

МИНОБРНАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

химический факультет

**Аннотированная рабочая программа дисциплины
Физическая химия**

Направление подготовки
04.03.01 Химия

Квалификация выпускника

Бакалавр

Форма обучения
Очная

Томск 2015

1. Код и наименование дисциплины: Б1.Б.15

«Физическая химия»

2. Цель изучения дисциплины.

- сформировать понимание роли физической химии как теоретического фундамента современной химии;
- раскрыть смысл основных законов, научить студента видеть области применения этих законов, четко понимать их принципиальные возможности при решении конкретных задач.

3. Год/годы и семестр/семестры обучения.

3-ий год, 2 семестра (5-й и 6-й).

4. Общая трудоемкость дисциплины

составляет 17 зачетных единиц, 612 часов, из которых 320 часов составляет контактная работа обучающегося с преподавателем (128 часов – занятия лекционного типа, 64 часа – занятия семинарского типа, 128 часов – лабораторные занятия, 220 часов составляет самостоятельная работа обучающегося, 72 ч, – подготовка к экзаменам.

5. Планируемые результаты обучения по дисциплине «Физическая химия», соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Формируемые компетенции (код компетенции, уровень (этап) освоения)	Планируемые результаты обучения по дисциплине (разделу)
(ОПК-1) – способность использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	З (ОПК-1)– Знать: теоретические основы физической химии, законы химической термодинамики и основные положения и понятия статистической термодинамики, формальной кинетики, катализа, особенности кинетики гомогенных и гетерогенных реакций, теоретические основы электрохимии, взаимодействия в растворах электролитов в равновесных и неравновесных условиях. У (ОПК-1) – Уметь: выполнять стандартные действия (классифицировать физико-химические процессы, составлять схемы процессов, систематизировать данные и т.п.) с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках физической химии. У (ОПК-1) – Уметь: решать типовые учебные задачи по всем разделам физической химии и использовать приобретенные знания при решении профессиональных задач. В (ОПК-1) – Владеть: навыками работы с учебной литературой по основным разделам физической химии, использовать полученные знания по основным разделам физической химии при решении профессиональных задач

<p>(ОПК-2) – владение навыками проведения химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций</p>	<p>З (ОПК-2)— Знать: стандартные методы получения, идентификации и исследования физико-химических свойств веществ и материалов, правила обработки и оформления результатов работы, нормы ТБ. У (ОПК-2) – Уметь: синтезировать вещества разными методами и проводить исследование их по предлагаемым методикам, а также с использованием различных физико-химических методов. В (ОПК-2) – Владеть: базовыми навыками проведения химического и физико-химического эксперимента и оформления его результатов.</p>
<p>(ПК-3) – владение системой фундаментальных физико-химических понятий</p>	<p>З (ОПК-3)— Знать: основные законы и закономерности физической химии и области их применения. У (ОПК-3) – Уметь: применять основные законы и закономерности физической химии при обсуждении результатов химического и физико-химического эксперимента; выявлять физико-химические закономерности в исследуемых системах. В (ОПК-3) – Владеть: навыками использования базовых знаний по физической химии и физико-химическим методам исследования при решении теоретических и практических задач в профессиональной деятельности.</p>

6. Содержание дисциплины и структура учебных видов деятельности

6.1 Структура учебных видов деятельности

№ п/п	Раздел дисциплины	Всего	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (часах)			
				лекции	лаб. работы	Практические занятия	СРС
1	Химическая термодинамика	80	1–5	20	20	10	30
2	Статистическая термодинамика	28	6	6		6	16
3	Химическое равновесие	52	7–9	10	12	6	24

4	Фазовые равновесия	66	9–12	16	16	6	28
5	Термодинамика растворов	68	12-15	16	20	6	26
6	Формальная кинетика	76	1–2	8	20	12	36
7	Теории химической кинетики	46	3–8	22	4	4	16
8	Электрическая проводимость растворов электролитов	50	8–10	10	12	6	22
9	Электродвижущие силы	44	11–13	10	16	6	12
10	Катализ	30	14–16	10	8	2	10
	Всего	540		128	128	64	220
	Подготовка к экзаменам						72
	Итого	612		128	128	64	292

6.2 Содержание дисциплины

Предмет и задачи физической химии. Основные разделы физической химии.

