

**ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ**
Химическая термодинамика и равновесие

Код модуля
1143801(1)

Модуль
Физическая химия

Екатеринбург

Оценочные материалы составлены автором(ами):

№ п/п	Фамилия, имя, отчество	Ученая степень, ученое звание	Должность	Подразделение
1	Зуев Андрей Юрьевич	доктор химических наук, профессор	Профессор	физической и неорганической химии

Согласовано:

Управление образовательных программ

Е.С. Комарова

Авторы:

- Зуев Андрей Юрьевич, Профессор, физической и неорганической химии

1. СТРУКТУРА И ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ **Химическая термодинамика и равновесие**

1.	Объем дисциплины в зачетных единицах	4	
2.	Виды аудиторных занятий	Лекции	
3.	Промежуточная аттестация	Экзамен	
4.	Текущая аттестация	Контрольная работа	2
		Коллоквиум	6

2. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ (ИНДИКАТОРЫ) ПО ДИСЦИПЛИНЕ МОДУЛЯ **Химическая термодинамика и равновесие**

Индикатор – это признак / сигнал/ маркер, который показывает, на каком уровне обучающийся должен освоить результаты обучения и их предъявление должно подтвердить факт освоения предметного содержания данной дисциплины, указанного в табл. 1.3 РПМ-РПД.

Таблица 1

Код и наименование компетенции	Планируемые результаты обучения (индикаторы)	Контрольно-оценочные средства для оценивания достижения результата обучения по дисциплине
1	2	3
ОПК-1 -Способен использовать фундаментальные знания, полученные в области математических и естественных наук, в профессиональной деятельности	Д-3 - Демонстрировать осознанный интерес к решению задач профессиональной деятельности по избранной специальности З-2 - Интерпретировать основные теоретические положения фундаментальных разделов естественных наук, необходимые для освоения компетенций по профилю деятельности П-2 - Демонстрировать навыки использования основных естественнонаучных законов, теорий и принципов в важнейших практических приложениях	Коллоквиум № 1 Коллоквиум № 2 Коллоквиум № 3 Коллоквиум № 4 Коллоквиум № 5 Коллоквиум № 6 Контрольная работа № 1 Контрольная работа № 2 Лекции Экзамен

<p>ОПК-2 -Способен проводить под научным руководством исследования на основе современных методов в конкретной области профессиональной деятельности</p>	<p>Д-2 - Проявлять заинтересованность в содержании и результатах исследовательской работы З-1 - Демонстрировать понимание теоретических основ методов, используемых для проведения научных исследований в профильной области У-1 - Соотносить цель и задачи исследования с набором методов исследования, выбирать необходимое сочетание цели и средств</p>	<p>Коллоквиум № 1 Коллоквиум № 2 Коллоквиум № 3 Коллоквиум № 4 Коллоквиум № 5 Коллоквиум № 6 Контрольная работа № 1 Контрольная работа № 2 Лекции Экзамен</p>
<p>ОПК-3 -Способен систематизировать, анализировать и обобщать результаты научных исследований на основе информационной и библиографической культуры</p>	<p>Д-1 - Демонстрировать развитие когнитивных умений З-1 - Демонстрировать понимание принципов анализа и обобщения результатов научных исследований П-1 - Иметь опыт представления обобщенных результатов исследовательской деятельности и их оформления в виде текстовых, графических и иных материалов в соответствии с требованиями У-1 - Систематизировать и анализировать результаты экспериментов, наблюдений, измерений У-3 - Интерпретировать результаты собственных исследований, соотнося их с данными научной литературы, формулировать заключения и выводы по результатам исследований</p>	<p>Коллоквиум № 1 Коллоквиум № 2 Коллоквиум № 3 Коллоквиум № 4 Коллоквиум № 5 Коллоквиум № 6 Контрольная работа № 1 Контрольная работа № 2 Лекции Экзамен</p>

