

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
Химический факультет
Кафедра общей химии и хроматографии

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебной работе
_____ В.П. Гарькин
« ____ » _____ 2006 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Физическая химия. Химическая термодинамика.

(блок Общепрофессиональных дисциплин; раздел «Федеральный компонент»; основная образовательная программа специальности 020101 (011000) Химия)

Самара
2006

Рабочая программа составлена на основании Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования специальности 020101 (011000) Химия, утвержденного 10.03.00. (номер государственной регистрации 127 ен/сп) и типовой (примерной) программы дисциплины «Физическая химия», одобренной Научно-методическим Советом по химии УМО университетов 29.04.2002.

Составитель рабочей программы д. х. н., профессор Л. А. Онучак
Рецензент проф., д. х. н. Буланова

Рабочая программа утверждена на заседании кафедры общей химии и хроматографии (протокол № 1 от « 1 » сентября 2006 г.)

Заведующий кафедрой

Проф., д. х. н.

" _____ " _____ 2006 г.

Л.А. Онучак

СОГЛАСОВАНО

Декан

факультета

" 29 " 09 _____ 2006 г. _____ С.В. Курбатова

СОГЛАСОВАНО

Начальник

методического отдела

" 29 " 09 _____ 2006 г. _____ Н.В. Соловова

ОДОБРЕНО

Председатель

методической

комиссии факультета

" 28 " 09 _____ 2006 г. _____ И.В. Лобачева

1. Цели и задачи дисциплины, ее место в учебном процессе, требования к уровню освоения содержания дисциплины

1.1. Цели и задачи изучения дисциплины

Цель дисциплины – изучение теоретических основ классической и статистической термодинамики и способов применения термодинамических методов для решения химических проблем, а также формирования у студентов знаний и умений, позволяющих моделировать и проводить численные расчеты при описании различных видов химических и фазовых равновесий и свойств веществ в растворах.

Задачи дисциплины:

–раскрыть роль термодинамики при описании макроскопических многокомпонентных систем, сформулировать основные задачи, решаемые термодинамическим методом при рассмотрении химических, фазовых равновесий и свойств растворов;

–рассмотреть основные экспериментальные закономерности по теплоемкости веществ, теплотам химических реакций и теплотам растворения, применение законов термодинамики к химическим процессам, представить в виде математических уравнений основные термодинамические законы и особенности их использования при описании химических процессов и явлений, протекающих в многокомпонентных системах;

–рассмотреть основные методы экспериментального и теоретического исследования химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах, использование термодинамического метода в химических технологиях.

1.2. Требования к уровню подготовки студента, завершившего изучение данной дисциплины

Студенты, завершившие изучение данной дисциплины, должны:

Иметь представление:

–о границах применимости термодинамического метода к описанию химических явлений;

–о принципах, лежащих в основе классической и статистической термодинамики;

–о принципах использования термодинамического подхода для описания современных химических технологий.

Знать:

–базовую терминологию, относящуюся к химической термодинамике, основные понятия и законы термодинамики, их математическое выражение;

–понимать логику распространения термодинамического метода к многокомпонентным системам различного типа;

–основные экспериментальные и расчетные методы определения макроскопических характеристик системы и отдельных ее составляющих веществ;

–понимать роль химической термодинамики как одной из теоретических основ химии.

Уметь:

–продемонстрировать связь фундаментальных законов термодинамики с химическими явлениями;

–решать задачи по химической термодинамике;

–моделировать химическое, фазовое равновесие, свойства растворов и проводить численные расчеты физико-химических величин;

—проводить эксперименты по измерению теплот химических процессов, свойств растворов, определению констант равновесия химических реакций, построению диаграмм состояния.

1.3. Связь с предшествующими дисциплинами

Для усвоения курса физической химии (раздел «Химическая термодинамика») требуется владение операциями дифференцирования (в том числе с частными производными), интегрирования, методами решения простых обыкновенных дифференциальных уравнений.