Химическая термодинамика. Основные понятия и определения химической термодинамики. Макроскопические системы и термодинамический метод их описания. Термическое равновесие системы (нулевой закон термодинамики). Постулат о равновесии. Термодинамические переменные. Температура. Интенсивные и экстенсивные величины. Обратимые и необратимые процессы. Уравнения состояния. Уравнения состояния идеального газа, газа Ван-дер-Ваальса. Теорема о соответственных состояниях. Вириальные уравнения состояния.

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. Теплоты сгорания. Теплоты образования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение 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. Некомпенсированная теплота Клаузиуса и работа, потерянная в необратимом процессе. Обоснование второго начала термодинамики. Теорема Карно - Клаузиуса. Энтропия как функция состояния. Зависимость энтропии от температуры, давления, объема. 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.

Фундаментальное уравнение Гиббса. Внутренняя энергия, как однородная функция объема, энтропии и числа молей. Термодинамические потенциалы. Соотношения Максвелла и их использование для вывода различных термодинамических соотношений. Уравнение Гиббса – Гельмгольца.

Свойства термодинамических потенциалов. Различные формы записи условий термодинамического равновесия. Критерии самопроизвольного и не самопроизвольного протекания процессов.

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

Химический потенциал. Стандартный химический потенциал. Способы вычисления изменений химического потенциала. Химический потенциал идеального и неидеального газов.

Элементы статистической термодинамики. Механическое описание молекулярной системы. Микро- и макро состояния системы. Термодинамическая вероятность. Законы распределения Максвелла и Максвелла-Больцмана. Основные постулаты статистической термодинамики. Их использование для вычисления средних скоростей идеальных газов и заполнения энергии в молекулах.

Статистические средние значения микроскопических величин. Ансамбли Гиббса. Метод функций распределения для канонического и микроканонического ансамблей.

Каноническая функция распределения Гиббса. Статистические выражения для основных термодинамических функций – внутренней энергии, энтропии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса. Статистические расчеты энтропии, формула Больцмана.

Молекулярная сумма по состояниям макроскопической системы. Поступательная сумма по состояниям. Составляющие энтропии, внутренней энергии и теплоемкости, обусловленные поступательным движением.

Сумма по состояниям для электронного движения.

Вращательная сумма по состояниям для жесткого ротатора. Составляющие для внутренней энергии, теплоемкости, энтропии, обусловленные вращательным движением.

Колебательная сумма по состояниям для гармонического осциллятора. Составляющие для внутренней энергии, теплоемкости и энтропии, обусловленные колебательным движением.

Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.

Химическое равновесие. Краткая характеристика химического равновесия. Закон действующих масс, термодинамический вывод. Термодинамическая (стандартная) и эмпирические константы химического равновесия. Способы выражения состава равновесной смеси, соотношения между эмпирическими константами равновесия K_p , K_c , K_x . Связь термодинамической константы равновесия K° с эмпирическими (концентрационными) константами равновесия для реакций между веществами в состоянии идеального газа. Расчет равновесных концентраций. Гетерогенное химическое равновесие.

Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа (вывод и анализ). Термодинамическое обоснование направления химической реакции. Уравнение стандартного химического сродства. Комбинирование уравнений. Нахождение константы равновесия.

Уравнение изобары и изохоры химической реакции (вывод и анализ). Интегрирование уравнения Вант-Гоффа. Влияние температуры на положение равновесия. Расчет среднего и истинного теплового эффекта химической реакции на основании зависимости константы равновесия от температуры. Зависимость логарифма константы равновесия ($\ln K_p$) от обратной температуры для экзотермической и эндотермической реакций.

Принцип Ле-Шателье. Смещение равновесия.

Химическое равновесие и тепловой закон Нернста. Следствия из закона Нернста. Изменение теплоемкости и энтропии при 0 К. Значение постоянной при интегрировании уравнения изобары для кристаллических веществ и реакций, протекающих в газовой фазе.

Вычисление изобарного потенциала и констант равновесия по справочным данным о константах равновесия реакций образования соединений из простых веществ. Методы приближенного расчета равновесий. Расчет изменения теплоемкости по приближению Улиха. Расчет изменения изобарного потенциала и константы равновесия по методу Темкина-Шварцмана. Расчет изменения стандартной энергии Гиббса и константы равновесия с помощью функций приведенной энергии Гиббса.

