жидкостью пара?
  - Сколько молей воды перейдет в пар, если систему, содержащую 80 мол.% воды и 20 моль 1,4-диоксана нагреть до 91°C.
  - В каком фазовом состоянии находится система, содержащая 80 мол.% воды при 90°C?

4. Осмотическое давление разбавленного раствора глюкозы в воде при 283,15 К равно  $2,421 \cdot 10^5$  Па. Вычислить относительное понижение давление пара этого раствора в процентах. Плотность раствора принять равной 1.

5. В системе талий (1) – ртуть (2) парциальные величины компонентов при 298 К для раствора с молярной долей талия 0,55 равны:  $\Delta \bar{H}_1 = 874$  Дж/моль,  $\Delta \bar{H}_2 = 521$  Дж/моль. Рассчитайте тепловой эффект получения 2 кг раствора указанной концентрации.

6. По диаграмме состояния:



- Определить характер взаимодействия компонентов в жидком и твердом состояниях;
- Указать смысл всех полей, линий и характерных точек;

- Рассмотреть процессы охлаждения и нагревания систем, состав которых задан точками а, б, в, г, д;
- Указать состав наиболее тугоплавкого и наименее тугоплавкого сплава.

Результаты экзамена определяются оценками «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

Критерии оценивания результатов экзамена:

– оценка «отлично» ставится за полный ответ студента на теоретические вопросы, показывающий владение законами и закономерностями физической химии и способность использования полученных знаний при решении профессиональных задач; правильное решение задачи;

– оценка «хорошо» ставится за знание студентом законов и закономерностей физической химии, умение использовать их при решении профессиональных задач, но при этом студент допускает некоторые неточности; решение задачи с несущественными ошибками;

– оценка «удовлетворительно» ставится за знание студентом содержания основных законов физической химии, при этом допускаются неточности в формулировках и понимании, что затрудняет использование их при решении профессиональных задач; способность использования знания физической химии при решении задачи, но делает при этом ошибки;

– оценка «неудовлетворительно» ставится в случае отсутствия представления у студента основных понятий и законов физической химии, отсутствии навыков решения типовых задач.

**Экзамен в шестом семестре** проводится в устной форме по билетам. К экзамену допускаются студенты, прошедшие аттестацию и получившие зачет по результатам текущего контроля. Экзаменационный билет состоит из двух теоретических вопросов и трех задач. Время подготовки студента к ответу 1 час.

Первая часть экзамена содержит два теоретических вопроса по разным темам курса, проверяющих знание основных законов и закономерностей физической химии и областей их применения и достижение РООПК 1.1, РООПК 2.2.

Вторая часть содержит 3 вопроса, проверяющих РООПК 1.1; РООПК 1.2; РООПК 1.3; РООПК 2.2; РООПК 3.1; РООПК 3.2 и оформленных в виде практических задач. Ответы на вопросы второй части предполагают решение задач и краткую интерпретацию полученных результатов.

Примерный перечень теоретических вопросов

1. Химическая кинетика. Понятие механизма химической реакции. Элементарный акт. Основной постулат химической кинетики. Основные понятия химической кинетики. Порядок и молекулярность. Псевдопорядок.

2. Необратимые реакции первого порядка. Вывод кинетического уравнения.

3. Сложные химические реакции. Кинетика обратимых реакций на примере реакций первого порядка.

4. Влияние температуры на скорость химических реакций. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент химической реакции.

5. Кинетика реакций в открытых системах. Реактор идеального смешения. Реактор идеального вытеснения.

6. Теория активированного комплекса (ТАК). Понятие переходного состояния. Поверхность потенциальной энергии. Уравнение Лондона. Полуэмпирическая формула Морса. Понятие координаты реакции. Задачи, решаемые при построении поверхности потенциальной энергии.

7. Взаимодействие 2-х атомов: сравнение ТАК и ТС. Многоатомные молекулы: второе определение стериического множителя.

8. Теории электролитической диссоциации. Основные положения теории Аррениуса. Недостатки классической теории.

9. Электропроводность растворов электролитов: неравновесные явления в растворах электролитов, удельная и эквивалентная электропроводность, влияние концентрации на электропроводность (уравнение Кольрауша).