Студент должен владеть основными методами и представлениями классической термодинамики (законами термодинамики), статистическими методами описания большого числа частиц (функции распределения Максвелла и Больцмана, вычисление средних значений физических величин), иметь представление о строении вещества, квантовой химии, фазовых переходах и общих закономерностях химических процессов.

1.4. Связь с последующими дисциплинами

Понятия, законы и методы, введенные в курсе химической термодинамики, будут использованы при изучении последующих разделов физической химии («Кинетика», «Электрохимия»), в курсах коллоидной химии, химической технологии, дисциплинах специализации на всех специализациях химического факультета. Экспериментальные методы будут использоваться в лабораториях общих практикумов и лабораториях специализаций, при выполнении курсовых и дипломных работ и интерпретации экспериментальных данных.

2. Содержание дисциплины

2.1. Объем дисциплины и виды учебной работы (в часах)

ОЧНАЯ ФОРМА ОБУЧЕНИЯ, 5-й семестр –экзамен

Вид учебных занятий	Количество часов
<i>Всего часов аудиторных занятий</i>	<i>134</i>
Лекции	50
Лабораторные занятия	84
<i>Всего часов самостоятельной работы</i>	<i>70</i>
Подготовка к лекционным и практическим занятиям	40
Подготовка к экзамену	30
<i>Всего часов по дисциплине</i>	<i>204</i>

2.2. Разделы дисциплины и виды занятий

№ п/п	Раздел дисциплины	Количество часов	
		лекции	лабораторные занятия
1.	Введение.	2	-
2.	Основы химической термодинамики. Термохимия.	14	21
3.	Растворы.	10	21
4.	Фазовые, химические и адсорбционные равновесия.	18	21
5.	Элементы статистической термодинамики. Расчет констант равновесий химических реакций.	6	12

	<i>Контрольные работы</i>	-	9	5
	<i>Итого</i>	50	84	

2.3. Лекционный курс

ТЕМА 1. ВВЕДЕНИЕ.

Предмет и составные части физической химии. Основные этапы развития физической химии как современной теоретической основы химии. Методы термодинамики, кинетики и квантовой химии в описании химических явлений.

ТЕМА 2. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ.

Макроскопические системы и термодинамический метод их описания. Термическое равновесие системы. Температура. Различные шкалы температур. Термодинамические параметры. Интенсивные и экстенсивные величины. Обратимые и необратимые процессы и их свойства. Уравнения состояния. Уравнение состояния идеального газа, газа Ван-дер-Ваальса. Теорема о соответственных состояниях и общая проблема уравнения состояния. Вириальные уравнения состояния.

Теплота и работа. Внутренняя энергия. Первый закон термодинамики. Применение первого закона термодинамики к различным процессам в газах. Энтальпия. Цикл Карно. Лемма Карно. Закон Гесса и его следствия. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций. Теплоты сгорания. Теплоты образования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгоффа. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах. Калорические коэффициенты.

Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Энтропия. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Обоснование второго закона термодинамики. Теорема Карно-Клаузиуса.

Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах. Изменение энтропии в изолированных системах и направление процесса. Постулат Планка и абсолютная энтропия веществ. Статистический характер второго закона термодинамики. Формула Больцмана. Расчеты изменений энтропии обратимых и необратимых процессов. Вычисления абсолютной энтропии твердых тел, жидкостей и газов. Изменение энтропии химической реакции.

Фундаментальные уравнения Гиббса для закрытых систем. Энергия Гельмгольца, энергия Гиббса и их свойства. Термодинамические потенциалы и характеристические функции. Условия равновесия и критерии самопроизвольного протекания процессов, выраженные через характеристические функции.

Уравнение Гиббса-Гельмгольца и его роль в химии. Работа и теплота химического процесса. Соотношения Максвелла: использование для вывода общего уравнения состояния фазы.

Характеристические функции идеального газа. Энергия Гиббса идеального газа. Характеристические функции реального газа. Метод летучести. Расчет летучести (фугитивности) из опытных данных.