Фазовые равновесия. Гетерогенные системы. Понятие фазы, компонента, составляющего вещества 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. Вывод и анализ уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Интегральные формы уравнения Клапейрона-Клаузиуса для процессов плавления, испарения, возгонки – фазовых переходов 1-го рода.

Фазовые переходы 2 рода. Изменение термодинамических характеристик (химический потенциал, энтропия, теплоемкость) при фазовых переходах 2-го рода.

Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Изменение химического потенциала при фазовых переходах в однокомпонентной системе. Диаграмма состояния воды. Энантропные фазовые переходы. Диаграмма состояния серы. Монотропные фазовые переходы и диаграмма состояния фосфора.

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 2-х 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.

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

Термодинамика растворов. Растворы различных классов. Различные способы выражения состава раствора. Идеальные растворы, общее условие идеальности растворов. Межмолекулярные взаимодействия в растворах.

Термодинамическое условие образования растворов. Термодинамика смешения. Энергия Гиббса и энтропия смешения. Теплоты растворения. Активность и коэффициент активности компонентов в растворе.

Парциальные мольные величины и их определение из опытных данных для бинарных систем. Обобщенное уравнение Гиббса-Дюгема.

Равновесие жидкость – пар для идеального раствора. Закон Рауля. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Причины отклонения от закона Рауля.

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

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 жидкость – жидкость в двухкомпонентных системах. Равновесие раствор – пар для ограниченно растворимых друг в друге жидкостей. Гетероазеотропы. Диаграммы: давление – состав и температура кипения – состав.

Равновесие жидкий раствор – пар в системах с взаимно нерастворимыми жидкостями. Диаграммы: давление-состав, температура кипения – состав.

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. Расходный коэффициент пара.

Равновесие жидкость – жидкость в трехкомпонентной системе. Экстракция.

Формальная кинетика. Основные понятия химической кинетики: механизм реакции, элементарная реакция, молекулярность элементарных стадий. Скорость простых химических реакций, кинетические кривые. Кинетическое уравнение. Основной 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.

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-го порядков.

Методы определения порядка химической реакции: интегральный и дифференциальный методы. Методы интегральные (аналитический и графический подбор, расчет по периоду полураспада). Дифференциальные методы (графический). Метод начальных скоростей реакций. Метод изолирования Оствальда (определение частных порядков реакций).

Кинетика сложных химических реакций: основные признаки сложных реакций. Кинетика обратимых реакций на примере реакции 1-го порядка. Кинетика параллельных реакций. Кинетика последовательных реакций: вывод интегральных уравнений для расчета текущих концентраций промежуточного и конечного продукта (кинетика 1-го порядка), влияние соотношения констант скорости на ход кинетических кривых. Метод квазистационарного приближения Боденштейна.

Кинетика реакций в открытых системах. Реактор идеального смешения, реактор идеального вытеснения на примере реакций 1 и 2 порядков.

Теории химической кинетики. 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.

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.

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.

Вывод основного уравнения ТАК. 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.

Расчет степеней свободы для многоатомной молекулы. Типы бимолекулярных реакций. Взаимодействие 2-х атомов: сопоставление ТАК и ТС. Взаимодействие многоатомных молекул: второе определение стерического множителя.

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. Поправка Хиншельвуда. Понятие эффективного числа независимых осцилляторов.

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

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 природы растворителя на скорость ионных реакций через диэлектрическую проницаемость растворителя, уравнение Скотчарда. Скорость реакций между заряженными частицами в растворе: первичный солевой эффект. Скорость реакции между заряженной частицей и незаряженной молекулой.

Кинетика бимолекулярных реакций в растворах, лимитируемых диффузией. Кинетика бимолекулярных реакций в растворах, частично лимитируемых диффузией.

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

Кинетика гетерогенных реакций: лимитирующая стадия – диффузия. 1-й закон Фика. Влияние температуры на скорость диффузии. Области протекания гетерогенных реакций: кинетическая, внутридиффузионная, внешнедиффузионная.

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

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

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

Электрическая проводимость растворов электролитов. 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 электролитической диссоциации: термодинамическое равновесие, K_w , pH и др. Причины электролитической диссоциации: ионофоры и ионогены, распределение ионов в растворе.