10. Числа переноса: схема Гитторфа, методы определения чисел переноса (метод Гитторфа, метод движущейся границы).

11. Равновесные свойства межфазных границ. Возникновение скачка потенциала на границе раздела фаз. Двойной электрический слой. Потенциал нулевого заряда. Адсорбция как причина образования ДЭС.

12. Гальванический элемент. Обратимы и необратимые гальванические элементы. Гальвани- и вольта- потенциалы. Электродвижущая сила: I и II законы Вольта.

13. Уравнение Нернста. Типы электродов и гальванических цепей. Диффузионный потенциал

Примеры задач:

1. Разложение йодоводорода на поверхности золота  $\text{HI} = 1/2\text{H}_2 + 1/2\text{I}_2$  протекает как реакция нулевого порядка. За время 1,0 с концентрация HI уменьшилась с 0,335 М до 0,285 М. Рассчитайте константу скорости и период полураспада при начальной концентрации йодоводорода 0,400 М.

2. При изучении газофазной реакции первого порядка разложения  $\text{N}_2\text{O}_4$  до  $\text{NO}_2$  получены значения константы скорости при  $1^\circ\text{C}$   $k = 4,5 \cdot 10^3 \text{ c}^{-1}$  и энергии активации  $E_a = 58 \text{ кДж/моль}$ . При какой температуре константа будет равна  $1,0 \cdot 10^4 \text{ c}^{-1}$ ?

3. Молярная электропроводность при бесконечном разведении для  $\text{KClO}_4$  при 291 К равна 122,8 ( $\text{См} \cdot \text{см}^2$ )/моль. Число переноса иона  $\text{ClO}_4^- = 0,481$ . Определите подвижности ионов  $\text{K}^+$  и  $\text{ClO}_4^-$ .

4. При 288 К значения  $\lambda_\infty (\text{Na}^+) = 44,4 \text{ См} \cdot \text{см}^2/\text{моль}$ ;  $\lambda_\infty (\text{H}^+) = 315 (\text{См} \cdot \text{см}^2)/\text{моль}$ ;  $\lambda_\infty (\text{CH}_3\text{COOH}) = 78,1 (\text{См} \cdot \text{см}^2)/\text{моль}$ . Определить константу диссоциации уксусной кислоты, если удельная электрическая проводимость 0,001 М раствора кислоты равна 4,1  $\text{См/см}$ .

5. Вычислить  $\Delta G$ ,  $\Delta H$ ,  $\Delta S$  при  $20^\circ\text{C}$  для реакции, протекающей в элементе Вестона, если зависимость от температуры выражается уравнением:

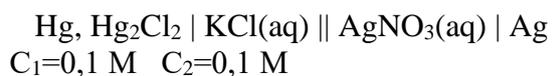
$$E = 1,0183 - 4,06 \cdot 10^{-5} (T - 20^\circ\text{C}).$$

Такой элемент работает с охлаждением или нагреванием?

6. Вычислить активность ионов  $\text{Fe}^{2+}$  в растворе  $\text{FeCl}_2$ , если потенциал  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  в указанном растворе равен -0.4777 В, а стандартный электродный потенциал электрода  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  равен -0.4399 В относительно стандартного водородного электрода.

7. Каково должно быть соотношение между активностями КОН в 2-х соприкасающихся растворах при 298 К, чтобы диффузионный потенциал, возникающий на их границе, был равен 0.1 В. Подвижности ионов  $\text{K}^+$  и  $\text{OH}^-$  составляют 73.5 и 198.3  $\text{См} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$ .

8. ЭДС элемента:



При 298 К равна 0,399 В. Определить стандартный электродный потенциал серебряного электрода, если известно, что потенциал децимолярного каломельного электрода равен 0,336 В, а средний коэффициент активности  $\text{AgNO}_3$  в 0.1 М растворе равен 0,77.

