

Программа кандидатского экзамена по научной специальности

02.00.04 Физическая химия

СОДЕРЖАНИЕ ПРОГРАММЫ

1. Химическая термодинамика

Термодинамическая система. Термодинамические параметры. Термодинамический процесс и термодинамическое равновесие. Функции пути процесса и функции состояния. Модели идеальных систем в химической термодинамике.

1.1. **Энергетика процессов.** Первое начало термодинамики. Термодинамическая работа. Внутренняя энергия и теплота. Энтальпия. Взаимосвязь работы и теплоты с изменениями внутренней энергии и энтальпии в изопроцессах с участием идеального газа. Теплоемкость. Энтальпия фазового превращения. Зависимость теплоемкости от температуры. Зависимость внутренней энергии и энтальпии от температуры. Зависимость внутренней энергии, энтальпии и теплоемкости от давления. Изменение внутренней энергии и энтальпии в химических реакциях. Экспериментальные методы определения тепловых эффектов химических реакций. Стандартные тепловые эффекты. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа. Интегральная форма уравнения Кирхгофа. Расчет тепловых эффектов, основанный на данных о $(H_T^\circ - H_0^\circ)$, $(H_T^\circ - H_{298.15}^\circ)$ и $(\bar{C}_{p,298-T}^\circ)$. Зависимость энтальпии реакции от давления.

1.2. **Второе и третье начала термодинамики.** Второе начало термодинамики (постулат о существовании энтропии). Свойства энтропии. Связь энтропии с параметрами состояния в процессах с идеальным газом. Изменение энтропии при смешивании идеальных газов. Изменение энтропии при обратимых фазовых переходах первого рода. Статистическое толкование энтропии. Уравнение Больцмана-Планка. Постулат о нулевой энтропии при $T = 0$ К (третье начало термодинамики). Расчет абсолютных значений энтропии. Изменение энтропии при химических реакциях. Критерии направленности процессов и равновесия в системах постоянного и переменного составов. Начальные представления о природе химического сродства. Изменение энтропии изолированной системы как критерий

направленности процесса. Объединенное уравнение первого и второго начал термодинамики.

Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Свойства энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Зависимости энергии Гиббса и энергии Гельмгольца от основных параметров состояния. Зависимости энергии Гельмгольца от естественных переменных. Зависимости энергии Гиббса от естественных переменных. Изменение энергии Гиббса при смешивании идеальных газов. Изменение энергии Гиббса при фазовых переходах первого рода. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Зависимость энтропии, теплоемкости и энтальпии от давления. Основные уравнения химической термодинамики. Критерии направленности процессов и равновесия в закрытых системах переменного состава. Химический потенциал. Свойства химического потенциала. Химический потенциал идеального газа. Химический потенциал компонента смеси идеальных газов.

2. Химическое равновесие

Химическое равновесие в смеси идеальных газов.

2.1. Уравнение изотермы химической реакции. Расчет стандартного изменения энергии Гиббса химической реакции. Стандартное изменение энергии Гиббса и термодинамическая константа равновесия. Химическое сродство как критерий направленности процесса в смесях произвольно заданного состава.

2.2. Зависимость константы равновесия от температуры. Дифференциальная форма уравнения. Интегральная форма уравнения изобары химической реакции. Использование температурной зависимости константы равновесия. Химические транспортные реакции.

2.3. Расчет термодинамической константы равновесия. Общая характеристика фонда справочных данных. Способы расчета термодинамической константы равновесия. Расчет термодинамической константы равновесия из экспериментальных данных. Реакции в смесях газов. Связь термодинамической константы равновесия с концентрационными константами равновесия. Реакции в гомогенной конденсированной фазе. Равновесие в гетерогенных реакциях.

2.4. Расчет состава равновесной смеси. Химическая переменная. Химическое превращение представлено единственным уравнением. Химическое превращение представлено двумя уравнениями. Множественные

реакции. Влияние различных факторов на состав равновесной смеси. Расчет константы равновесия реакций при 298 К. Расчет константы химического равновесия при температурах выше 298 К.

3. Термодинамические свойства однокомпонентных систем

3.1. Расчет термодинамических свойств идеальных газов квантово-статистическим методом. Внутренняя энергия. Энтропия. Суммы по состояниям для систем различимых и неразличимых частиц. Связь термодинамических функций идеальных газов с суммой по состояниям системы. Связь термодинамических функций идеальных газов с суммой по состояниям молекулы. Связь сумм по состояниям с молекулярными постоянными двухатомных молекул. Сумма по состояниям поступательного движения. Расчет сумм по состояниям вращательного и колебательного движений двухатомных молекул.