Активность. Средний ионный коэффициент активности. Сильные и слабые электролиты. Правило ионной силы Льюиса и Рендала. Распределение ионов в растворе по Аррениусу и Гхошу.

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. Неравновесные явления в растворах электролитов.

Электропроводность электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводность. Влияние концентрации на электропроводность. Формула Кольрауша. Методика определения электропроводности. Подвижность ионов. Закон Кольрауша. Аномальная подвижность H^+ и OH^- : теория Бернала и Фаулера.

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

Связь между подвижностью ионов и их концентрацией. Электрофоретический и релаксационный эффекты. Эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена. Уравнение Онзагера. Электрическая проводимость неводных растворов: аномальная электропроводность неводных растворов электролитов.

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

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

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

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

Катализ. Классификация катализаторов и каталитических процессов. Роль катализа в промышленности. Основные характеристики катализаторов: активность, селективность.

Кинетика гомогенных каталитических реакций. Снижение энергии активации при каталитических процессах. (Стадийная и ассоциативная схемы катализа).

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

Кинетика ферментативных реакций. Уравнение Михаэлиса-Ментен. Определение его кинетических параметров из экспериментальных данных.

Гетерогенный катализ: понятие активного центра поверхности катализатора. Теория пересыщения Рогинского. Правило постоянства удельной каталитической активности (структурно-чувствительные и структурно-нечувствительные реакции).

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

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

6.2.1 Перечень лабораторных работ

№	Семест	№	Наименование лабораторных работ
---	--------	---	---------------------------------

п/п	р	раздела	
1	5	1	Определение теплового эффекта реакции гидратации соли. Определение теплоты образования кристаллогидрата.
2	5	1	Определение интегральной теплоты растворения соли. Определение теплоты нейтрализации.
3	5	1	Определение кристаллизационной воды в кристаллогидрате сульфата меди.
4	5	1	Определение теплоты парообразования легколетучих жидкостей.
5	5	3	Изучение равновесия гомогенной реакции в растворе.
6	5	4	Построение диаграммы плавкости двухкомпонентной системы. Построение диаграммы состояния бинарной системы фенол – нафталин.
7	5	5	Определение парциальных молярных величин.
8	5	5	Определение коэффициента распределения йода между органическим растворителем и водой.
9	5	5	Определение молекулярной массы неэлектролита криоскопическим методом.
9	6	6,10	Исследование кинетики реакции разложения перекиси водорода газометрическим методом.
10	6	6,10	Изучение кинетики реакции гидролиза сахарозы в кислой среде.
11	6	6,10	Исследование кинетики реакции йодирования ацетона в кислой среде. Солевые эффекты. Исследование кинетики реакции йодирования ацетона в нейтральной среде спектрофотометрическим методом.
12	6	6,10	Изучение кинетики реакции восстановления гексацианоферрата (III) аскорбиновой кислотой.
13	6	8	Определение константы диссоциации слабого электролита.
14	6	8	Определение растворимости и произведения растворимости малорастворимой соли методом электрической проводимости.
15	6	8	Исследование зависимости электрической проводимости от концентрации сильных электролитов. Определение коэффициента электрической проводимости.
16	6	8	Определение чисел переноса ионов водорода в водном растворе соляной кислоты методом движущейся границы.
17	6	9	Определение ЭДС элемента Даниэля-Якоби.
18	6	9	Определение потенциала каломельного электрода и pH раствора.
19	6	9	Определение произведения растворимости труднорастворимых солей методом ЭДС.
20	6	9	Определение средних ионных коэффициентов активности раствора HCl методом ЭДС.
21	6	9	Определение напряжения разложения растворов электролитов.