Результаты экзамена определяются оценками «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

Критерии оценивания результатов экзамена:

- оценка «отлично» ставится за полный ответ студента на теоретические вопросы, показывающий владение законами и закономерностями физической химии и способность использования полученных знаний при решении профессиональных задач; правильное решение трех задач;

– оценка «хорошо» ставится за знание студентом законов и закономерностей физической химии, умение использовать их при решении профессиональных задач, но при этом студент допускает некоторые неточности; решение задач с некоторыми неточностями;

– оценка «удовлетворительно» ставится за знание студентом содержания основных законов физической химии, при этом допускаются неточности в формулировках и понимании, что затрудняет использование их при решении профессиональных задач; способность использования знания физической химии при решении задач, но делает при этом ошибки;

– оценка «неудовлетворительно» ставится в случае отсутствия представления у студента основных понятий и законов физической химии, отсутствии навыков решения типовых задач.

## 11. Учебно-методическое обеспечение

а) Электронный учебный курс по дисциплине в электронном университете «Moodle»:

семестр 4: <https://moodle.tsu.ru/course/view.php?id=26191>

семестр 5: <https://moodle.tsu.ru/course/view.php?id=23521>

семестр 6: <https://moodle.tsu.ru/course/view.php?id=26192>

б) Оценочные материалы текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине.

в) Планы практических занятий по дисциплине.

г) Методические указания по проведению лабораторных работ.

д) Методические указания по организации самостоятельной работы студентов.

## 12. Перечень учебной литературы и ресурсов сети Интернет

а) основная литература:

– Физическая химия. Т.2. Статистическая термодинамика / А. Я. Борщевский [и др.]. – ИНФРА-М, 2017. – 383 с. – URL: <https://znanium.com/catalog/product/1189955>

– Курс физической химии, Т.1; Т.2 / Под ред. Герасимова Я. И. – Химия, 1973. – 623 с.

– Курс физической химии, Т.2 / Под ред. Герасимова Я. И. – Химия, 1964. – 624 с.

– Термодинамика неравновесных процессов для химиков. С приложением к химической кинетике, катализу, материаловедению и биологии / В. Н. Пармон – Издательский Дом «Интеллект», 2015. – 471 с.

– Еремин В. В., Каргов С. И., Успенская И. А., Кузьменко Н. Е., Лунин В. В. Физическая химия. Т1., Т2 / БИНОМ. Лаборатория знаний. 2013

– Эткинс П., де Паула Дж Физическая химия / М.: Мир, 2007. – 496 с.

– Романовский Б.В. Основы химической кинетики / Б.В. Романовский – М. : Издательство «Экзамен», 2006. – 415 с.

– Ягодковский В. Д. Статистическая термодинамика в физической химии / В. Д. Ягодковский – М. : Бином. Лаборатория знаний, 2005. – 495 с.

– Стромберг А. Г., Семченко Д. П. Физическая химия / А. Г. Стромберг [и др.]. – М. : Высшая школа, 2006. – 526 с.

– Полторак О. М. Термодинамика в физической химии / О. М. Полторак – М. : Высшая школа, 1991. – 319 с.

– Магаев О. В., Минакова Т. С., Цыро Л. В. Основы химической термодинамики : учебное пособие / О. В. Магаев [и др.]. – Издательский Дом Томского государственного университета, 2017. – 207 с.

– Водянкина О. В., Тугульдурова В. П., Дорофеева Н. В., Александрова С. Я. Формальная кинетика. / О. В. Водянкина [и др.]. – Издательский Дом Томского государственного университета, 2017. – 138 с.

– Водорезова О. Ю., Водянкина О. В. Практические работы по физической химии: электродвижущие силы : учебное пособие / О. Ю. Водорезова [и др.]. – Издательский Дом Томского государственного университета, 2017. – 134 с.

– Минакова Т. С., Магаев О. В., Цыро Л. В. Сборник примеров и задач по физической химии. Химическая термодинамика / Т. С. Минакова [и др.]. – Издательский Дом Томского государственного университета, 2013. – 150 с.

б) дополнительная литература:

– Peter Atkins, Julio de Paula Physical Chemistry / Publisher Oxford University Press, 2018. – 1085 с.

– Bagotsky, V. S. (Vladimir Sergeevich) Fundamentals of electrochemistry / V.S. Bagotsky. – Wiley, 2006. – 720 с.

– Александрова С. Я., Цыро Л. В. Практические работы по физической и коллоидной химии для студентов биологических специальностей вузов / С.Я. Александрова [и др.]. – Издательский Дом Томского государственного университета, 2016. – 78 с.