Фундаментальные уравнения Гиббса для открытых систем. Химические потенциалы, их определение, вычисление и свойства. Химический потенциал идеального и неидеального газов.

ТЕМА 3. РАСТВОРЫ.

Растворы различных классов. Различные способы выражения состава раствора. Смеси идеальных газов. Термодинамические свойства газовых смесей. Идеальные растворы в различных агрегатных состояниях и общее условие идеальности растворов.

Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и отклонение от него. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям веществ.

Стандартные состояния при определении химических потенциалов компонентов растворов. Симметричная и несимметричная системы отсчета.

Коллигативные свойства растворов. Изменение температуры затвердевания различных растворов. Криоскопический метод. Осмотические явления. Уравнение Вант-Гоффа, его термодинамический вывод и область применимости. Общее рассмотрение коллигативных свойств растворов.

Термодинамическая классификация растворов. Функция смешения для идеальных и неидеальных растворов. Предельно разбавленные растворы, атермальные, регулярные, строго регулярные растворы и их свойства.

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

Равновесие жидкость-пар в двухкомпонентных системах. Равновесные составы пара и жидкости. Закон Рауля-Дальтона. Различные виды диаграмм состояния. Законы Гиббса-Коновалова. Разделение веществ путем перегонки. Азеотропные смеси и их свойства. Влияние давления и температуры на растворимость газов в жидкостях. Закон Генри.

Ограниченная взаимная растворимость двух жидкостей. Третий компонент в системе их двух несмешивающихся жидкостей. Закон распределения Нернста.

Растворимость твердых тел в жидкостях. Идеальная растворимость. Уравнение Шредера. Зависимость растворимости от температуры.

ТЕМА 4. ФАЗОВЫЕ, ХИМИЧЕСКИЕ И АДСОРБЦИОННЫЕ РАВНОВЕСИЯ.

Гетерогенные системы. Понятие фазы, компонента, степени свободы. Правило фаз Гиббса и его вывод.

Однокомпонентные системы. Диаграммы состояния воды, серы. Фазовые переходы первого рода, Уравнение Клапейрона-Клаузиуса и его применение к различным фазовым переходам первого рода.

Двухкомпонентные системы. Различные диаграммы состояния двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз. Трехкомпонентные системы. Треугольники Гиббса и Розебома. Взаимная растворимость в системе трех жидкостей.

Закон действия масс. История его открытия и современная трактовка. Различные виды констант равновесия и связь между ними. Химическая переменная. Химическое равновесие в идеальных и неидеальных системах. Термодинамический вывод закона действия масс.

Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Термодинамическая трактовка понятия о химическом сродстве. Принцип Бертелло и область его применимости. Расчеты констант равновесия химических реакций с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций. Приведенная энергия Гиббса и ее использование для расчетов химических равновесий.

Расчета выхода продуктов химических реакций различных типов. Выходы продуктов при совместном протекании нескольких химических реакций.

Зависимость констант равновесия от температуры. Уравнения изобары и изохоры реакции; их термодинамический вывод. Использование различных приближений для теплоемкостей реагентов при расчетах химических равновесий при различных температурах.

Гетерогенные химические равновесия и особенности их термодинамического описания.

Явления адсорбции. Адсорбент. Адсорбат. Уравнение адсорбции Генри. Константа адсорбционного равновесия. Уравнение Ленгмюра, его термодинамический вывод и условия применимости.

ТЕМА 5. ЭЛЕМЕНТЫ СТАТИСТИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ.

Механическое описание молекулярной системы. Фазовое пространство классической механической системы. Функция распределения Максвелла-Больцмана. Ее использование для вычисления средних скоростей и энергий молекул в идеальных газах.

Статистические средние значения макроскопических величин. Ансамбли Гиббса. Метод функций распределения для канонического и микроканонического ансамблей. Основные постулаты статистической термодинамики.

Каноническая функция распределения Гиббса. Сумма по состояниям как статистическая характеристическая функция. Статистические выражения для основных термодинамических функций - внутренней энергии, энтропии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса.