3.2. Экспериментальное определение вращательной постоянной и собственной частоты колебаний. Вращательные спектры. Колебательно-вращательные спектры. Спектры комбинационного рассеяния. Электронная сумма по состояниям. Электронные состояния атомов. Электронные состояния двухатомных молекул. Расчет термодинамических функций одноатомного идеального газа. Расчет термодинамических функций двухатомных молекул. Расчет термодинамической константы равновесия газофазных реакций. Подход к расчету термодинамических свойств веществ с многоатомными молекулами. Сумма по состояниям вращательного движения. Сумма по состояниям колебательного движения. Сумма по состояниям электронного движения многоатомных молекул.

4. Свойства реальных газов

Сжимаемость. Уравнения состояния реального газа. Вириальное уравнение состояния. Кубические уравнения состояния. Принцип соответственных состояний. Учет межмолекулярных взаимодействий при вычислении термодинамических функций газов. Летучесть и коэффициент летучести.

5. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах

5.1. Фазы и условия фазового равновесия. Вариантность термодинамической системы. Компоненты. Независимые компоненты. Правило фаз Гиббса. Типы фазовых переходов. Объемная p - V - T диаграмма

фазовых равновесий. p - T диаграмма фазовых равновесий. Сверхкритическое состояние вещества.

5.2. Термодинамика фазовых превращений. Уравнение Клапейрона. Зависимость температуры плавления от давления. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Зависимость энтальпии парообразования от температуры. Интегрирование уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Правило Трутона. Трутоновские жидкости. Представление p - T диаграммы состояния в полулогарифмических координатах. Уточненное интегрирование уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Уравнение Антуана.

Влияние внешнего давления индифферентного газа на давление насыщенного пара конденсированных фаз. Влияние кривизны поверхности на давление насыщенного пара.

6. Термодинамика растворов

Парциальные мольные величины (свойства). Экспериментальное определение парциальных мольных величин. Метод касательных. Метод отрезков или пересечений. Уравнение Гиббса-Дюгема. Концепция идеального раствора. Два стандарта сравнения для парциальных мольных величин. Функции смешения. Избыточные парциальные мольные величины.

6.1. Отклонения свойств раствора от идеальности. Активность и коэффициент активности. Системы стандартных состояний для компонентов в растворах. Симметричная система стандартных состояний. Несимметричная система стандартных состояний. Связь активности и коэффициентов активности с функциями смешения и избыточными функциями для симметричной системы стандартных состояний. Зависимость коэффициента активности от температуры и давления. Определение избыточных термодинамических функций. Определение активности и коэффициента активности из данных по давлению пара. Расчет значений a_2 , p_2 , γ_2 по концентрационной зависимости a_1 , p_1 , γ_1 . Проверка термодинамической совместимости экспериментальных данных о коэффициентах активности компонентов бинарного раствора.

7. Свойства предельно разбавленных растворов

Термодинамическое обоснование законов Рауля и Генри. Экспериментальные основы учения о свойствах разбавленных растворов. Общие исторические аспекты. Работы Рауля.

7.1. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Относительное понижение давления пара растворителя. Понижение температуры начала замерзания раствора. Криоскопия. Повышение температуры начала кипения растворов. Эбуллиоскопия. Осмотическое давление. Практическое значение осмотических явлений. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа. Коллигативные свойства растворов электролитов. Предпосылки к появлению теории электролитической диссоциации. Связь изотонического коэффициента Вант-Гоффа со степенью диссоциации электролита.

8. Термодинамическое описание отклонений от идеальности растворов неэлектролитов

Термодинамические свойства неидеальных растворов неэлектролитов (жидкость-жидкость). Простейшие типы растворов неэлектролитов. Свойства регулярных растворов. Атермические растворы. Термодинамические свойства растворов неэлектролитов с осложненным межмолекулярным взаимодействием. Уравнение Маргулеса. Уравнение Ван Лара. Уравнение Вильсона. Термодинамические свойства твердых растворов.

9. Фазовые равновесия в многокомпонентных системах

9.1 Равновесие газ – конденсированная фаза. Растворимость газов в жидкостях. Растворимость газов в металлах.

