

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

Кафедра химии

УТВЕРЖДАЮ
И.о. проректора по УМР
Кодзоева Ф.Д.
«18» ноября 2021 г.



**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА И ФАЗОВЫЕ
РАВНОВЕСИЯ**

Факультет: химико-биологический

Направление подготовки /специальность: 04.04.01 Химия

Направленность (профиль) подготовки: «Физическая химия»

Программа подготовки: академическая магистратура

Квалификация (степень) выпускника: Магистр

Форма обучения: очная

**МАГАС
2021**

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Целями освоения дисциплины «Химическая термодинамика и фазовые равновесия»

- изучение теоретических основ классической и статистической термодинамики, фазовых равновесий применения термодинамических методов для решения химических проблем;
- формирование у магистрантов знаний и умений, позволяющих моделировать и проводить численные расчеты при описании различных видов химических и фазовых равновесий и свойств веществ в растворах.

Формируемые дисциплиной знания и умения готовят выпускника данной образовательной программы к выполнению следующих обобщенных трудовых функций (трудовых функций):

Код и наименование профессионального стандарта	Обобщенные трудовые функции			Трудовые функции		
	Код	Наименование	Уровень квалификации	Наименование	Код	Уровень (подуровень) квалификации
01.001 Педагог (педагогическая деятельность в дошкольном, начальном общем, основном общем, среднем общем образовании) (воспитатель, учитель)	А	Педагогическая деятельность по проектированию и реализации образовательного процесса в образовательных организациях дошкольного, начального общего, основного общего, среднего общего образования	6	Общепедагогическая функция. Обучение	А/01.6	6
				Воспитательная деятельность	А/02.6	6
				Развивающая деятельность	А/03.6	6
	В	Педагогическая деятельность по проектированию и реализации основных общеобразовательных программ Проведение работ в области химии	6	Педагогическая деятельность по реализации программ основного и среднего общего образования	В/03.6	6
26.008 Специалист-технолог в области природоохранных (экологических) биотехнологий	А	Мониторинг состояния окружающей среды с применением природоохранных биотехнологий	6	Осуществление экологической оценки состояния поднадзорных территорий и возможности применения на них природоохранных биотехнологий	А/01.6	6
				Оценка риска и осуществление мер профилактики возникновения очагов вредных организмов	А/02.6	6

				на поднадзорных территориях с применением природоохранных биотехнологий		
				Разработка маркерных систем и протоколов проведения мониторинга потенциально опасных биообъектов	A/06.6	6
				Составление прогнозов оценок влияния хозяйственной деятельности человека на состояние окружающей среды с применением природоохранных биотехнологий	A/04.6	6

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Химическая термодинамика и фазовые равновесия» относится к обязательной части дисциплин; изучается во 2 семестре.

Дисциплина представляет собой теоретическую основу для изучения последующих курсов химического профиля – физической химии, коллоидной химии, химической технологии, физико-химических методов исследования.

Перечень дисциплин, необходимых для изучения дисциплины: неорганическая химия, химическая технология, физика, математика.

Таблица 2.1.

Связь дисциплины «Химическая термодинамика и фазовые равновесия» с предшествующими дисциплинами и сроки их изучения

Код дисциплины	Дисциплины, предшествующие дисциплине «Химическая термодинамика и фазовые равновесия»	Семестр
Б1.В.ОД.5	Термодинамика и МКТ необратимых процессов	1
Б1.В.10	Термодинамика растворов	1
Б1.В.ДВ.4	Основные методы анализа	1

**Связь дисциплины «Химическая термодинамика и фазовые равновесия» с
последующими дисциплинами и сроки их изучения**

Таблица 2.2.

Код дисциплины	Дисциплины, следующие за дисциплиной «Химическая термодинамика и фазовые равновесия»	Семестр
Б1.О.04	Химическая динамика элементарных процессов, катализ.	3
Б1.В.01	Современные проблемы физической химии	3
Б1.В.ДВ.04.01	Химическая кинетика и механизмы химических реакций	3

**Связь дисциплины «Химическая термодинамика и фазовые равновесия» со
смежными дисциплинами**

Таблица 2.3.

