

Рабочая программа дисциплины составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки 18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии, утверждённым приказом Минобрнауки России от 07.08.2020 г. № 923

Составитель (и):

кандидат химических наук, Доцент

Лапатин Николай
Анатольевич

От кафедры составителя:

Заведующий кафедрой теоретической и прикладной химии

Новоселов Николай
Петрович

От выпускающей кафедры:

Заведующий кафедрой

Бусыгин Николай Юрьевич

Методический отдел:

1 ВВЕДЕНИЕ К РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1 Цель дисциплины: Сформировать компетенции обучающегося в области основных законов, определяющих направленность химических и фазовых превращений, скорости их протекания, влияния на них среды, примесей, излучения; для выбора методов и обоснования технических решений, направленных на обеспечение техносферной безопасности.

1.2 Задачи дисциплины:

- раскрыть роль физической химии в процессах, направленных на минимизацию антропогенного воздействия на окружающую среду и защиту производственного персонала
- показать теоретические и практические возможности физической химии для анализа и корректировки мероприятий по охране окружающей среды с целью повышения экологической безопасности и предупреждения возникновения чрезвычайных ситуаций природного и техногенного характера

1.3 Требования к предварительной подготовке обучающегося:

Предварительная подготовка предполагает создание основы для формирования компетенций, указанных в п. 2, при изучении дисциплин:

Аналитическая химия и физико-химические методы анализа

Общая и неорганическая химия

Физика

Математика

Информационные технологии

2 КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

ОПК-1: Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов

Знать: основные законы и соотношения физической химии (химической термодинамики, электрохимии, химической кинетики, основы фазовых равновесий и переходов), способы их применения для решения теоретических и прикладных задач, роль физической химии как теоретического фундамента современной химии и процессов химической технологии.

Уметь: прогнозировать влияние различных факторов на химическое равновесие, на фазовое равновесие, на равновесие в растворах электролитов, на потенциал электродов и ЭДС гальванических элементов, на направление и скорость химических реакций; составлять кинетические уравнения для кинетически простых реакций, классифицировать электроды и электрохимические цепи, пользоваться справочной литературой по физической химии.

Владеть: навыками проведения типовых физико-химических исследований и навыками решения типовых задач в области химической термодинамики, фазовых равновесий и фазовых переходов, электрохимии, химической кинетики

ОПК-2: Способен использовать математические, физические, физико-химические, химические методы для решения задач профессиональной деятельности

Знать: законы физической химии, закономерности протекания и равновесия отдельных классов химических реакций и связь этих закономерностей с особенностями внутреннего строения молекул отдельных групп химических соединений.

Уметь: использовать законы физической химии, термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, определения тепловых эффектов реакций; определения констант скоростей химических реакций различных порядков и энергии активации и использовать полученные результаты для решения задач профессиональной деятельности.

Владеть: навыками анализа и расчета термодинамических параметров физико-химических процессов, методикой и техникой лабораторного эксперимента.

3 СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование и содержание разделов, тем и учебных занятий	Семестр (курс для ЗАО)	Контактная работа			СР (часы)	Форма текущего контроля
		Лек. (часы)	Пр. (часы)	Лаб. (часы)		
Раздел 1. Химическая термодинамика и учение о химическом равновесии						
Тема 1. Предмет химической термодинамики. Основные положения и понятия химической термодинамики: система, параметры и функции состояния системы (определения, размерности). Экстенсивные и интенсивные величины. Внутренняя энергия и энтропия системы. Энтальпия, свободная энергия Гиббса и Гельмгольца системы. Функции процесса. Теплота и работа как формы передачи энергии. Математическое выражение работы расширения системы. Другие виды работ. Полезная работа. Максимальная работа равновесных процессов. Первый закон термодинамики. Математическое выражение 1-го закона термодинамики для закрытых систем (дифференциальная и интегральная формы) Применение первого закона термодинамики к химическим процессам. Термохимия. Стандартное состояние вещества. Стандартный тепловой эффект химической реакции. Стандартные теплоты образования и сгорания химических соединений. Закон Гесса и его следствия. Теплоемкость вещества. Изохорная и изобарная теплоемкости. Связь между ними для идеального газа. Зависимость теплоемкости вещества от температуры. Зависимость стандартной энтальпии реакции ($\Delta_r H^\circ$) от температуры. Вывод и анализ уравнения Кирхгофа. Дифференциальная форма уравнения Кирхгофа. Характер кривых $\Delta_r H^\circ = f(T)$ в зависимости от знака величины $\Delta_r C_p^\circ$. Использование интегральной формы уравнения Кирхгофа для вычисления тепловых эффектов химических процессов при заданной температуре. Лабораторная работа: Инструктаж по технике безопасности. "Калориметрия. 1) Определение теплоты растворения соли. 2) Определение теплоты нейтрализации".	4	4		4	3	Л,РГР,К