3. ПРОЦЕДУРЫ КОНТРОЛЯ И ОЦЕНИВАНИЯ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ В РАМКАХ ТЕКУЩЕЙ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ МОДУЛЯ В БАЛЬНО-РЕЙТИНГОВОЙ СИСТЕМЕ (ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА БРС)

3.1. Процедуры текущей и промежуточной аттестации по дисциплине

1. Лекции: коэффициент значимости совокупных результатов лекционных занятий – 1.00

Текущая аттестация на лекциях	Сроки – семестр, учебная неделя	Максимальная оценка в баллах
<i>коллоквиум №1</i>	4,2	7
<i>коллоквиум №2</i>	4,5	7
<i>коллоквиум №3</i>	4,8	7
<i>коллоквиум №4</i>	4,11	7
<i>коллоквиум №5</i>	4,14	7
<i>коллоквиум №6</i>	4,16	7
<i>Контрольная работа №1</i>	4,9	29
<i>Контрольная работа №2</i>	4,17	29
Весовой коэффициент значимости результатов текущей аттестации по лекциям – 0.40		
Промежуточная аттестация по лекциям – экзамен		
Весовой коэффициент значимости результатов промежуточной аттестации по лекциям – 0.60		
2. Практические/семинарские занятия: коэффициент значимости совокупных результатов практических/семинарских занятий – не предусмотрено		
Текущая аттестация на практических/семинарских занятиях	Сроки – семестр, учебная неделя	Максимальная оценка в баллах
Весовой коэффициент значимости результатов текущей аттестации по практическим/семинарским занятиям – не предусмотрено		
Промежуточная аттестация по практическим/семинарским занятиям – нет		
Весовой коэффициент значимости результатов промежуточной аттестации по практическим/семинарским занятиям – не предусмотрено		
3. Лабораторные занятия: коэффициент значимости совокупных результатов лабораторных занятий – не предусмотрено		
Текущая аттестация на лабораторных занятиях	Сроки – семестр, учебная неделя	Максимальная оценка в баллах
Весовой коэффициент значимости результатов текущей аттестации по лабораторным занятиям – не предусмотрено		
Промежуточная аттестация по лабораторным занятиям – нет		
Весовой коэффициент значимости результатов промежуточной аттестации по лабораторным занятиям – не предусмотрено		
4. Онлайн-занятия: коэффициент значимости совокупных результатов онлайн-занятий – не предусмотрено		
Текущая аттестация на онлайн-занятиях	Сроки – семестр, учебная неделя	Максимальная оценка в баллах
Весовой коэффициент значимости результатов текущей аттестации по онлайн-занятиям – не предусмотрено		
Промежуточная аттестация по онлайн-занятиям – нет		

Весовой коэффициент значимости результатов промежуточной аттестации по онлайн-занятиям – не предусмотрено

3.2. Процедуры текущей и промежуточной аттестации курсовой работы/проекта

Текущая аттестация выполнения курсовой работы/проекта	Сроки – семестр, учебная неделя	Максимальная оценка в баллах
Весовой коэффициент текущей аттестации выполнения курсовой работы/проекта– не предусмотрено		
Весовой коэффициент промежуточной аттестации выполнения курсовой работы/проекта– защиты – не предусмотрено		

4. КРИТЕРИИ И УРОВНИ ОЦЕНИВАНИЯ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ МОДУЛЯ

4.1. В рамках БРС применяются утвержденные на кафедре/институте критерии (признаки) оценивания достижений студентов по дисциплине модуля (табл. 4) в рамках контрольно-оценочных мероприятий на соответствие указанным в табл.1 результатам обучения (индикаторам).