9.2. Равновесие «жидкий раствор – пар» в бинарных системах. Взаимосвязь составов сосуществующих фаз при равновесии жидкости и пара. Идеальный раствор и идеальный пар. Аналитическое описание зависимости общего давления пара от состава раствора. Диаграмма состояния «давление - состав». Правило рычага. Зависимость температуры кипения раствора и температуры конденсации пара от состава жидкой и паровой фаз. Диаграмма «температура кипения - состав». Описание процессов «сжатие – расширение» и «нагревание – охлаждение» для растворов заданного состава. Изменение вида диаграмм фазового равновесия при неидеальности жидкой фазы. Азеотропия. Тангенциальные азеотропы. Применение правила фаз Гиббса к анализу азеотропных диаграмм фазового равновесия. Диаграммы «состав пара - состав жидкости». Аналитическое описание равновесия «жидкость – пар» при неидеальности жидкой фазы. Уравнения для описания линий жидкости и пара. Зависимости температуры начала кипения раствора и конденсации пара от состава сосуществующих фаз. Законы Коновалова.

Характеристика равновесия «жидкий раствор-пар» с помощью уравнения Ван-дер Вальса. Разделение растворов методом дистилляции и ректификации. Законы Вревского. Экстрактивная и азеотропная ректификация.

9.3. Взаимная растворимость жидкостей в бинарных системах.

Кривые взаимной растворимости жидкостей. Термодинамическое описание равновесия «жидкость – жидкость». Устойчивость растворов. Эффект расслаивания раствора на две жидкие фазы. Вид зависимости $G^M = f(x_i)$ для растворов и двухфазных систем. Расслаивание регулярных растворов. Трехфазные равновесия «жидкость – жидкость – пар». Гетероазеотропия. Изотермы парциальных и общего давления пара компонентов в системах с расслаиванием. Перегонка с водяным паром.

9.4. Равновесия твердых и жидких фаз в бинарных системах.

Экспериментальные методы исследования фазового равновесия жидкий раствор – кристаллическая фаза. Основные типы диаграмм фазового равновесия бинарных систем, содержащих жидкие и кристаллические фазы. Неограниченная взаимная растворимость веществ в жидком и твердом состояниях. Равновесие идеальных жидких и твердых растворов. Системы с отклонениями от идеальности. Диаграммы состояния с областью распада твердых растворов. Диаграммы фазового равновесия эвтектического типа. Аналитическое описание кривых ликвидуса в простых эвтектических диаграммах. Кристаллизационные методы разделения растворов на компоненты. Диаграммы фазового равновесия перитектического типа. Ограниченная взаимная растворимость веществ в жидком и твердом состояниях. Диаграммы состояния с образованием промежуточных соединений. Диаграммы состояния с образованием устойчивых промежуточных соединений. Диаграммы состояния с образованием неустойчивых промежуточных соединений. Общие принципы построения диаграмм состояния двойных систем.

9.5. Фазовое равновесие в трехкомпонентных системах.

Способы отображения состава. Применение правила фаз к диаграммам состояния трехкомпонентных систем. Объемные диаграммы фазового равновесия систем, образованных ограниченно растворимыми жидкостями. Ограниченная растворимость в одной бинарной системе. Ограниченная

растворимость в двух и трех частных бинарных системах. Распределение растворенного вещества между двумя ограниченно смешивающимися жидкостями. Экстракция. Диаграммы фазовых равновесий трехкомпонентных систем с участием жидкой и твердых фаз. Объемная диаграмма системы с простой эвтектикой. Системы с промежуточными устойчивыми соединениями.

10. Растворы электролитов

Структура жидкости. Структура воды и льда. Структура органических растворителей. Структура жидкого раствора.

10.1. Механизм образования растворов электролитов. Энергия кристаллической решетки. Сольватация ионов. Термодинамическая теория активности применительно к растворам электролитов. Химический потенциал и средний ионный коэффициент активности растворенного электролита. Правило ионной силы. Взаимосвязь коэффициентов активности. Определение коэффициента активности по растворимости соли.

10.2. Электростатическая теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Модель раствора электролита и основные допущения теории. Вывод уравнения для коэффициентов активности. Сопоставление расчетных и экспериментальных значений коэффициентов активности. Дальнейшее развитие теории Дебая-Хюккеля. Другие подходы к описанию растворов электролитов. Теория Питцера. Гидратная теория Робинсона-Стокса. Статистические теории. Квазикристаллическая модель раствора электролита. Определение среднего ионного коэффициента активности по величине практического осмотического коэффициента. Зависимость активности и коэффициента активности от температуры. Зависимость коэффициента активности от давления.