Тема 2. Формулировки II закона термодинамики. Термодинамически обратимые и необратимые процессы, самопроизвольные и вынужденные. Статистический характер II закона термодинамики. Объединенное выражение I и II законов термодинамики. Изменение энтропии системы при протекании различных процессов: при изотермическом смешении идеальных газов, при нагревании, при изменении объема, при изменении давления. III начало термодинамики. Постулат Планка. Вычисление абсолютной энтропии. Критерии направленности процессов Энтропия как критерий направления процесса в изолированной системе. Свободная энергия Гиббса как критерии направления процессов в системах при постоянных P, T. Свободная энергия Гельмгольца как критерий направленности процессов в системах при постоянных V, T. Принцип экстремумов. Термодинамические потенциалы. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Лабораторное занятие: «Расчёт стандартных термодинамических параметров химической реакции при заданной температуре»		4		4	3	
Тема 3. Термодинамика многокомпонентных систем. Парциальные величины. Химический потенциал. Зависимость химического потенциала компонента системы от состава в идеальных и реальных системах. Термодинамический метод в химии. Основные понятия. Химическая переменная. Термодинамические характеристики химической реакции ($\Delta_r U$, $\Delta_r H$, $\Delta_r S$, $\Delta_r G$, $\Delta_r F$). Стандартные термодинамические характеристики реакции ($\Delta_r U^0$, $\Delta_r H^0$, $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0$, $\Delta_r F^0$). Химическое равновесие. Динамический характер химического равновесия. Общее условие химического равновесия системы, закон действующих масс. Химическое сродство системы по отношению к данной реакции, как функция состояния системы, характеризующая отклонение системы от химического равновесия. Химическая переменная. Химическое сродство как критерий направления химического процесса в системе. Константа равновесия газовых реакций. Константа равновесия реакций в растворах. Связь термодинамической константы равновесия реакции и стандартного изобарного потенциала реакции Разные формы выражения закона действующих масс. Зависимость состава равновесной смеси от давления.		4			10	
Тема 4. Величина свободной энергии реакции ($\Delta_r G$) как критерий направления химического процесса. Математическое обоснование. Уравнения изотермы химической реакции, применимые к реакциям, протекающим в идеальной газовой смеси, идеальном жидком растворе. Гетерогенные химические равновесия. Константа равновесия гетерогенной химической реакции. Интерактивная лабораторная работа: "Исследование химического равновесия в газовой системе, содержащей N_2O_4 и NO_2 Выполняется самостоятельно на ПО		4		4	3	

Тема 5. Влияние температуры на химическое равновесие. Зависимость константы химического равновесия от температуры. Уравнение изобары химической реакции. Интегрирование дифференциальной формы уравнения изобары в нешироком интервале температур. Графическая интерпретация. Контрольная работа по разделу: "Химическая термодинамика и учение о химическом равновесии".		4			3	
Раздел 2. Основы учения о фазовых превращениях						
Тема 6. Гетерогенные системы. Основные определения. Фаза, составляющие вещества, независимые компоненты, степень свободы системы. Условие устойчивости фаз и фазового равновесия. Правило фаз Гиббса		2		4	3	
Тема 7. Физические превращения индивидуальных веществ. Фазовые равновесия в однокомпонентной системе. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Анализ диаграмм состояния однокомпонентных систем. Критическая температура. Сверхкритические флюиды. Интерактивная лабораторная работа: "Изучение равновесия жидкость - пар в однокомпонентной системе". Выполняется самостоятельно на ПО		2		3	3	
Тема 8. Общая характеристика растворов. Сольватация, гомо- и гетероассоциация в растворах. Виды растворов. Способы выражения состава растворов (молярность, молярная доля компонента, массовая доля компонента). Равновесия: жидкость - пар в двухкомпонентных системах. Закон Рауля и причины отклонений от него. Предельно разбавленные растворы. Закон Генри. Температуры кипения и кристаллизации растворов нелетучих веществ. Второй закон Рауля. Криометрия. Эбулиоскопия. Осмотическое давление растворов. Закон Вант-Гоффа. Осмометрия. Растворы газов в жидкостях. Влияние давления и температуры на растворимость газов в жидкостях. Лабораторная работа: "Криометрия", либо интерактивная лабораторная работа «Осмометрия» по выбору преподавателя		3		5	3	С,Л,К