Код дисциплины	Дисциплины, смежные с дисциплиной «Химическая термодинамика и фазовые равновесия»	Семестр
Б1.В.01	Современные проблемы физической химии	4
Б1.В.10	Термодинамика растворов	4

В результате освоения дисциплины магистрант должен

Знать:

- базовую терминологию, относящуюся к химической термодинамике и фазовым равновесиям, 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.
- самостоятельно формулировать задачу физико-химического исследования в химических системах;
- пользуясь полученными знаниями, уметь выбирать оптимальные пути и методы решения поставленных задач ;

- проводить физико-химические исследования систем и процессов с использованием современных методов и приборов ФХМА;
- проводить физико-химические расчеты;
- пользоваться справочной литературой;
- графически отображать полученные зависимости;
- анализировать и обсуждать результаты физико-химических исследований;
- вести научную дискуссию.

Владеть:

- основами дисциплины для решения практических задач;
- методикой проведения физико-химических исследований;
- современными приборами для физико-химических исследований.

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению подготовки:

а) универсальные (УК) – УК-1

б) общепрофессиональных (ОПК) - ОПК-1

в) профессиональных (ПК) - ПК-3.

Таблица 3.1.

Матрица связи компетенций, формируемых на основе изучения дисциплины «Химическая термодинамика и фазовые равновесия» с временными этапами освоения ее содержания

Код компетенции	Наименование компетенции	Индикатор достижения компетенции	В результате освоения дисциплины обучающийся должен:
<i>Универсальные компетенции (УК) и индикаторы их достижения:</i>			
УК-1.	Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, вырабатывать стратегию действий	УК-1 Анализирует проблемную ситуацию как систему, выявляя ее составляющие и связи между ними	Знать: свои личностные особенности и ресурсы Уметь: адекватно оценивать свои способности и возможности с соответствием конкретной ситуации Владеть: навыками самодиагностики личностных коммуникативных способностей в деловом взаимодействии

		УК-2 Критически оценивает надежность источников информации, работает с противоречивой информацией из разных источников УК-3. Разрабатывает и содержательно аргументирует стратегию решения проблемной ситуации на основе системного и междисциплинарного подходов	Знать: способы самосовершенствования своей деятельности с учетом своих личностных, деловых, коммуникативных качеств. Уметь: определять приоритеты личного и профессионального роста. Владеть: приемами целеполагания и планирования своей профессиональной деятельности Знать: возможные варианты решения типичных задач. Уметь: использовать инструменты непрерывного самообразования. Владеть: методами саморазвития и самообразования
Общепрофессиональные компетенции (ОПК) и индикаторы их достижения			
ОПК-1	Способен выполнять комплексные экспериментальные и расчетно-теоретические исследования в избранной области химии или смежных наук с использованием современных приборов, программного обеспечения и без данных профессионального назначения	ОПК-2.1. Проводит критический анализ результатов собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ, корректно интерпретирует их ОПК-2.2. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ в избранной области химии или смежных наук	Знать: стандартные методы получения, идентификации и исследования свойств веществ и материалов, правила обработки и оформления результатов работы, правила ТБ Владеть: базовыми навыками проведения Химического эксперимента и оформления его результатов Уметь: проводить простые химические опыты по предлагаемым методикам Знать: методы получения, идентификации Исследования веществ (материалов), Стандартные обработки результатов эксперимента Владеть: навыками проведения эксперимента и методами обработки его результатов Уметь: проводить многостадийный синтез, выбирать методы диагностики веществ и материалов, проводить стандартные измерения, обрабатывать результаты эксперимента
ПК-3	Способен на основе критического анализа результатов НИР и НИОКР оценивать перспективы их практического применения и продолжения работы выбранной области химии, химической технологии или смежных с химией наук	ПК-3-1. Систематизирует информацию, полученную в ходе НИР и НИОКР, анализирует ее и сопоставляет литературными данными. ПК-3.2. Определяет возможные направления развития работ и перспективы практического применения полученных результатов	Знать: принципы работы на современной научной аппаратуре при проведении научных исследований. Уметь: работать на современной научной аппаратуре при проведении научных исследований, выбирать средства измерений, методику анализа, оценивать уровень загрязнений; анализировать современные материалы и средства регистрации информации; делать выбор средств и материалов регистрации информации при проведении научных исследований. Владеть: навыками выбора оптимального метода исследования функциональных материалов в зависимости от объема и целей исследования для решения поставленных

			задач на основании анализа и сопоставления всей совокупности имеющихся данных
--	--	--	---

4. Структура и содержание дисциплины (модуля) «Химическая термодинамика и фазовые равновесия»

4.1. Структура дисциплины (модуля)

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетные единицы, 144 час.

Таблица 4.1.