6.2.2 Темы семинарских занятий

№ п/п	Семестр	№ раздела	Наименование семинарских занятий
1	5	1	Применение первого закона термодинамики к идеальным процессам. Расчет работы, внутренней энергии и теплоты.
2	5	1	Расчеты, основанные на соотношениях между теплоемкостью и теплотой процесса, внутренней энергией или энтальпией системы.
3	5	1	Расчеты по определению тепловых эффектов процесса. Закон Гесса.
4	5	1	Расчет тепловых эффектов химических реакций по стандартным теплотам образования простых веществ, по теплотам сгорания химических соединений, по стандартным теплотам образования ионов.
5	5	1	Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры (уравнение Кирхгофа).
6	5	1	Применение второго закона термодинамики. Вычисление изменения энтропии в различных процессах.
7	5	1	Вычисление изменения энергии Гиббса и энергии Гельмгольца в различных процессах.
8	5	1	Вычисление изменения энергии Гиббса химической реакции по значениям стандартных энтальпий и энтропий.
9	5	2	Расчет термодинамических функций методами статистической термодинамики.
10	5	2	Расчет констант равновесия химических реакций в идеальных газах методом статистической термодинамики.
11	5	3	Расчет константы равновесия в реакциях, протекающих без изменения числа молей.
12	5	3	Расчет константы равновесия в реакциях, протекающих с изменением числа молей. Расчет состава равновесной газовой смеси в идеальной и реальной системах.
13	5	3	Равновесие в гетерогенных системах. Комбинирование равновесий.
14	5	3	Определение направления процесса по уравнению изотермы химической реакции.
15	5	3	Зависимость константы равновесия химической реакции от температуры. Уравнение изобары и изохоры химической реакции.
16	5	3	Вычисление константы равновесия при данной температуре по таблицам стандартных величин (метод Темкина-Шварцмана).
17	5	4	Рассмотрение правила фаз Гиббса.
18	5	4	Рассмотрение диаграмм состояния однокомпонентных систем. Применение уравнения Клапейрона-Клаузиуса к процессам плавления, фазового перехода, испарения и возгонки.
19	5	4	Термический анализ. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем с простой эвтектикой. Правило рычага.
20	5	4	Диаграммы состояния двухкомпонентных систем при химическом взаимодействии компонентов.
21	5	4	Диаграммы состояния двухкомпонентных систем с неограниченной и ограниченной растворимостью

			компонентов.
22	5	4	Построение диаграмм состояния двухкомпонентных систем по виртуальным кривым охлаждения.
23	5	4	Трехкомпонентные системы.
24	5	5	Физико-химические свойства растворов. Способы выражения концентрации растворов и взаимный их пересчет.
25	5	5	Вычисление парциальных молярных величин. Графические и аналитические методы расчета парциально-молярных величин.
26	5	5	Равновесие жидкость-пар в идеальных и реальных системах. Законы предельно разбавленных растворов.
27	5	5	Равновесие жидкость-пар и перегонка бинарных летучих смесей.
28	5	5	Равновесие в системах с ограниченной растворимостью компонентов и полной нерастворимостью друг в друге.
29	5	5	Закон распределения в двух несмешивающихся растворителях. Экстракция.
30	5	5	Неидеальные растворы. Активность и коэффициент активности растворов неэлектролитов.
31	6	6	Кинетика необратимых реакций. Методы определения константы скорости химических реакций.
32	6	6	Методы определения порядка химических реакций (интегральные).
33	6	6	Методы определения порядка химических реакций (дифференциальные)
34	6	6	Кинетика обратимых и параллельных реакций
35	6	6	Кинетика последовательных реакций. Метод стационарных концентраций Боденштейна.
36	6	6	Температурная зависимость скоростей химических реакций. Уравнение Аррениуса.
37	6	7	Теория столкновений. Бимолекулярные реакции. Теория активированного комплекса.
38	6	8	Равновесие в растворах электролитов. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Теория Дебая-Гюккеля.
39	6	8	Неравновесные явления в растворах электролитов. Электрическая проводимость.
40	6	8	Числа переноса ионов.
41	6	9	Электродные потенциалы. Расчет потенциалов электродов.
42	6	9	Электрохимические элементы. Расчет ЭДС электрохимической цепи.
43	6	9	Концентрационные элементы. Расчет ЭДС концентрационной цепи.
44	6	9	Термодинамика гальванического элемента. Расчет энтальпии, энтропии и энергии Гиббса реакции.
45	6	9	Расчет констант равновесия химических реакций. Расчет произведения растворимости методом ЭДС.
46	6	10	Гомогенный катализ. Кинетика гомогенных каталитических реакций.