Тема 9. Равновесия: жидкость - пар. Фазовые диаграммы: (Т-состав; Р-состав) летучих смесей. Бинарные растворы летучих компонентов с неограниченной взаимной растворимостью. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Виды фазовых диаграмм «температура кипения-состав» (диаграмм кипения летучих смесей). Анализ диаграмм кипения летучих смесей. Правило рычага. Бинарные растворы летучих компонентов с ограниченной взаимной растворимостью. Гетероазеотропные смеси. Виды фазовых диаграмм «температура кипения-состав» (диаграмм кипения летучих смесей). Анализ диаграмм кипения летучих смесей с ограниченной взаимной растворимостью. Разделение летучих смесей. Физико-химические основы перегонки. Конструкция лабораторных перегонных аппаратов и ректификационные колонны. Ограниченно смешивающиеся жидкости. Фазовые диаграммы систем с ограниченной растворимостью компонентов. 1.Лабораторная работа: «Фазовое равновесие жидкость-пар. Определение состава жидкой и паровой фаз». 2.Интерактивная лабораторная работа: "Перегонка летучих смесей". 3.Интерактивная лабораторная работа: "Анализ диаграмм кипения бинарных систем". Выполняется самостоятельно на ПО Выполняется одна работа по выбору преподавателя.		3		6	5	
Тема 10. Равновесия: кристаллы - жидкость в двухкомпонентных системах. Диаграммы плавкости бинарных систем. Построение диаграмм плавкости. Зонная плавка как метод получения сверхчистых металлов. Термический анализ. Кривые охлаждения бинарных систем. Построение диаграмм плавкости на основе анализа кривых охлаждения. Контрольная работа по разделу "Основы учения о фазовых равновесиях".		4		4	3,75	
Итого в семестре (на курсе для ЗАО)		34		34	39,75	
Консультации и промежуточная аттестация (Зачет)			0,25			
Раздел 3. Химическая кинетика						
Тема 11. Термодинамический и кинетический критерии реакционной способности системы. Основные понятия. Скорость реакции. Классификация химических реакций. Кинетическое уравнение элементарной реакции. Закон действующих масс. Факторы, влияющие на скорость сложной химической реакции. Лабораторная работа: "Исследование кинетики реакции каталитического разложения пероксида водорода".	5	4		4	5	Л,РГР,К

Тема 12. Главная задача формальной кинетики. Кинетика односторонних реакций 1-го порядка. Кинетика односторонних реакций 2-го порядка. Кинетика односторонних реакций n-ого порядка. Кинетические кривые. Период полупревращения вещества. Методы определения порядка реакций. Влияние температуры на скорость химических реакций. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Лабораторная работа: "Определение константы скорости инверсии сахарозы Практическое занятие : Решение задач и выполнение упражнений по кинетике реакций n-го порядка.		4	3	4	5	
Тема 13. Кинетика элементарных реакций. Теория активных столкновений. Основные положения теории. Кинетическое уравнение бимолекулярной реакции. Физический смысл энергии активации. Стерический фактор. Теория активированного комплекса. Основные положения. Координата реакции, активированный комплекс. Кинетическое уравнение. Физический смысл истинной энергии активации. Достоинства и недостатки теории. Лабораторное занятие: Определение константы скорости реакции по экспериментальным данным. Практическое занятие : Решение задач и выполнение упражнений по теоретической кинетике.		4	3	4	3,75	
Тема 14. Цепные реакции. Стадии цепной реакции. Разветвлённые и не разветвлённые химические реакции. Уравнение Семёнова и его анализ. Как можно управлять цепной химической реакцией. Индукционный период. Полуостров воспламенения. Фотохимические реакции. Законы фотохимии (Гротгуса–Дрепера, Вант–Гоффа, фотохимической эквивалентности). Катализ. Влияние катализаторов на кинетику и термодинамику химических процессов. Энергетический профиль каталитической реакции. Основные характеристики катализаторов: селективность, активность. Катализаторы и ингибиторы химических реакций. Закономерности кислотно-основного катализа. Катализ комплексными соединениями. Ферментативный катализ. Гетерогенный катализ. Практическое занятие: Решение задач и выполнение упражнений Контрольная работа по разделу: "Химическая кинетика".		4	2	4	5	

Раздел 4. Электрохимия						
Тема 15. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации слабого электролита. Закон разведения Оствальда. Термодинамическая теория растворов сильных электролитов. Активность и коэффициент активности электролита в растворе. Средние ионные величины. Средний ионный коэффициент активности. Основные положения теории Дебая – Хюккеля для растворов сильных электролитов. Лабораторное занятие: Расчеты среднего ионного коэффициента по теории Дебая - Хюккеля. Границы применимости предельного закона Дебая. Практическое занятие: Решение задач и выполнение упражнений по разделу -растворы электролитов		4	2	4	5	
Тема 16. Электропроводность растворов электролитов. Механизм электропроводности. Подвижность ионов. Факторы, влияющие на скорость движения ионов в растворе. Удельная электрическая проводимость раствора электролита (определение, размерность). Влияние температуры раствора и его концентрации на удельную электрическую проводимость. Графическая зависимость удельной электропроводности от концентрации для растворов сильных и слабых электролитов и ее анализ. Молярная электрическая проводимость раствора (определение и размерность). Вывод уравнения, связывающего удельную и молярную электрические проводимости. Зависимость молярной электрической проводимости от температуры. Зависимость молярной электрической проводимости растворов сильных и слабых электролитов от их концентрации. График (лямбда от корня из концентрации). Предельная молярная электрическая проводимость. Закон Кольрауша о независимом движении ионов. Вычисление предельной молярной электрической проводимости по справочным данным. Определение степени диссоциации и константы диссоциации слабого электролита по результатам измерения удельной электрической проводимости раствора. Кондуктометрия. Кондуктометрическое титрование. Вид кривых кондуктометрического титрования сильной кислоты сильным основанием; слабой кислоты сильным основанием; смеси сильной и слабой кислот сильным основанием. Лабораторная работа: 1."Кондуктометрическое титрование. 2."Определение константы диссоциации слабого электролита". Выполняется одна лабораторная работа по выбору преподавателя Практическое занятие: Решение задач и выполнение упражнений по теме		4	2	4	5	