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

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

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

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

2.4. Лабораторный практикум

№ п/п	Раздел дисциплины	№ раздела	Количество часов	Название лабораторных работ
1	Основы химической термодинамики. Термохимия	2		Определение теплоты нейтрализации.
2	Основы химической термодинамики. Термохимия	2		Молекулярная рефракция.
3	Растворы	3		Криоскопия.
4	Фазовые, химические и адсорбционные равновесия	4		Термический анализ.
5	Фазовые, химические и адсорбционные равновесия	4		Изучение равновесия химической реакции.

3. Организация текущего и промежуточного контроля знаний

3.1. Контрольные работы

Тематика контрольных работ	Сроки проведения	Темы дисциплины
Газы. Законы термодинамики	4-е лабораторное занятие	Тема 2
Растворы	7-е лабораторное занятие	Тема 3
Гетерогенное и химическое равновесие	11-е лабораторное занятие	Тема 4

Оценка промежуточных знаний студентов на лабораторных работах осуществляется также на основании их ответов на вопросы для самостоятельной подготовки (список вопросов прилагается)

3.2. Комплекты тестовых заданий

Тестирование по данному курсу не предусмотрено.

3.3. Самостоятельная работа

Самостоятельная работа включает в себя освоение лекционного материала, подготовку к лабораторным и контрольным работам.

3.3.1. Поддержка самостоятельной работы; обеспечение соответствующей учебно-методической литературой

1. Кудряшов И.В., Каретников Г.С, Сборник примеров и задач по физической химии. М.: Высшая школа, 1991.

2. Химическая термодинамика. Лабораторный практикум по курсу «Физическая химия». Часть I. Самара: Изд-во "Универс-групп", 2006г.

3. Буланова А.В., Егорова К.В., Колосова Е.А., Кудряшов С.Ю., Онучак Л.А. Физическая химия в примерах и задачах. Методические рекомендации для студентов дневного отделения специальности «Химия». Самара: Изд-во "Самарский университет", 2001.

4. Список основных вопросов для самостоятельной подготовки к отчетам и коллоквиумам (список вопросов прилагается).

3.3.2. Тематика рефератов

Написание рефератов по курсу не предусмотрено.

3.4. Курсовая работа, её характеристика; примерная тематика

Курсовая работа по курсу не предусмотрена.

Итоговый контроль проводится в виде экзамена в 5 семестре. Для допуска к экзамену необходимо выполнить лабораторные работы, сдать отчет по работам, иметь положительные оценки по результатам контрольных работ. Экзаменационная оценка ставится на основании письменного и устного ответов по экзаменационному билету.

4. Технические средства обучения и контроля, использование ЭВМ

В лабораторном практикуме по физической химии ряд расчетных задач проводится с использованием двух ПЭВМ.

5. Активные методы обучения (деловые игры, научные проекты)

—Решение домашних задач исследовательского характера по индивидуальному заданию.

6. Материальное обеспечение дисциплины

—Калориметр

- Рефрактометр УРЛ, УРЛ-15
- Установка для криоскопии
- Установка для термического анализа
- Модуль "Термостат"
- Аналитические весы
- Технические весы
- Лабораторная посуда

7. Литература

7.1. Основная (одновременно изучают дисциплину 80 человек)

- 1.Физическая химия. В двух книгах. /Под ред. К.С. Краснова. М.: Высшая школа, 1995г., 2001. Строеие вещества. Термодинамика-512с.
- 2.Стромберг А.Г., Д.П. Семченко. Физическая химия. М.: Высшая школа, 1999г.
- 3.Полторацк О.М. Термодинамика в физической химии. М.: Высшая школа, 1991г. 319 с.
- 4.Кудряшов И.В., Каретников Г.С. Сборник примеров и задач по физической химии. М: Высшая школа, 1991г.