6.3. Форма промежуточной аттестации

- два зачета; (5-й и 6-й семестры)
- два экзамена (5-й и 6-й семестры);
- коллоквиумы, включающие знание и понимание теоретических вопросов (всего 10);
- индивидуальные задания по темам семинарских занятий 5 для каждого студента, включающих ~ 60 вопросов и задач);
- экспресс-контроль на каждом семинарском занятии по решению задач на заданную тему;
- проверка готовности студентов к выполнению лабораторных работ;
- тестирование по отдельным разделам физической химии и в целом по курсу;
- 4 контрольные работы.

Итоговая оценка складывается из результатов выполнения всех видов учебной работы.

Рейтинговая система контроля знаний в 5-ом семестре. Итоговая оценка в этом случае складывается из суммы баллов, полученных на экзамене, и набранных по результатам текущего промежуточного контроля и тестирования.

7. Ресурсное обеспечение:

7.1 Рекомендуемая литература (основная)

1. Еремин В.В., Каргов С.И., Успенская И.А., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В. Физическая химия. Т1., Т2. М.: БИНОМ. Лаборатория знаний. 2013. – 584 с.
2. Основы физической химии: учебное пособие: в 2 ч. О-75 Теория и задачи / В.В.Еремин [и др.]. 2-е изд. перераб. и доп. М.: БИНОМ. Лаборатория знаний. 2013. – 493 с.: ил. (Учебник для высшей школы)
3. Минакова Т.С., Магаев О.В., Цыро Л.В. Сборник примеров и задач по физической химии. Химическая термодинамика. Томск: Издательский Дом ТГУ, 2013 – 152 с.
4. Шилиева Л.П., Судакова Н.Н., Белоусова В.Н., Курзина И.А. Термодинамика растворов неэлектролитов. Томск: Издательский Дом ТГУ, 2015. –170 с.
5. Пармон В.Н. Термодинамика неравновесных процессов для химиков. С приложением к химической кинетике, катализу, материаловедению и биологии: Учебное пособие/ В.Н. Пармон – Долгопрудный: Издательский Дом " Интеллект", 2015. – 472 с.
6. Рабочая программа дисциплины Физическая химия. (Под редакцией профессора О.В. Водянкиной) Томск.Изд.Дом ТГУ, 2016.–93 с

7.2 Рекомендуемая литература (дополнительная)

1. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия. М.: Высшая школа, 1999. – 528 с.
2. Физическая химия / под ред. Краснова К.С. М.: Высшая школа, 1998. кн.1 и 2. – 512 с. и 319с.
3. Романовский Б.В. Основы химической кинетики. М.: «Экзамен». 2006. – 415 с.
4. Эткинс П., де Паула Дж. Физическая химия. М.: Мир, 2007. Т.1. –494 с.
5. Пармон В.Н. Термодинамика неравновесных процессов для химиков. С приложением к химической кинетике, катализу, материаловедению и биологии: Учебное пособие/ В.Н. Пармон – Долгопрудный: Издательский Дом " Интеллект", 2015. – 472 с.

6. Байрамов В.М. Основы химической кинетики и катализа. М.: Издательский центр «Академия», 2003. – 256 с.
7. Ягодковский В.Д. Статистическая термодинамика в физической химии. М: Бином. Лаборатория знаний, 2005. – 490 с.
8. Полтораки О.М. Термодинамика в физической химии. М.: Высшая школа, т.2, 1991. – 319 с.

7.3. Периодические издания

Журнал физической химии, Успехи химии, Journal of Physical Chemistry (A, B, C), Кинетика и катализ, Russian Journal of Physical Chemistry A, Catalysis Letters, Catalysis Today, Applied Catalysis A: General, Журнал структурной химии.

7.4 Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

<http://www.chem.mgu.su;>
<http://www.misis.ru>
<http://bio.sfu-kras.ru>
<http://www.chem.spbu.ru;>
<http://physchem.distant.ru>
<http://www.nsu.ru/xmlui/handle/nsu/6559>

8. Преподаватели:

О.В. Водянкина (д.х.н.), И.А. Курзина (д.ф.м.н.), Т.С. Минакова (к.х.н.), О.В. Магаев (к.х.н.), Александрова С.Я. (к.х.н.), Шиляева Л.П. (к.х.н.), Цыро Л.В. (к.х.н.),

Авторы:

Профессор О.В. Водянкина
Профессор И.А. Курзина
Профессор Т.С. Минакова
Доцент О.В. Магаев