10.3. Ассоциация ионов. Теория Бьеррума. Теория Фуосса. Равновесия в растворах слабых электролитов. Диссоциация воды. Влияние среды на константу диссоциации слабых кислот и оснований. Буферные растворы.

11. Электрохимия

11.1. Неравновесные явления в растворах электролитов. Виды проводников. Ионофоры и ионогены. Электролиз. Законы Фарадея. Удельное сопротивление и электропроводность. Электропроводность растворов электролитов. Молярная электропроводность. Зависимость электропроводности от различных факторов. Движение ионов при

наложении электрического поля. Решение уравнения для скорости движения иона. Электрическая подвижность иона. Связь электропроводности с электрической подвижностью. Ионная электропроводность. Закон Кольрауша. Определение молярной электропроводности электролита в бесконечно разбавленном растворе. Элементы теории электропроводности Дебая-Онзагера. Оценка величины релаксационного эффекта. Влияние напряженности электрического поля на молярную электропроводность. Влияние частоты электрического поля на молярную электропроводность. Электрическая проводимость неводных растворов электролитов. Числа переноса. Зависимость чисел переноса от концентрации. Применение кондуктометрии. Явления переноса в растворах электролитов при наличии градиента концентрации. Диффузия и миграция ионов. Нестационарная диффузия. Перенос в движущемся растворе электролита.

11.2. Электрохимические системы. Двойной электрический слой. Внутренний, поверхностный и внешний потенциал. Строение ДЭС на границе металл – раствор электролита. Обратимые и необратимые электроды. Типы электрохимических систем. Схемы записи электрохимических цепей. Обратимые и необратимые электрохимические системы. Электродвижущая сила гальванического элемента. Измерение ЭДС гальванического элемента. Убыль энергии Гиббса электрохимической реакции и ЭДС. ЭДС и электродный потенциал. Уравнение Нернста. Стандартный электродный потенциал. Мембранный потенциал.

Обратимые электроды. Электроды первого рода. Электроды второго рода. Окислительно-восстановительные электроды. Газовые электроды. Ионоселективные и ферментные электроды. Стекланный электрод.

Электрохимические цепи. Химические цепи. Химические цепи без переноса. Элемент Вестона. Химические цепи с переносом. Концентрационные цепи. Концентрационные цепи без переноса. Концентрационные цепи с переносом. Полезная работа гальванического элемента. Использование измерения ЭДС для определения физико-химических величин. Потенциометрия. Потенциометрическое определение рН растворов. Определение средних ионных коэффициентов активности. Расчет изменения термодинамических функций и константы равновесия химических реакций. Потенциометрическое титрование.

11.3. Химические источники тока. Первичные источники тока. Литиевые элементы. Сухой элемент. Оксиднортутный элемент. Вторичные источники тока. Аккумуляторы. Свинцовый аккумулятор. Щелочной аккумулятор. Никель-кадмиевый аккумулятор. Серебряный аккумулятор. Литиевые аккумуляторы. Другие типы аккумуляторов.

11.4. Топливный элемент. Актуальность топливного элемента. Топливный элемент со щелочным электролитом. Топливный элемент с твердым полимерным электролитом. Фосфорнокислые топливные элементы. Высокотемпературные топливные элементы. Проблемы и перспективы топливных элементов.

12. Кинетика химических реакций

12.1. Основные понятия и определения формальной кинетики. Молекулярность. Простые и сложные реакции. Элементарные стадии процесса. Разновидности реакционных систем и способы инициирования процессов. Кинетически необратимые и кинетически обратимые реакции. Кинетическая кривая и кинетическое уравнение. Скорость химической реакции. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости и порядок реакции.

12.2. Кинетическое описание простых необратимых газофазных термически активируемых реакций. Реакция первого порядка. Реакция второго порядка. Реакция третьего порядка. Реакция n-го порядка. Методы определения порядка реакции. Интегральные методы. Дифференциальные методы определения порядка реакции.

12.3. Кинетика сложных реакций. Принцип независимости элементарных реакций. Обратимые реакции. Параллельные реакции. Последовательные реакции. Лимитирующая стадия процесса. Квазистационарное состояние. Квазиравновесные стадии процесса. Анализ многостадийных процессов. Метод стационарных концентраций.

12.4. Влияние температуры на скорость термически активируемых реакций. Уравнение Аррениуса.