7.2. Дополнительная

- 1.Курс физической химии. Т.1 Под ред. Я.И. Герасимова. М.: Химия, 1973г.
- 2.Карапетьянц М.Х. Химическая термодинамика. М: Химия, 1975г.
- 3.Даниэльс Ф., Олберти Р. Физическая химия. М.: Мир, 1978г.
- 4.Смирнова Н.А. Методы статистической термодинамики в физической химии. Учебное пособие. 2-ое издание, перераб. и дополн.

7.3. Учебно-методическая

- 1.Химическая термодинамика. Лабораторный практикум по курсу «Физическая химия». Часть I. Самара: Изд-во "Универс-групп", 2006г.
- 2.Буланова А.В., Егорова К.В., Колосова Е.А., Кудряшов С.Ю., Онучак Л.А. Физическая химия в примерах и задачах. Методические рекомендации для студентов дневного отделения специальности «Химия». Самара: Изд-во Самарский университет, 2001.

ДОПОЛНЕНИЯ И ИЗМЕНЕНИЯ В РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ

за _____ / _____ учебный год

В рабочую программу «Физическая химия. Химическая термодинамика» для специальности 020101 вносятся следующие дополнения и изменения:

Контрольная работа № 1
по курсу "Физическая химии. Химическая термодинамика"
3 курс, 5 семестр, д/о
«Идеальные и реальные газы. I и II законы термодинамики»

1. Вычислите объем 0,1 моля CO_2 при 100 атм и 0°C . Используйте: а) закон идеального газа; б) уравнение с коэффициентом сжимаемости.
2. Определите конечную температуру водорода, если при адиабатическом сжатии давление увеличить в 10 раз. Начальная температура 298К. Считать, что газ находится в идеальном состоянии.
3. Вычислить ΔS для процесса перехода 1 моля газа CH_4 из состояния 1 ($P_1=1,013 \cdot 10^5$ Па, $T_1=298\text{K}$) в состояние 2 ($P_2=1,33 \cdot 10^5$ Па, $T_2=350\text{K}$).

Контрольная работа № 2
по курсу "Физическая химии. Химическая термодинамика"
3 курс, 5 семестр, д/о
«Растворы»

1. Давление пара воды при 20°C 2338 Па, а давление пара раствора, содержащего нелетучее растворенное вещество, 2295 Па. Определить осмотическое давление раствора при 40°C , если его плотность при этой температуре $1,01 \text{ г/см}^3$ и относительная молекулярная масса растворенного вещества 60.
2. Давление пара воды при 293 К составляет 2337,80 Па. Вычислите давление пара раствора $1 \cdot 10^{-2}$ кг хлорида аммония в $1 \cdot 10^{-1}$ кг воды и химический потенциал воды в данном растворе, если коэффициент активности воды $\gamma=0,976$, приняв, что ΔG° воды в интервале 293-298 К не зависит от температуры, а μ° равно ΔG° образования данного компонента.

Контрольная работа № 3
по курсу "Физическая химии. Химическая термодинамика"
3 курс, 5 семестр, д/о

«Фазовые и химические равновесия»

1. Определите давление, необходимое для плавления льда при -1°C . Удельная теплота плавления льда 80 кал/г , плотность жидкости $1,00 \text{ г/см}^3$, плотность твердого льда $0,92 \text{ г/см}^3$.
2. Давление диссоциации MgCO_3 при 813K равно $9,959 \cdot 10^4 \text{ Па}$, а при 843K – $17,865 \cdot 10^4 \text{ Па}$. Вычислите тепловой эффект реакции разложения карбоната магния. Рассчитайте при какой температуре давление диссоциации MgCO_3 станет равным $1,0133 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