Тема 17. Электрохимические системы. Особенности межфазных границ в электрохимических системах. Возникновение двойного электрического слоя и скачка потенциала на границах раздела фаз. Гальванический элемент. Гальванический элемент. Правильно разомкнутая электрохимическая цепь на примере элемента Якоби - Даниэля. Электродвижущие силы гальванических элементов. Диффузионный потенциал и методы его устранения. Электродные химические процессы и суммарная токообразующая реакция (на примере элемента Якоби -Даниэля). Расчет ЭДС обратимого гальванического элемента по уравнению Нернста. Термодинамика обратимых гальванических элементов. Максимальная электрическая работа. Вывод уравнения Нернста из уравнения изотермы реакции Вант-Гоффа. Электроды необратимые и обратимые. Типы обратимых электродов (электроды 1-го рода, электроды 2-го рода, газовые электроды, окислительно-восстановительные электроды, ионно-обменные. Электродные потенциалы по водородной шкале. Стандартный водородный электрод. Выражение для электродного потенциала обратимых электродов 1-го рода, 2-го рода, окислительно-восстановительных и газовых. Расчет ЭДС обратимого элемента как разности его электродных потенциалов. Типы гальванических элементов (химические, концентрационные, физические). Химические гальванические элементы. Потенциометрия. Компенсационный метод измерения ЭДС гальванических элементов. Электроды сравнения. Конструкция каломельного и хлорсеребряного электродов. Элемент Вестона. pH -метрия. Стекланный электрод. Ион-селективные электроды. Потенциометрическое титрование. Лабораторная работа: "Определение ЭДС гальванических элементов. Лабораторная работа: "Потенциометрическое титрование" Лабораторная работа "Определение pH буферных водных растворов". Выполняется две лабораторные работы по выбору преподавателя. Практическое занятие: Решение задач и выполнение упражнений.		4	2	4	5	
Тема 18. Химические источники тока. Батареи. Аккумуляторы. Топливные элементы. Необратимые электрохимические системы. Электрохимическая коррозия. Электрохимические методы защиты от коррозии. Практическое занятие : Решение задач и выполнение упражнений.		4		4	3,25	
Контрольная работа по разделу "Электрохимия".						
Итого в семестре (на курсе для ЗАО)		32	14	32	37	
Консультации и промежуточная аттестация (Экзамен)		2,5			24,5	
Всего контактная работа и СР по дисциплине		150,75			101,25	

4 КУРСОВОЕ ПРОЕКТИРОВАНИЕ

Курсовое проектирование учебным планом не предусмотрено

5 БАЛЛЬНО-РЕЙТИНГОВАЯ СИСТЕМА ОЦЕНИВАНИЯ

Использование балльно-рейтинговой системы не предусмотрено.

6. ОПИСАНИЕ ПОКАЗАТЕЛЕЙ, КРИТЕРИЕВ, СИСТЕМЫ И СРЕДСТВ ОЦЕНИВАНИЯ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ

6.1 Показатели оценивания

Код компетенции	Показатели оценивания результатов обучения
ОПК-1	Излагает законы и основные уравнения химической термодинамики, методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах, термодинамику растворов электролитов и электрохимических систем, принципы и уравнения формальной кинетики и кинетики сложных цепных, гетерогенных и фотохимических реакций, основные теории гомогенного, гетерогенного и ферментативного катализа. Использует принципы и уравнения формальной кинетики и кинетики сложных цепных, гетерогенных и фотохимических реакций для описания физической картины мира, пространственно-временных закономерностей и физико-химических процессов. Может обосновать выбор метода вычисления кинетических параметров процессов, выполнить заданный эксперимент и рассчитать характеристики системы по экспериментальным данным, в том числе с применением информационных технологий. Анализирует и рассчитывает термодинамические параметры физико-химических процессов, методику и технику лабораторного эксперимента и рассчитывает основные параметры системы.
ОПК-2	Излагает законы физической химии, закономерности протекания и равновесия отдельных классов химических реакций и связь этих закономерностей с особенностями внутреннего строения молекул отдельных групп химических соединений. Использует законы физической химии, термодинамические справочные данные и результаты физико-химического эксперимента для определения направления химических реакций, для вычисления равновесного выхода продуктов, определения тепловых эффектов реакций; определения констант скоростей химических реакций различных порядков и энергии активации и использовать полученные результаты для решения задач профессиональной деятельности. Анализирует и рассчитывает термодинамические параметры физико-химических процессов, владеет методикой и техникой лабораторного эксперимента.