– Шиляева Л. П., Судакова Н. Н., Белоусова В. Н., Курзина И. А. Термодинамика растворов неэлектролитов / Л. П. Шиляева [и др.]. – Издательский Дом Томского государственного университета, 2015. – 167 с.

– Магаев О. В., Шиляева Л. П., Мусич П. Г. Практические работы по физической химии. Термохимические измерения / О. В. Магаев [и др.], – Изд-во Иван Федоров, 2015. – 73 с.

– Попова А. А., Попова Т.Б. Физическая химия / А. А. Попова [и др.]. – Санкт-Петербург : Лань, 2021. – 496 с. – URL: <https://e.lanbook.com/book/168801>.

– Горшков В. И. Основы физической химии : учебник / Горшков В. И., Кузнецов И. А.. – Москва : Лаборатория знаний, 2021. - 410 с.. URL: <https://e.lanbook.com/book/166768>.

– Основы физической химии. Теория. В 2 ч : учебное пособие / В. В. Еремин, С. И. Каргов, И. А. Успенская, Н. Е. Кузьменко. – 4-е, изд. – М.: Лаборатория знаний, 2015. — 589 с. <https://e.lanbook.com/book/84118>

– Цыро Л. В. Физическая химия: химическое равновесие : учебно-методическое пособие / Л. В. Цыро, С. Я. Александрова – Томск: ТГУ, 2012. – 117 с. – <https://e.lanbook.com/book/44984>.

– Касаткина И. В., Прохорова Т. М., Федоренко Е. В. Физическая химия. М. : НД РИОР, 2012. – 251 с.

– Шиляева Л. П. Практические работы по физической химии (Электрическая проводимость) : учебное пособие / Л. П. Шиляева, В. Н. Белоусова, Н. Н. Судакова, О. В. Водянкина – Томск : Издательство Томского государственного университета, 2011. – 83 с.

– Коган В. А. Физическая химия / В. А. Коган, В. В. Луков – Издательство Ростовского университета, 2011. – 254 с.

– Практикум по физической химии Физические методы исследования. Учеб. пособие для студ. учреждений высш. проф. образования под ред. проф. М. Я. Мельникова, проф. Е. П. Агеева, академика В. В. Лунина / М. : Издательский центр "Академия", 2014. – 528 с.

– Под ред. Е. П. Агеева, В. В. Лунина Практикум по физической химии Издательский центр «Академия» 2010

– Курина Л. Н., Князев А. С. Теории химической кинетики (Главы к разделу «Химическая кинетика» по курсу «Физическая химия»): учебное пособие / Томск: Издательство Томского государственного университета, 2010. – 58 с.

- Пригожин И. Современная термодинамика. От тепловых двигателей до диссипативных структур / И. Пригожин, Д. Кондепуди – М. : Мир, 2009. – 464 с.
- Белоусова В. Н. Практикум по кинетике гомогенных каталитических реакций : учебное пособие / В. Н. Белоусова, Н. Н. Судакова, Л. П. Шиляева, О. В. Водянкина, А. А. Епифанова – Томск: Издательство Томского государственного университета, 2009. – 89 с.
- Дамаскин Б. Б. Электрохимия / Б. Б. Дамаскин, О. А. Петрий, Г. А. Цирлина – СПб. : Издательство «Лань», 2015. – 672 с.
- Лукомский Ю. Я. Физико-химические основы электрохимии / Ю. Я. Лукомский, Ю. Д. Гамбург – Издательский Дом «Интеллект», 2013. – 448 с.
- Многовариантные задачи по физической химии: учебное пособие / А. В. Конькова. – Издательство Северского государственного технологического института, 2005. – 304 с.
- Пармон В. Н. Лекции по термодинамике неравновесных процессов для химиков / Издательство Новосибирского Университета, 2005. – 296 с.
- Байрамов В. М. Химическая кинетика и катализ: Примеры и задачи с решениями. учеб. пособие для студ. высш. учебных заведений, М. : Издательский центр «Академия», 2003. – 320 с.
- Шиляева Л. П., Белоусова В. Н., Судакова Н. Н. Фазовое равновесие: учебное пособие / Издательство Томского государственного университета, 2003. – 76 с.
- Байрамов В. М. Основы химической кинетики и катализа / М. : Издательский центр «Академия», 2003. – 256 с.
- В. В. Еремин, С. И. Каргов, И. А. Успенская, Н. Е. Кузьменко, В. В. Лунин Задачи по физической химии Экзамен, 2002.
- К. С. Краснов, Н. К. Воробьев, И. Н. Годнев и др, под ред. Краснова К. С. Физическая химия, кн.1; кн.2 / Высшая школа, 2001.
- Шмидт Р. Неформальная кинетика / Р. Шмидт, В. Н. Сапунов. – М. : Мир, 1985. – 264 с.
- Крестов Г. А. Термодинамика ионных процессов в растворах / Л. : Химия, 1984. – 272 с.
- Эммануэль Н. М., Кнорре Д. Г. Курс химической кинетики / Н. М. Эммануэль, Д. Г. Кнорре. – М. : Высшая школа, 1984. – 400 с.
- Эйринг Г. Основы химической кинетики / Г. Эйринг, С. Г. Лин, С. М. Лин. – М. : Мир, 1983 – 528 с.
- Смирнова Н. А. Методы статистической термодинамики в физической химии / М. : Высшая школа, 1982. – 455 с.
- Физическая химия в вопросах и ответах под общей ред. Топчиевой К. В., Федорович Н. В. / М. : МГУ, 1981. – 264 с.
- Розовский А. Я. Гетерогенные химические реакции. Кинетика и макрокинетика. / М. : Наука, 1981. – 274 с.