ИНДИВИДУАЛЬНОЕ ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ

по курсу "Физическая химии. Химическая термодинамика"
3 курс, 5 семестр, д/о

1. Для смеси газов состава (масс.%): CO - 63,0; O_2 - 25,0; CO_2 - 12% вычислить: а) состав в об.%, б) парциальные давления, в) объем 1 кг смеси. Общее давление 101325 Па , $t=100^{\circ}\text{C}$.
2. В сосуде при 273 K и $1,01 \cdot 10^5$ находится 10^3 моль одноатомного газа в идеальном состоянии. Рассчитайте конечную температуру, давление газа и работу процесса расширения до объема, в 2 раза превышающего первоначальный: а) при медленном изотермическом расширении в цилиндре с поршнем,двигающимся без трения; б) при адиабатическом расширении в аналогичных условиях; в) при мгновенном удалении перегородки между сосудом и вакуумированным пространством того же объема. Разъясните различие результатов, полученных в трех процессах.
3. В термически изолированный сосуд с 5 кг воды при $+30^{\circ}\text{C}$, добавляется 1 кг снега при -10°C . Насколько изменится энтропия, когда система придет в равновесие? $\lambda_{\text{пл}} = 79,67 \text{ кал/г}$, $C_{\text{лед}} = 0,482 \text{ кал/(гК)}$, $C_{\text{воды}} = 1 \text{ кал/(гК)}$.
4. Давление пара серного эфира при 293 K равно $0,589 \cdot 10^5 \text{ Па}$, а давление пара раствора, содержащего $0,0061 \text{ кг}$ бензойной кислоты в $0,05 \text{ кг}$ эфира при той же температуре, равно $0,548 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Рассчитайте молекулярную массу бензойной кислоты в

эфире и относительную ошибку опыта в процентах по сравнению с величиной, приведенной в справочных таблицах.

5. Система состоит из 4 компонентов: воды, соли, кислоты и белка. Чему равно число степеней свободы, если система представляет собой: 1) гомогенный раствор; 2) насыщенный раствор, содержащий одну твердую фазу; 3) насыщенный раствор, содержащий две отдельные твердые фазы?
6. При температуре 369 К $P_{\text{NH}_3} = 0,48$ атм., а при 382 К - $P_{\text{NH}_3} = 0,85$ атм. Рассчитать тепловой эффект реакции $\text{LiCl} \cdot \text{NH}_3 = \text{LiCl} + \text{NH}_3$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ

(Теория)

По дисциплине Физическая химия "Термодинамика"

Семестр 5

Факультет химический, д/о

1. Парциальные мольные величины растворов. Уравнение Гиббса-Дюгема.
2. Энергия Гельмгольца, энергия Гиббса и их свойства.
3. Задача.

Дата составления

Зав. кафедрой _____

Преподаватель

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ**(Задача)**

По дисциплине Физическая химия "Термодинамика"

Семестр 5

Факультет химический, д/о

Для реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$, $K_p = 1,64 \cdot 10^{-4} \text{ атм}^{-2}$ при 400°C . Рассчитать ΔG° при этой температуре. Рассчитать ΔG при этой же температуре, если давления N_2 и H_2 поддерживаются 10 и 30 атм. Соответственно, а NH_3 удаляется при парциальном давлении 3 атм. Самопроизвольна ли реакция в этих условиях?

Дата составления

Зав. кафедрой _____

Преподаватель

**Вопросы для самостоятельной работы по дисциплине
"Физическая химия. Статистическая термодинамика"**

1. Какие микроскопические теории вы знаете?
2. В чем заключаются задачи статической термодинамики?
3. Что такое микросостояние системы?
4. Какое макросостояние является наиболее вероятным?
5. Что такое фазовое Γ – пространство? Сколько всего координат необходимо для его описания?
6. Что такое Ω - пространство?
7. Что такое μ - пространство? Сколько координат необходимо для его описания?
8. Что такое ансамбль Гиббса? Какие типы ансамблей Гиббса вы знаете?
9. Сформулируйте 3 постулата статической термодинамики.
10. Изобразите на схеме канонический ансамбль при числе систем $N=6$.
11. Запишите функцию распределения молекул по энергиям в идеальном газе (закон распределения Больцмана). Что такое молекулярная сумма по состояниям q ?
12. Запишите функцию распределения систем в каноническом ансамбле Гиббса. Что такое сумма по состояниям канонического ансамбля?
13. Как связаны сумма по состояниям ансамбля и молекулярная сумма по состояниям для локализованных систем, делокализованных систем?