6.2 Система и критерии оценивания

Шкала оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций	
	Устное собеседование	Письменная работа
5 (отлично)	Обучающийся в полной мере владеет теоретическими основами дисциплины и научной терминологией, грамотно излагает материал и способен иллюстрировать ответ примерами, фактами, данными научных исследований, применять теоретические знания для решения практических задач. Учитываются баллы накопленные в течении семестра.	
4 (хорошо)	Обучающийся владеет теоретическими основами дисциплины и научной терминологией, грамотно излагает материал и способен иллюстрировать ответ примерами, фактами, данными научных исследований, применять теоретические знания для решения практических задач, но допускает отдельные несущественные ошибки. Учитываются баллы накопленные в течении семестра.	
3 (удовлетворительно)	Обучающийся владеет частично теоретическими основами дисциплины и научной терминологией, фрагментарно способен	

	иллюстрировать ответ примерами, допускает несколько существенных ошибок в ответе. Учитываются баллы накопленные в течении семестра.	
2 (неудовлетворительно)	Обучающийся не владеет теоретическими основами дисциплины и научной терминологией, демонстрирует отрывочные знания, не способен иллюстрировать ответ примерами, допускает множественные существенные ошибки в ответе. Не учитываются баллы накопленные в течении семестра.	
Зачтено	Обучающийся демонстрирует полноценный ответ на вопросы, выполнил план семестра по дисциплине	
Не зачтено	Обучающийся не отвечает на вопросы, план семестра не выполнен	

6.3 Типовые контрольные задания и/или иные материалы, используемые для оценки результатов обучения

6.3.1 Типовые контрольные вопросы

№ п/п	Формулировки вопросов
Семестр 4	
1	Основные положения и понятия химической термодинамики: система, параметры и функции состояния системы (определения, размерности). Экстенсивные и интенсивные величины. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Энтропия системы. Свободная энергия Гиббса и Гельмгольца системы.
2	Функции процесса. Теплота и работа как формы передачи энергии. Математическое выражение работы расширения системы. Другие виды работ. Полезная работа. Максимальная работа равновесных процессов.
3	Первый закон термодинамики. Математическое выражение 1-го закона термодинамики для закрытых систем для элементарных процессов (дифференциальная форма) и макропроцессов (интегральная форма).
4	Применение первого закона термодинамики к химическим процессам. Термохимия. Закон Гесса и его термодинамическое обоснование. Связь изохорного и изобарного тепловых эффектов химической реакции.
5	Стандартное состояние вещества. Стандартный тепловой эффект химической реакции. Стандартные теплоты образования и сгорания химических соединений. Следствия закона Гесса.
6	Теплоемкость вещества. Изохорная и изобарная теплоемкости. Связь между ними для идеального газа. Зависимость мольной изобарной теплоемкости вещества от температуры.
7	Зависимость стандартной энтальпии реакции ($\Delta_r H^\circ$) от температуры. Вывод и анализ уравнения Кирхгофа. Дифференциальная форма уравнения Кирхгофа. Характер кривых $\Delta_r H^\circ = f(T)$ в зависимости от знака величины $\Delta_r C_p^\circ$.
8	Формулировки второго закона термодинамики. Термодинамически обратимые и необратимые, самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Математическое выражение второго закона термодинамики для закрытых систем. Неравенство Клаузиуса. Необратимые процессы и современная формулировка 2-го закона термодинамики.
9	Объединенные выражения 1 и 2 -го законов термодинамики для закрытых систем. Математические обоснование.
10	Критерии направленности процессов. Принцип экстремумов. Энтропия как критерий направления процесса в изолированной системе. Свободная энергия как критерии направления процессов в системах при постоянных $P, T; V, T$.
11	Изменение энтропии системы при протекании различных процессов: при изотермическом смешении идеальных газов, при нагревании, при изменении объема, при изменении давления.
12	III начало термодинамики. Постулат Планка. Вычисление абсолютной энтропии вещества.
13	Характеристические функции и их свойства. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Их содержание, анализ и практическая значимость.
14	Термодинамика многокомпонентных систем. Парциальные величины. Химический потенциал.
15	Зависимость химического потенциала компонента системы от состава в идеальных и реальных системах.