Таблица 4

Критерии оценивания учебных достижений обучающихся

Результаты обучения	Критерии оценивания учебных достижений, обучающихся на соответствие результатам обучения/индикаторам
Знания	Студент демонстрирует знания и понимание в области изучения на уровне указанных индикаторов и необходимые для продолжения обучения и/или выполнения трудовых функций и действий, связанных с профессиональной деятельностью.
Умения	Студент может применять свои знания и понимание в контекстах, представленных в оценочных заданиях, демонстрирует освоение умений на уровне указанных индикаторов и необходимых для продолжения обучения и/или выполнения трудовых функций и действий, связанных с профессиональной деятельностью.
Опыт /владение	Студент демонстрирует опыт в области изучения на уровне указанных индикаторов.
Другие результаты	Студент демонстрирует ответственность в освоении результатов обучения на уровне запланированных индикаторов. Студент способен выносить суждения, делать оценки и формулировать выводы в области изучения. Студент может сообщать преподавателю и коллегам своего уровня собственное понимание и умения в области изучения.

4.2 Для оценивания уровня выполнения критериев (уровня достижений обучающихся при проведении контрольно-оценочных мероприятий по дисциплине модуля) используется универсальная шкала (табл. 5).

Таблица 5

Шкала оценивания достижения результатов обучения (индикаторов) по уровням

Характеристика уровней достижения результатов обучения (индикаторов)				
№ п/п	Содержание уровня выполнения критерия оценивания результатов обучения (выполненное оценочное задание)	Шкала оценивания		
		Традиционная характеристика уровня		Качественная характеристика уровня
1.	Результаты обучения (индикаторы) достигнуты в полном объеме, замечаний нет	Отлично (80-100 баллов)	Зачтено	Высокий (В)
2.	Результаты обучения (индикаторы) в целом достигнуты, имеются замечания, которые не требуют обязательного устранения	Хорошо (60-79 баллов)		Средний (С)
3.	Результаты обучения (индикаторы) достигнуты не в полной мере, есть замечания	Удовлетворительно (40-59 баллов)		Пороговый (П)
4.	Освоение результатов обучения не соответствует индикаторам, имеются существенные ошибки и замечания, требуется доработка	Неудовлетворительно (менее 40 баллов)	Не зачтено	Недостаточный (Н)
5.	Результат обучения не достигнут, задание не выполнено	Недостаточно свидетельств для оценивания		Нет результата

5. СОДЕРЖАНИЕ КОНТРОЛЬНО-ОЦЕНОЧНЫХ МЕРОПРИЯТИЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ МОДУЛЯ

5.1. Описание аудиторных контрольно-оценочных мероприятий по дисциплине модуля

5.1.1. Лекции

Самостоятельное изучение теоретического материала по темам/разделам лекций в соответствии с содержанием дисциплины (п. 1.2. РПД)

5.2. Описание внеаудиторных контрольно-оценочных мероприятий и средств текущего контроля по дисциплине модуля

Разноуровневое (дифференцированное) обучение.

Базовый

5.2.1. Контрольная работа № 1

Примерный перечень тем

1. Первое и второе начала термодинамики. Характеристические функции и термодинамические потенциалы.

Примерные задания

ВАРИАНТ 1

1. Адиабатическое расширение одного моль фторуглерода приводит к падению температуры с 298.15 до 248.44 К. Работа этого процесса равна 1570.6 Дж/моль. Определить во сколько раз увеличился объем фторуглерода в результате этого адиабатического расширения.
2. Определить изменение энтропии алмаза при его нагревании от 298 К до 398 К при постоянном внешнем давлении, равном 1 атм, если при нагревании алмаза в этих условиях от 25 °С до 167 °С его энтропия увеличивается вдвое. Принять, что для алмаза $S_{298}^0 = 47.4 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ и C_p не зависит от температуры.
3. Определить изменение температуры 1 моль 1,1,1,2 – тетрафторэтана в результате адиабатического понижения давления (эффект Джоуля - Томсона) с 2 до 1 атм. Для этого вещества $C_p = 1039.2 \frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}$ и $\left(\frac{\partial H}{\partial p}\right)_T = -1.469 \frac{\text{кДж}}{\text{атм} \cdot \text{кг}}$.
4. Давление над одним моль $\text{H}_2\text{O}_{\text{ж}}$ увеличили от $P_1 = 101325 \text{ Па}$ до $P_2 = 1.01325 \cdot 10^8 \text{ Па}$ при температуре 25 °С. Определить ΔS , ΔU , ΔH , и ΔF для этого процесса, если мольный объем воды и коэффициентом термического расширения зависят от давления как $V = a + b \cdot p + c \cdot p^2$, где $a = 18.066 \frac{\text{см}^3}{\text{моль}}$, $b = -7.15 \cdot 10^{-4} \frac{\text{см}^3}{\text{моль} \cdot \text{атм}}$, $c = 4.6 \cdot 10^{-8} \frac{\text{см}^3}{\text{моль} \cdot \text{атм}^2}$, и $\alpha \cdot V_0 = d + k \cdot p$, где $d = 4.5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{см}^3}{\text{моль} \cdot \text{К}}$, $k = 1.4 \cdot 10^{-6} \frac{\text{см}^3}{\text{моль} \cdot \text{К} \cdot \text{атм}}$, соответственно.
5. Кусочек цинка массой 5 г бросили в стакан с разбавленной соляной кислотой при 296 К и общем давлении 1.1 атм. Рассчитать работу совершенную системой в результате произошедшего процесса.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.2. Контрольная работа № 2