14. Каков принцип расчета молекулярной суммы по состояниям?
15. Как рассчитывают (принцип) сумму по состояниям канонического ансамбля Гиббса для идеального газа?
16. Покажите связь основных термодинамических функций с суммой по состоянием канонического ансамбля.
17. Поступательная сумма по состояниям. Какие характеристики молекулы и системы надо знать для расчета?
18. Вращательная сумма по состояниям двухатомной молекулы. Какие характеристики молекул и системы надо знать для расчета?
19. Колебательная сумма по состояниям для двухатомной и многоатомной молекул. Какие характеристики молекулы и системы надо знать для ее расчета?
20. Каков принцип расчета K_p для газовой реакции методом статической термодинамики. Какие параметры молекул надо знать, чтобы рассчитать K_p ?
21. Напишите формулу для расчета K_p реакции изомеризации исходя из представлений статистической термодинамики. Объясните физический смысл сомножителей. Какие параметры молекул надо знать, чтобы рассчитать K_p ?
22. Напишите формулу для расчета K_p произвольной газовой реакции исходя из представлений статистической термодинамики. Объясните физический смысл сомножителей. Какие параметры молекул надо знать, чтобы рассчитать K_p ?

Вопросы для самостоятельной работы по дисциплине
"Физическая химия. Химическая термодинамика"
Семестр 5, д/о

1. Какие разделы термодинамики изучались в данном семестре?
2. Что входит в содержание разделов: основы химической термодинамики? Растворы? Фазовые и другие равновесия?
3. С помощью каких уравнений состояния (и других методов) описываются реальные газы? Уравнение Ван-дер-Ваальса, физический смысл a и b . Коэффициент сжимаемости Z , величина γ .
4. Первый закон термодинамики (без вывода). Что такое функция состояния? Какими математическими свойствами она обладает?
5. Закон Гесса и два следствия из него.
6. Закон Кирхгоффа. Пример.
7. Лемма Карно и ее обсуждение.
8. Второй закон термодинамики в дифференциальном и интегральном виде. Размерность S , приблизительный физический смысл.
9. Формула Больцмана для энтропии, физический смысл W .
10. Постулат Планка.
11. Энергия Гельмгольца F и ее полный дифференциал.
12. Энергия Гиббса G и ее полный дифференциал.
13. Уравнение Гиббса-Гельмгольца и его физический смысл для химических реакций.
14. Фундаментальное уравнение Гиббса для открытых систем, химический потенциал.
15. Способы выражения концентрации в растворах.
16. Закон Рауля (понижение давления пара над раствором), графическая иллюстрация.
17. Положительные и отрицательные отклонения от идеальности (закон Рауля) с графиками и причинами отклонений.
18. Общее рассмотрение коллигативных свойств растворов (с формулами, но без выводов).

19. Термодинамическая классификация растворов (атермальные, регулярные, бесконечно разбавленные).
20. Закон Генри растворения газов в жидкостях. Связь с законом Рауля.
21. Второй закон Коновалова. Азеотропные смеси.
22. Понятия: фаза, компонент, термодинамическая степень свободы.
23. Правило фаз Гиббса без вывода (различные случаи).
24. Диаграмма воды, серы, обсуждение по правилу фаз.
25. Диаграмма состояния бинарной системы с эвтектической точкой. Диаграмма состояния бинарной системы типа сигары. Когда они наблюдаются (с точки зрения взаимной растворимости двух веществ)?
26. Закон действия масс. Различные виды констант равновесия при гомогенных реакциях, при гетерогенных реакциях с участием твердой фазы.
27. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа, его объяснение и применение.
28. Стандартный изобарный потенциал химической реакции и его связь с константой равновесия.
29. Расчет K_p при 298 K.
30. Уравнения изобары и изохоры химической реакции (без вывода), графическое отображение.
31. Уравнение Генри для адсорбции (график и уравнение).
32. Уравнение Ленгмюра для адсорбции (уравнение и график).
33. Место и роль статистической термодинамики в современной химии.