16	Термодинамический метод в химии. Основные понятия. Химическая переменная. Термодинамические характеристики химической реакции ($\Delta_r U$, $\Delta_r H$, $\Delta_r S$, $\Delta_r G$, $\Delta_r F$). Стандартные термодинамические характеристики реакции ($\Delta_r U^0$, $\Delta_r H^0$, $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0$, $\Delta_r F^0$). .
17	Динамический характер химического равновесия. Общее условие химического равновесия системы, закон действующих масс.
18	Химическое сродство системы по отношению к данной реакции, как функция состояния системы, характеризующая отклонение системы от химического равновесия. Химическая переменная. Химическое сродство как критерий направления химического процесса в системе
19	Константа равновесия газовых реакций. Константа равновесия реакций в растворах. Связь термодинамической константы равновесия реакции и стандартного изобарного потенциала реакции
20	Разные формы выражения закона действующих масс. Зависимость состава равновесной смеси от давления.
21	Величина свободной энергии реакции ($\Delta_r G$) как критерий направления химического процесса. Математическое обоснование.
22	Уравнение изотермы химической реакции. Вывод и анализ.
23	Химическое равновесие в гетерогенных системах.
24	Влияние температуры на химическое равновесие. Вывод уравнения изобары химической реакции
25	Уравнение изобары химической реакции в дифференциальной форме и его анализ. Интегрирование уравнения изобары в нешироком интервале температур. Графическая интерпретация.
26	Гетерогенные системы. Основные понятия: фаза, поверхность раздела фаз, независимые компоненты системы, степень свободы системы. Условия термодинамического равновесия в гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса.
27	Фазовые равновесия в однокомпонентной системе. Вывод и анализ уравнения Клаузиуса -Клайперона. Применение уравнения Клаузиуса- Клайперона для процессов испарения, плавления, возгонки.
28	Анализ фазовых диаграмм воды, серы, CO ₂ . Применение правила фаз Гиббса. Критическая температура. Сверхкритические флюиды.
29	Общая характеристика растворов. Сольватация, гомо- и гетероассоциация в растворах. Виды растворов. Способы выражения состава растворов (молярность, молярность, мольная доля компонента, массовая доля компонента).
30	Равновесие «жидкость - пар» в двухкомпонентных системах. Закон Рауля. Зависимость парциального давления компонента от состава раствора. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля. Закон Генри. Графическая интерпретация
31	Разбавленные растворы нелетучих веществ в летучем растворителе. Температура кипения и кристаллизации растворов нелетучих веществ. Второй закон Рауля.
32	Эбулиоскопия. Выражение для расчета эбулиоскопической константы. Размерность эбулиоскопической константы.
33	Криоскопия. Выражение для расчета криоскопической константы. Размерность криоскопической константы.
34	Осмоз, осмотическое давление, обратный осмос. Закон Вант-Гоффа. Осмометрия. Применение осмотических методов в экологии
35	Бинарные растворы летучих компонентов с неограниченной взаимной растворимостью. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Виды фазовых диаграмм «температура кипения-состав» (диаграмм кипения летучих смесей). Анализ диаграмм кипения летучих смесей. Правило рычага.
36	Бинарные растворы летучих компонентов с ограниченной взаимной растворимостью. Гетероазеотропные смеси. Виды фазовых диаграмм «температура кипения-состав» (диаграмм кипения летучих смесей). Анализ диаграмм кипения летучих смесей с ограниченной взаимной растворимостью.
37	Разделение летучих смесей. Физико-химические основы перегонки. Расчет числа теоретических тарелок по диаграммам «температура кипения - состав». Конструкции лабораторных перегонных аппаратов. Ректификационные колонны.
38	Равновесия «кристаллы – жидкость» в бинарных системах. Диаграммы плавкости. Системы с простой эвтектикой. Системы с образованием химических соединений. Зонная плавка – как метод получения сверхчистых металлов.
39	Твердые растворы. Диаграммы плавкости систем, компоненты которых образуют твердые растворы
40	Термический анализ. Кривые охлаждения бинарных систем. Построение диаграмм плавкости на основе анализа кривых охлаждения.
Семестр 5	
41	Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Зависимость степени диссоциации слабого электролита от концентрации раствора. Константа диссоциации слабого электролита. Закон разбавления Оствальда.
42	Термодинамическая теория растворов сильных электролитов. Коэффициент активности в растворах сильных электролитов. Средний ионный коэффициент активности.