в) ресурсы сети Интернет:

- открытые онлайн-курсы
- Официальный сайт химического факультета Московского государственного университета <http://www.chem.msu.ru>
- Официальный сайт Национального исследовательского технологического университета "МИСиС" <http://www.misis.ru>
- Официальный сайт Новосибирского государственного университета <http://www.nsu.ru/xmlui/handle/nsu/6559>

### **13. Перечень информационных технологий**

а) лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение:

- Microsoft Office Standart 2013 Russian: пакет программ. Включает приложения: MS Office Word, MS Office Excel, MS Office PowerPoint, MS Office On-eNote, MS Office Publisher, MS Outlook, MS Office Web Apps (Word Excel MS PowerPoint Outlook);
- публично доступные облачные технологии (Google Docs, Яндекс диск и т.п.).

б) информационные справочные системы:

- Электронный каталог Научной библиотеки ТГУ – <http://chamo.lib.tsu.ru/search/query?locale=ru&theme=system>
- Электронная библиотека (репозиторий) ТГУ – <http://vital.lib.tsu.ru/vital/access/manager/Index>
- ЭБС Лань – <http://e.lanbook.com/>
- ЭБС Консультант студента – <http://www.studentlibrary.ru/>
- Образовательная платформа Юрайт – <https://urait.ru/>
- ЭБС ZNANIUM.com – <https://znanium.com/>
- ЭБС IPRbooks – <http://www.iprbookshop.ru/>

в) профессиональные базы данных:

- Открытая база данных химических структур <http://www.chemspider.com>
- Открытая база данных Национального института стандартов и технологий (NIST) <https://webbook.nist.gov/chemistry>

#### 14. Материально-техническое обеспечение

Аудитории для проведения занятий лекционного типа.

Аудитории для проведения занятий семинарского типа, индивидуальных и групповых консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации.

Помещения для самостоятельной работы, оснащенные компьютерной техникой и доступом к сети Интернет, в электронную информационно-образовательную среду и к информационным справочным системам.

- Открытая база данных химических структур <http://www.chemspider.com>
- Открытая база данных Национального института стандартов и технологий (NIST) <https://webbook.nist.gov/chemistry>

Аудитории для проведения занятий лекционного и семинарского типа индивидуальных и групповых консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации в смешанном формате («Актру»).

#### 15. Информация о разработчиках

Водянкина Ольга Владимировна, д-р хим. наук, профессор, кафедра физической и коллоидной химии Национального исследовательского Томского государственного университета, зав. кафедрой.

Магаев Олег Валерьевич, канд. хим. наук, доцент, кафедра физической и коллоидной химии Национального исследовательского Томского государственного университета, доцент.

Савельева Анна Сергеевна, канд. хим. наук, кафедра физической и коллоидной химии Национального исследовательского Томского государственного университета, доцент.