12.5. Теории элементарных газофазных реакций. Теория активных соударений. Расчет общего числа соударений. Уравнение Траутца-Льюиса. Стерический фактор. Разновидности соударений. Время одного столкновения и время между столкновениями. Механизм мономолекулярных реакций в теории активных соударений. Схема Линдемана. Интерпретация

тримолекулярных газофазных реакции в теории активных соударений. Теория переходного состояния. Активированный комплекс и координата реакции. Энергия активации. Термодинамическая версия теории переходного состояния. Трансмиссионный коэффициент. Сравнение уравнения термодинамической версии ТПС с уравнением Аррениуса. Взаимосвязь опытной энергии активации E_A с $(\Delta H)^\ddagger$. Предэкспоненциальный множитель. Энтропия активации и молекулярная неупорядоченность активированного комплекса. Квантово-статистическая версия теории переходного состояния. Вид уравнений для предэкспоненциального множителя и зависимость его от температуры. Объяснение особенностей тримолекулярных реакций в теории переходного состояния.

12.6. Кинетика реакций в растворах. Молекулярная диффузия. Законы Фика. Особенности строения кристаллов и жидкостей. Клеточный эффект. Механизм взаимодействия частиц в молекулярной клетке. «Диффузионный» предел константы скорости бимолекулярной реакции. Скорость реакций в растворах с участием ионов. Влияние отклонений от идеальности на скорость реакций в растворах. Влияние ионной силы раствора на скорость ион-ионных и ион-дипольных взаимодействий в разбавленных растворах. Влияние сольватационных эффектов на скорость реакций в растворах. Сравнение скоростей реакций в газовой и жидкой фазах.

13. Цепные реакции

Кинетика неразветвленных цепных реакций в квазистационарном приближении. Влияние ингибитора на скорость неразветвленной цепной реакции. Вероятностная теория цепных реакций. Средняя длина цепи. Скорость неразветвленной цепной реакции. Химические газовые лазеры. Скорость разветвленной цепной реакции. Тепловое воспламенение. Реакции с вырожденным разветвлением.

14. Фотохимия

Взаимодействие света с веществом. Фотовозбуждение молекулы. Фотофизические процессы. Тушение люминесценции. Фотохимические реакции. Реакции с участием одного реагента. Закономерности фотохимических реакций. Стадии фотохимического процесса. Начальный акт поглощения света. Первичный фотохимический процесс. Вторичные

реакции. Зависимость квантового выхода от различных факторов. Зависимость квантового выхода от условий проведения процесса. Влияние термически активируемых процессов на скорость фотохимической реакции. Сенсibiliзирoванные реакции. Фотосинтез. Озоновый слой. Фотография. Фотоэлектрохимия.

15. Общие закономерности протекания реакций с участием твердых тел

Реакции, не сопровождающиеся образованием барьерного слоя продукта. Формы кинетических кривых. Скорость реакций лимитируемых поверхностными процессами. Стадия роста зародышей без перекрывания. Вид кинетического уравнения для стадии роста и перекрывания ядер. Мгновенное зародышеобразование и линейный рост зародышей. Гетерогенные реакции, скорость которых лимитируется диффузией через барьерный слой продукта реакции. Взаимодействие газа с твердым телом с образованием плоского барьерного слоя. Образование барьерного слоя на частицах сферической формы.

Зависимость скорости гетерогенных реакций от температуры. Специфика гетерогенных реакций «жидкость - твердое тело». Растворение твердых тел в жидкостях. Реакции в смесях твердых тел.

16. Введение в электрохимическую кинетику

Поляризационная кривая. Перенапряжение электрохимической стадии. Уравнение Тафеля. Диффузионная кинетика. Поляризационная кривая при замедленной диффузии.

17. Катализ

17.1. Виды катализа. Особенности каталитических реакций. Эффективность каталитического действия. Механизмы каталитического действия.

17.2. Гомогенно-каталитические процессы. Кислотно-основной катализ. Катализ комплексами переходных металлов. Ферментативный катализ. Уравнение Михаэлиса-Ментен.

17.3. Гетерогенный катализ. Основные стадии гетерогенно-каталитического процесса. Закон действующих поверхностей. Уравнение изотермы адсорбции Лэнгмюра. Механизм Лэнгмюра-Хиншельвуда и механизм Или - Ридила. Теории гетерогенного катализа. Автокаталитические реакции. Межфазный катализ.