43	Теория Дебая-Хюккеля. Модель раствора и основные положения. Ионная сила раствора. Расчет средних ионных коэффициентов активности электролитов в растворе на основе трех приближений теории Дебая-Хюккеля.
44	Электропроводность растворов электролитов. Механизм электропроводности. Скорость движения ионов. Подвижность ионов. Факторы, влияющие на скорость движения ионов в растворе.
45	Удельная электрическая проводимость раствора электролита (определение, размерность). Влияние температуры раствора и его концентрации на удельную электрическую проводимость. Графическая зависимость удельной электропроводности от концентрации для растворов сильных и слабых электролитов и ее анализ.
46	Молярная электрическая проводимость раствора (определение и размерность). Вывод уравнения, связывающего удельную и молярную электрические проводимости. Зависимость молярной электрической проводимости от температуры.
47	Зависимость молярной электрической проводимости растворов сильных и слабых электролитов от их концентрации. График (лямбда от корня из концентрации). Предельная молярная электрическая проводимость. Закон Кольрауша о независимом движении ионов.
48	Вычисление предельной молярной электрической проводимости по справочным данным. Определение степени диссоциации и константы диссоциации слабого электролита по результатам измерения удельной электрической проводимости раствора.
49	Кондуктометрия. Кондуктометрическое титрование. Вид кривых кондуктометрического титрования сильной кислоты сильным основанием; слабой кислоты сильным основанием; смеси сильной и слабой кислот сильным основанием.
50	Электрохимические системы. Возникновение двойного электрического слоя и скачка потенциала на границах раздела фаз. Гальванический элемент.
51	Правильно разомкнутая электрохимическая цепь на примере элемента Якоби - Даниэля. Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента как сумма скачков потенциалов на границах раздела фаз.
52	Диффузионный потенциал и методы его устранения.
53	Электродные химические процессы и суммарная токообразующая реакция (на примере элемента Якоби - Даниэля). Расчет ЭДС обратимого гальванического элемента по уравнению Нернста.
54	Термодинамика обратимого гальванического элемента. Максимальная электрическая работа. Вывод уравнения Нернста из уравнения изотермы реакции Вант-Гоффа.
55	Электроды необратимые и обратимые. Типы обратимых электродов (электроды 1-го рода, , электроды 2-го рода, газовые электроды, окислительно-восстановительные электроды, ионно-обменные).
56	Электродные потенциалы по водородной шкале. Стандартный водородный электрод. Выражение для электродного потенциала обратимых электродов 1-го рода, 2-го рода, окислительно-восстановительных и газовых. Расчет ЭДС обратимого элемента как разности его электродных потенциалов.
57	Типы гальванических элементов (химические, концентрационные, физические). Химические гальванические элементы. Привести примеры элементов, составленных из окислительно-восстановительного электрода и электрода 2-го рода. Записать гальванический элемент по правилам ИЮПАК.
58	Концентрационный гальванический элемент. Привести примеры элемента, составленного из электродов 2-го рода. Записать гальванический элемент по правилам ИЮПАК. Физические гальванические элементы.
59	Потенциометрия. Потенциометрия в области охраны окружающей среды и ресурсосбережения. Компенсационный метод измерения ЭДС гальванических элементов. Электроды сравнения. Конструкция каломельного и хлорсеребряного электродов. Элемент Вестона. в области охраны окружающей среды и ресурсосбережения.
60	pH -метрия. Стекланный электрод. Ион-селективные электроды.
61	Потенциометрическое титрование.
62	Химические источники тока. Аккумуляторы. Топливные элементы.
63	Необратимые электрохимические системы. Электрохимическая коррозия. Электрохимические методы защиты от коррозии.
64	Термодинамический и кинетический критерии реакционной способности системы. Основные понятия. Скорость реакции. Классификация химических реакций: простые и сложные; гомогенные и гетерогенные; гомофазные, гетерофазные, каталитические, некаталитические и т.д.. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
65	Скорость элементарной химической реакции (определение). Кинетическое уравнение элементарной химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости элементарной реакции, факторы, влияющие на константу скорости элементарной реакции. Принцип независимости скоростей.
66	Скорость сложной химической реакции. Факторы, влияющие на скорость различных химических процессов. Примеры.
67	Кинетическое уравнение сложной реакции, для которой выполняется основной постулат химической кинетики, согласно которому скорость реакции пропорциональна концентрациям реагентов в некоторых степенях. Частный и общий порядок реакции. Константа скорости реакции, факторы, влияющие на константу скорости сложной реакции.

68	Кинетика односторонних реакций первого порядка. Дифференциальное и интегральное кинетические уравнения. Период полураспада вещества. Кинетические кривые.
69	Кинетика односторонних реакций второго порядка. Дифференциальное и интегральное кинетические уравнения. Период полупревращения вещества. Кинетические кривые.
70	Экспериментальные исследования кинетики химических реакций. Методы определения порядка реакции и её константы скорости.
71	Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Зависимость константы скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации химической реакции.
72	Теория активных столкновений. Основные положения. Кинетическое уравнение бимолекулярной реакции. Физический смысл энергии активации. Стерический фактор.
73	Теория активированного комплекса. Основные положения. Координата реакции, активированный комплекс. Кинетическое уравнение. Физический смысл истинной энергии активации. Достоинства и недостатки теории.
74	Фотохимические реакции. Основные законы фотохимии. Влияние электромагнитного излучения на скорость химической реакции и состояние равновесия (константу равновесия). Влияние света на энергетический профиль реакции.
75	Цепные реакции. Стадии цепной реакции. Разветвлённые и не разветвлённые химические реакции. Уравнение Семёнова и его анализ. Как можно управлять цепной химической реакцией. Индукционный период. Полуостров воспламенения.

6.3.2 Типовые тестовые задания

Не предусмотрено.

6.3.3 Типовые практико-ориентированные задания (задачи, кейсы)

1. Используя интегральное уравнение изобары химической реакции рассчитать термодинамическую константу равновесия некоторой реакции при заданной температуре 500 К, если известно, что при температуре 470 К константа равновесия этой реакции равна величине 0,0158, а при температуре 530 К равна 0,282.
2. Рассчитать молекулярную массу растворенного вещества, если водный раствор 1 г вещества в 50 мл воды замерзает при температуре $-0,015^{\circ}\text{C}$.
3. Разложение вещества происходит по уравнению реакции первого порядка с константой скорости $k=0,3$ мин⁻¹. Рассчитать время, в течение которого концентрация вещества А уменьшится в 3 раза. Рассчитать период полупревращения данного вещества.