Примерный перечень тем

1. Химическое и гетерогенное равновесия. Растворы.

Примерные задания

Вариант 1

1. Смесь газов, содержащая 95 моль % H_2O и 5 моль % H_2 , нагревают до $T=1500$ К. Будет ли равновесная смесь реагировать с металлическим Co с образованием CoO при этой температуре, если известны следующие данные:
 $\text{CoO(тв)} = \text{Co(тв)} + 1/2\text{O}_2(\text{газ}) \quad \Delta G^0_{1500} = 128.472 \text{ кДж/моль.}$
 $\text{H}_2\text{O(газ)} = \text{H}_2(\text{газ}) + 1/2\text{O}_2(\text{газ}) \quad \Delta G^0_{1500} = 164.465 \text{ кДж/моль.}$
Если будет, то сколько оксида кобальта получится из 1 кг металлического кобальта ($M_{\text{Co}}=58.93$ г/моль) при пропускании через него газовой смеси, состоящей из 95 моль H_2O и 5 моль H_2 ? Газовую смесь пропускают настолько медленно, насколько это необходимо для достижения равновесия в системе.
2. При 25°C K_p стандартное изменение функции Гиббса реакции диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4(\text{газ})=2\text{NO}_2(\text{газ})$ равно 4902.98 Дж/моль. Определить степень диссоциации N_2O_4 при этой температуре в стандартных условиях. Определить среднюю молекулярную массу газовой смеси, образующуюся в результате диссоциации N_2O_4 при 50°C , если для указанной реакции $\Delta H = 57.266$ кДж/моль.
3. Между компонентами А и В образуются:
химическое соединение A_2B (инконгруэнтное плавление $\text{A}_2\text{B} \Leftrightarrow \text{L} + \text{A}_2\text{B}_3$);
химическое соединение A_2B_3 (конгруэнтное плавление);
граничный твердый раствор α (инконгруэнтное плавление $\alpha \Leftrightarrow \text{L} + \text{A}_2\text{B}$);
граничный твердый раствор β (конгруэнтное плавление).
В системе протекает эвтектическая реакция: $\text{L} \Leftrightarrow \text{A}_2\text{B}_3 + \beta$
Нарисовать диаграмму состояния в координатах «Т-х_В»
4. При 0°C и общем давлении 760 мм рт. ст. теплоты испарения и плавления воды равны соответственно 2489.48 и 333.46 Дж/г. Давление паров над чистой жидкой водой при этой температуре равно 4.58 мм рт. ст. Определить давление паров над чистой твердой водой при -15°C .