18. Элементы неравновесной термодинамики

18.1. Основные понятия и постулаты. Равновесное, неравновесное и стационарное состояние. Системы, области системы и параметры состояния. Работа. «Потерянная» работа. Постулаты термодинамики неравновесных процессов. Некомпенсированная теплота. Возникновение энтропии. Скорость возникновения энтропии. Функция диссипации. Некомпенсированная теплота и изменения термодинамических функций. Сродство по Де Донде. Калорические коэффициенты. Возникновение энтропии в закрытых системах при неравновесных процессах. Химическая реакция. Теплопередача. Диффузия.

18.2. Открытые системы. Тепловой и конвекционно-диффузионный потоки. Возникновение энтропии в открытых системах. Баланс энтропии. Баланс энтропии в разделенной системе. Составление материальных и энергетических балансов для непрерывной системы. Расхождение вектора. Соотношение для локального изменения θv . Уравнение баланса массы. Уравнение баланса массовой доли компонента. Связь локального изменения свойства θv с изменением вдоль движения центра массы количеством θm . Соотношения для баланса энергии. Локальный баланс энтропии для непрерывной системы. Уравнение Онсагера. Прямые и перекрестные феноменологические коэффициенты. Соотношение взаимности Онсагера. Скалярные, векторные и тензорные процессы. Самопроизвольный и вынужденный потоки. Принцип Кюри. Выбор потоков и сил.

18.3. Применения методов термодинамики неравновесных процессов. Физические процессы. Диффузия в системах с однородной температурой. Диффузия в системах с неоднородной температурой. Электрокинетические эффекты. Термоэлектрические эффекты. Термомеханические эффекты. Химические процессы. Несколько реакций в одной фазе. Схема линейно независимых реакций Пригожина. Линейно независимые и линейно зависимые реакции.

18.4. Релаксационные процессы. Устойчивость состояний. Устойчивость равновесия к флуктуациям. Химическая устойчивость. Тепловая устойчивость. Стационарные состояния в непрерывных системах. Теорема Глансдорфа – Пригожина. Устойчивость стационарных состояний. Критерий эволюции. Стационарное состояние при химических реакциях.

18.5. Термодинамика систем далеких от состояния равновесия.

Самоорганизация в открытых системах. Функция Ляпунова. Критерий устойчивости стационарного состояния. Применение критерия устойчивости. Потеря устойчивости, бифуркация, катастрофа. Фазовая траектория, плоскость и фазовый портрет. Линейный анализ устойчивости. Изменение характера устойчивости системы. Структуры Тьюринга. Классификация неподвижных точек на плоскости. Классификация особых точек.

Вопросы для кандидатского экзамена по научной специальности

02.00.04 – Физическая химия

1. Химический потенциал и его применение в физической химии.
2. Методы определения молярной массы вещества.
3. Коллигативные свойства растворов.
4. Идеальный и реальный газы, свойства, уравнения состояния.
5. Азеотропные растворы и методы их разделения.
6. Расчет термодинамических величин методом статистической термодинамики.
7. Парциальные молярные величины и их применение.
8. Термодинамические свойства идеальных растворов.
9. Неидеальные растворы. Метод активности Льюиса. Способы определения активности.
10. Влияние различных факторов на равновесный выход продукта газообразных реакций.
11. Возможности и ограничения термодинамического метода.
12. Применение термодинамического метода к анализу неравновесных процессов.
13. Физико-химическая информация, определяемая из колебательно-вращательных спектров и ее получение.
14. Сравнительный анализ теорий химической кинетики.
15. Диаграммы состояния жидкость – пар для бинарных азеотропных растворов.
16. Расчет равновесного выхода продукта газообразной реакции при высоком давлении.
17. Неидеальность растворов; описание, причины.
18. Сравнительный анализ теорий растворов электролитов.
19. Числа переноса и методы их определения.
20. Кинетика гетерогенных каталитических реакций.
21. Правило фаз Гиббса и его применение в физической химии.
22. Диаграммы состояния твердое – жидкость для неизоморфных бинарных систем.
23. Способы расчета константы химического равновесия.
24. Потенциометрическое определение физико-химических величин.

25. Критерии самопроизвольного протекания химических реакций и состояния равновесия.
26. Летучесть (фугитивность), определение и применение.
27. Применения методов термодинамики неравновесных процессов.
28. Закономерности протекания реакций с участием твердых тел.
29. Системы стандартных состояний для компонентов в растворах.
30. Фотофизические процессы и фотохимические реакции.
31. Кинетика неразветвленных и разветвленных цепных реакций.