6.4 Методические материалы, определяющие процедуры оценивания результатов обучения

6.4.1 Условия допуска обучающегося к промежуточной аттестации и порядок ликвидации академической задолженности

Проведение промежуточной аттестации регламентировано локальным нормативным актом СПбГУПТД «Положение о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся»

6.4.2 Форма проведения промежуточной аттестации по дисциплине

Устная

+

Письменная

+

Компьютерное тестирование

Иная

6.4.3 Особенности проведения промежуточной аттестации по дисциплине

Возможность пользоваться справочными таблицами и калькулятором.

Время подготовки ответов на задания экзаменационного билета - 60 минут.

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

7.1 Учебная литература

Автор	Заглавие	Издательство	Год издания	Ссылка
7.1.1 Основная учебная литература				
Еремин В. В. (и др.)	Основы физической химии (Электронный ресурс) : учебник : в 2 ч. Ч. 1 : Теория. — 5-е издание, перераб. и доп. (эл.). — (Учебник для высшей школы)	Москва: Лаборатория знаний	2019	https://ibooks.ru/reading.php?short=1&productid=373279

Еремин В. В. (и др.)	Основы физической химии (Электронный ресурс) : учебник : в 2 ч. Ч. 2 : Теория. — 5-е издание, перераб. и доп. (эл.). — (Учебник для высшей школы)	Москва: Лаборатория знаний	2019	https://ibooks.ru/read ing.php? short=1&productid=3 73280
Селиванова, Н. М., Павличенко, Л. А., Булидорова, Г. В., Проскурина, В. Е., Галяметдинов, Ю. Г.	Физическая химия	Казань: Казанский национальный исследовательский технологический университет	2016	http://www.iprbookshop.ru/79588.html
7.1.2 Дополнительная учебная литература				
Ибрагимова Р. И., Гребенников С. Ф., Зайцева Е.И.	Физическая химия. Курсовая работа	СПб.: СПбГУПТД	2017	http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=2017191
Ибрагимова Р. И., Пеганова Н. В., Холохонова Л. И., Новоселов Н. П.	Физическая химия. Кинетика и катализ. Кинетические исследования химических процессов	Санкт-Петербург: СПбГУПТД	2021	http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=202168
Булидорова, Г. В., Шилова, С. В., Альметкина, Л. А., Галяметдинов, Ю. Г.	Проверка текущих и остаточных знаний студентов по дисциплине «Физическая химия»	Казань: Казанский национальный исследовательский технологический университет	2018	https://www.iprbooks hop.ru/100593.html

7.2 Перечень профессиональных баз данных и информационно-справочных систем

Список физико-химических величин системы СИ с обозначениями и размерностью [Электронный ресурс]. URL: <http://old.iupac.org/reports/1993/homann/index.html>

Ивтантермо — база данных термодинамических свойств индивидуальных веществ [Электронный ресурс]. URL: chem.msu.ru/rus/handbook/ivtan

Банк данных радиационных и энергетических параметров двухатомных молекул [Электронный ресурс]. URL: <http://www.chem.msu.ru/rus/chinfo/raden/welcome.html>

Окислительно-восстановительные потенциалы [Электронный ресурс]. URL: <http://www.chem.msu.ru/rus/handbook/redox/welcome.html>

База данных Термические Константы Веществ [Электронный ресурс]. URL: <http://www.chem.msu.ru/cgi-bin/tkv.pl?show=welcome.html/welcome.html>

Бесплатный онлайн инструментарий по химии. ChemDB Web Interface Index. [Электронный ресурс]. URL: <http://cdb.ics.uci.edu/>

Информационная система «Единое окно доступа к образовательным ресурсам» [Электронный ресурс]. URL: <http://window.edu.ru/>

Электронно-библиотечная система IPRbooks [Электронный ресурс]. URL: <http://www.iprbookshop.ru>

Электронная библиотека учебных изданий СПбГУПТД [Электронный ресурс]. URL: <http://publish.sutd.ru>

7.3 Перечень лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения

1С-Битрикс: Внутренний портал учебного заведения

Microsoft Office Standart Russian Open No Level Academic

Microsoft Windows Professional Upgrade Академическая лицензия

7.4 Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине

Специализированная физико-химическая лаборатория, которая оснащена: лабораторными столами, лабораторной посудой, аналитическими и техническими весами, сушильным шкафом, вытяжными шкафами, дистиллятором, водяной баней, рефрактометрами, поляриметрами, калориметрами, кондуктометрами, потенциометрами, pH-метром, ионометром, лабораторным комплексом «Химия», установкой для потенциометрического титрования, установкой для кондуктометрического титрования, установкой для криометрических измерений, установкой для изучения равновесия «жидкость-пар», установкой для изучения ЭДС гальванических элементов.

В лаборатории имеется доска, персональные компьютеры и мультимедийный экран для выполнения интерактивных работ и просмотра видеоматериалов.

Аудитория	Оснащение
Лекционная аудитория	Мультимедийное оборудование, специализированная мебель, доска