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.3. Коллоквиум № 1

Примерный перечень тем

1. Первое начало термодинамики. Термохимия

Примерные задания

Теоретические вопросы к коллоквиуму «Первое начало термодинамики. Термохимия»

1. Основные понятия химической термодинамики: термодинамическая система (изолированная, замкнутая, открытая); состояние системы; процесс (обратимый, необратимый, циклический); свойства системы (экстенсивные, интенсивные); внутренняя энергия, теплота, работа; свойства (функции) состояния и математическое описание изменения этих свойств; первый закон термодинамики и его различные формулировки; аналитическое выражение первого закона термодинамики для различных систем; роль трудов Ю. Майера и Д. Джоуля в формулировании этого закона.

2. Применение первого закона термодинамики для анализа различных обратимых процессов (изотермический, изохорический, изобарический и адиабатический) с участием идеального газа. Аналитическое и графическое представление циклических процессов. Расчет работы и теплоты в различных процессах и циклах.

3. Калорические коэффициенты ($c_{V,\xi}$, $l_{T,\xi}$, $u_{T,V}$ и $c_{p,\xi}$, $h_{T,\xi}$, $h_{T,p}$) и связи между ними.

4. Термические коэффициенты (α , β , χ , $k_{\text{тр}}$) и связи между ними.

5. Применение первого закона термодинамики к системам, в которых протекают химические взаимодействия. Правило Гесса как следствие первого закона термодинамики. Соотношение между теплотами реакций при постоянном объеме и постоянном давлении.

6. Стандартные энтальпии образования веществ, стандартные теплоты химических реакций (сгорания, нейтрализации и др.). Примеры расчетов тепловых эффектов химических реакций по таблицам стандартных энтальпий образования и сгорания веществ.

7. Зависимость теплот реакций от температуры. Дифференциальная и интегральная формы уравнения Кирхгофа.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.4. Коллоквиум № 2

Примерный перечень тем

1. Второе начало термодинамики

Примерные задания

Теоретические вопросы к коллоквиуму «Второе начало термодинамики»

1. Вводные концепции и предпосылки принципа рассеивания энергии. Самопроизвольный и несамопроизвольный процесс. Формулировки второго начала термодинамики. Цикл Карно. Понятие энтропии по Р. Клаузиусу. Аналитическое выражение второго закона термодинамики. Приведенная теплота, некомпенсированная теплота. Изменение энтропии систем, в которых протекают необратимые процессы.

2. Объединенные выражения (аналитические и калорические) первого и второго начала термодинамики. Основные соотношения термодинамики в дифференциальном виде для $S = f(T, V, \xi)$ и $S = f(T, p, \xi)$. Связь энтропии с термическими и калорическими коэффициентами.

3. Изменение энтропии в простейших процессах (примеры для системы, содержащей n молей идеального газа): изохорическом, изобарическом, изотермическом, адиабатическом. Изменение энтропии в процессах с участием реальных газов. Энтропия изотермического смешения двух газов.

39

4. Изменение энтропии индивидуальных веществ при нагревании. Энтропия фазовых переходов. Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка. Абсолютное значение энтропии. Стандартная энтропия вещества. Вычисление абсолютных значений стандартной энтропии для веществ в различных агрегатных состояниях на основе экспериментальных данных. Изменение энтропии в химических реакциях. Зависимость изменения энтропии в химических реакциях от температуры.

5. Статистический характер энтропии. Макроскопические и микроскопические состояния системы. Термодинамическая вероятность. Связь энтропии и термодинамической вероятности по Л. Больцману.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.5. Коллоквиум № 3

Примерный перечень тем

1. Термодинамические потенциалы и характеристические функции в термодинамике

Примерные задания

Теоретические вопросы к коллоквиуму «Термодинамические потенциалы и характеристические функции в термодинамике»

1. Критерии направленности самопроизвольных процессов в открытых системах. Функции Гельмгольца и Гиббса, их физический смысл и условия, в которых изменения этих функций становятся критериями направленности и достижения конечного состояния (равновесия) при протекании самопроизвольных процессов. Принципы равновесия Гиббса.

2. Термодинамические потенциалы. Функции Гиббса и Гельмгольца как изобарно-изотермический и изохорно-изотермический потенциалы соответственно.

3. Характеристические функции в обратимых и необратимых процессах. Показать, для каких переменных параметров внутренняя энергия, энтальпия, функции Гельмгольца и Гиббса становятся характеристическими функциями (обратимые изменения состояния). Проанализировать свойства частных производных характеристических функций. Уравнения Максвелла.

4. Графические зависимости характеристических функций от естественных переменных: $U(S, V)$, $H(S, p)$ и $F(T, V)$, $G(T, p)$.

5. Зависимости функций Гельмгольца и Гиббса от температуры. Уравнения Гиббса — Гельмгольца.

61

6. Стандартные изменения функции Гиббса в химических реакциях. Зависимость изменения функции Гиббса в химических реакциях от температуры. Примеры вычисления изменений функции Гиббса с использованием таблиц стандартных термодинамических свойств участников реакций (ΔH_{298}^0 , S_{298}^0 и $c_p = f(T)$).

7. Характеристические функции для открытых термодинамических систем (с переменным составом компонентов). Химический потенциал компонента. Физический смысл химического потенциала i -го компонента. Зависимость химического потенциала компонента от температуры и давления.

8. Термодинамические системы с химическим взаимодействием компонентов (общий случай: необратимые или обратимые изменения состояния). Химическое сродство. Характеристические функции в реакционных системах. Связь между химическим сродством и химическими потенциалами реагентов.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.6. Коллоквиум № 4

Примерный перечень тем

1. Химическое равновесие

Примерные задания

1. Условие химического равновесия. Вывод уравнения изотермы химической реакции, протекающей между газообразными веществами. Сокращенное уравнение изотермы химической реакции. Термодинамическое определение константы равновесия K_p . Связь K_p с константами равновесия K_c и K_x .
2. Вывод уравнения изотермы гетерогенной химической реакции, протекающей между твердыми и газообразными веществами. Сокращенное уравнение изотермы гетерогенной химической реакции. Константы равновесия K_p гетерогенной химической реакции.
3. Понятие о положении равновесия. Количественная оценка положения равновесия. Принцип смещения равновесия Ле Шателье. Влияние различных факторов на положение равновесия
4. Влияние давления на положение равновесия химической реакции.
5. Влияние добавок инертного газа на положение равновесия химической реакции.
6. Влияние температуры на равновесие химической реакции. Вывод уравнения изобары Вант Гоффа. Вычисления температурной зависимости константы равновесия K_p с использованием таблиц стандартных термодинамических свойств участников реакций (ΔH_{298}° , S_{298}° и $C_p = f(T)$).
7. Расчет выхода продуктов в различных химических реакциях с использованием химической переменной и выражений для констант равновесия.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.7. Коллоквиум № 5

Примерный перечень тем

1. Гетерогенное равновесие

Примерные задания

1. Гомогенные и гетерогенные системы. Определение фазы по Гиббсу и Ван дер Ваальсу. Понятие составляющей и компонента. Число степеней свободы гетерогенной системы.
2. Условие гетерогенного равновесия в двухфазной двухкомпонентной системе без протекания химических реакций. Условие гетерогенного равновесия в полифазной многокомпонентной системе без протекания химических реакций - система уравнений Гиббса.
3. Правило фаз Гиббса и его вывод.
4. Фазовые переходы и их термодинамическая классификация по Эренфесту. Фазовые переходы первого и второго рода. Графическое изображение фазовых переходов.
5. Уравнение фазовых переходов Клаузиуса-Клапейрона и его вывод. Различные формы уравнения фазовых переходов Клаузиуса-Клапейрона.
6. Геометрическая термодинамика и диаграммы состояния. Термодинамическое обоснование диаграмм состояния однокомпонентных систем.
7. Примеры диаграмм состояния однокомпонентных систем: воды, углекислого газа, серы, и фосфора. Обратимые и необратимые фазовые переходы в однокомпонентных системах: энантиотропия и монотропия.
8. Термодинамическое обоснование диаграмм состояния двухкомпонентных систем. Различные примеры диаграмм состояния двухкомпонентных систем без образования химических соединений: с неограниченной растворимостью в твердом и жидком состоянии; с ограниченной растворимостью в твердом состоянии (эвтектического и перитектического типа).

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.8. Коллоквиум № 6

Примерный перечень тем

1. Термодинамика растворов

Примерные задания

1. Понятие – истинный раствор. Состав раствора, способы выражения концентраций компонентов раствора (мольная доля x_i , молярность c_i , моляльность m_i).
2. Термодинамические функции смешения компонентов. Понятие идеального раствора. Изменение энергии Гиббса ΔG^{mix} при образовании идеального раствора, изменение энтропии смешения ΔS^{mix} , изменение других функций ΔU^{mix} , ΔH^{mix} , ΔV^{mix} при идеальном смешении компонентов.
3. Парциальные мольные величины, способы их определения. Уравнение Гиббса-Дюгема.
4. Давление насыщенного пара компонентов над раствором. Термодинамический вывод закона Рауля и закона Генри.
5. Идеальная растворимость газов в жидкостях. Идеальная растворимость твердых тел в жидкостях, вывод уравнения Шредера.
6. Изменения температур кипения и замерзания растворов. Термодинамический вывод криоскопической и эбулиоскопической постоянных.
7. Осмотическое давление раствора. Термодинамический вывод уравнения Вант-Гоффа.
8. Реальные (неидеальные) растворы. Положительные и отрицательные отклонения реальных растворов от закона Рауля, их причины. Активность и коэффициент активности компонентов растворов. Стандартные состояния для растворителя и растворенного вещества. Определение активности и коэффициентов активности.
9. Равновесие жидкость – пар в бинарных системах. Законы Коновалова. Азеотропные растворы. Правило рычага. Перегонка летучих жидких смесей.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.3. Описание контрольно-оценочных мероприятий промежуточного контроля по дисциплине модуля

5.3.1. Экзамен

Список примерных вопросов

1. Понятие идеального раствора. Термодинамические функции смешения компонентов при образовании идеального раствора. Вывод выражения для химического потенциала компонента в идеальном растворе. Термодинамический вывод закона Рауля.
2. Энтропия как функция состояния (анализ обратимого цикла Карно и произвольного цикла). Объединенное выражение первого и второго начала термодинамики. Связь энтропии с термическими и калорическими коэффициентами. Основные соотношения для энтропии в дифференциальном виде. Статистический смысл энтропии.
3. Парциальные мольные величины свойств компонентов раствора, способы их определения. Уравнения Гиббса-Дюгема в различном виде.
4. Критерии развития самопроизвольных процессов и достижения состояния равновесия в изобарно-изотермических ($P, T = \text{const}$) и изохорно-изотермических системах. Функции Гиббса и Гельмгольца, их физический смысл. Понятие характеристических

функций (на примере F и G). Обосновать и изобразить графические зависимости F и G от параметров состояния (T, V или P).

5. Первое начало термодинамики. Аналитические и калорические выражения первого начала термодинамики. Калорические коэффициенты, их физический смысл и связь между ними. Иллюстрация применения связи между калорическими коэффициентами в термодинамике.

6. Условия равновесия в многокомпонентной многофазной системе. Правило фаз Гиббса. Вывод уравнения Клаузиуса-Клапейрона для агрегатных переходов в двухфазной однокомпонентной системе. Различные формы уравнения Клаузиуса-Клапейрона. Диаграммы состояния фосфора и серы. Энантио- и монотропные полиморфные превращения.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.4 Содержание контрольно-оценочных мероприятий по направлениям воспитательной деятельности

Направление воспитательной деятельности	Вид воспитательной деятельности	Технология воспитательной деятельности	Компетенция	Результаты обучения	Контрольно-оценочные мероприятия
Профессиональное воспитание	учебно-исследовательская, научно-исследовательская	Технология формирования уверенности и готовности к самостоятельной успешной профессиональной деятельности	ОПК-1	Д-3	Коллоквиум № 1