Вид учебной работы	Всего часов	3 семестр
Общая трудоемкость дисциплины	144	144
Аудиторные занятия	68	68
Лекции	34	34
Лабораторные занятия (ЛЗ)	34	34
Контроль самостоятельной работы (КСР)	27	27
Самостоятельная работа студентов (СРС)	49	49

СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ, СТРУКТУРИРОВАННОЕ ПО ТЕМАМ (РАЗДЕЛАМ) С УКАЗАНИЕМ ОТВЕДЕННОГО НА НИХ КОЛИЧЕСТВА АКАДЕМИЧЕСКИХ ИЛИ АСТРОНОМИЧЕСКИХ ЧАСОВ И ВИДОВ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ

Таблица 4.2.

-	Наименование разделов и тем дисциплины (модуля)	семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)		Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
			Контактная работа	Самостоятельная работа	

			Всего	Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Другие виды контакт. работы	Всего	Курсовая работа(проект)	Подготовка к экзамену	Другие виды самостоятельной работы	Собеседование	Коллоквиум	Проверка тестов	Проверка контрол. работ	Проверка реферата	Проверка эссе и иных творческих работ	курсовая работа (проект) и др.
1.	Введение	2	8	4	4	-	-	4		3	4	-	1	-		-	-	-
2.	Основы химической термодинамики	2	20	10	10	-	-	15	-	8	15	-	1	1	-	-	-	1
3.	Растворы	2	20	10	10	-	-	15	-	8	15	-	1	1	-	-	-	1
4.	Фазовые, химические и адсорбционные равновесия	2	20	10	10	-	-	15	-	8	15	-	1	1	-	-	-	1
	Общая трудоемкость , в час		68	34	34	-	-	49	-	27	49	1	-	-	-	-	-	-

4.2. Содержание дисциплины

В разделе 4.2. программы учебной дисциплины «Химическая термодинамика и фазовые равновесия» приводятся краткие аннотации структурных единиц материала дисциплины. Содержание дисциплины структурируется по разделам, темам или модулям и раскрывается в аннотациях рабочей программы с достаточной полнотой, чтобы обучающиеся могли изучать материал самостоятельно, опираясь на программу.

Темы учебных занятий (общая трудоемкость учебной дисциплины —2 зачетных единиц

Таблица 4.2.

Раздел, тема	Содержание программы учебной дисциплины
Раздел 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.
Раздел 2.	Основы химической термодинамики
	Тема 1. 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. Тема 2. Уравнения состояния. Уравнение состояния идеального газа, газа

	Ван-дер-Ваальса. Теорема о соответственных состояниях и общая проблема уравнения состояния. Вириальные уравнения состояния. Тема 3. Теплота и работа. Внутренняя энергия. Первый закон термодинамики. Применение первого закона термодинамики к различным процессам в газах. Энтальпия. Цикл Карно. Лемма Карно. Тема 4. 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. Тема 5. 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. Тема 6. 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. Тема 7. 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. Тема 8. Фундаментальные уравнения Гиббса для открытых систем. Химические потенциалы, их определение, вычисление и свойства. Химический потенциал идеального и неидеального газов.
Раздел 3.	Растворы

	Тема 1. Растворы различных классов. Различные способы выражения состава раствора. Тема 2. 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. Тема 3. 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. Тема 4. 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. Тема 5. 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. Тема 6. 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.
Раздел 4.	Фазовые, химические и адсорбционные равновесия

	Тема 1. 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. Тема 2 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. Тема 3. 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. Тема 4. Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Термодинамическая трактовка понятия о химическом сродстве. Принцип Бертло 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. Тема 5. Расчет 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. Тема 6. Гетерогенные химические равновесия и особенности их термодинамического описания.
--	---

5. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В процессе обучения используются традиционные образовательные технологии (лекции, семинары, практические работы) и активные инновационные образовательные технологии:

1. Семинар в диалоговом режиме применяется в основном при обсуждении выступлений магистрантов с докладами (рефератами)
2. Групповой разбор результатов контрольных работ
3. Встречи с сотрудниками и руководителями профильных лабораторий и предприятий - потенциальными работодателями выпускников.

В целом при изучении курса активные и интерактивные формы проведения занятий составляют не менее 30% аудиторных занятий.

**Активные и интерактивные формы проведения учебных занятий по дисциплине
«Химическая термодинамика и фазовые равновесия»**

Таблица 5.1.

№	Семестр	Тема программы дисциплины	Применяемые технологии	Кол-во аудит. часов
1.	3	Введение	Интерактивная лекция.	4
2.	3	Основы химической термодинамики	Лекция с презентацией	10
3.	3	Растворы	Лекция с презентацией	10
4.	3	Фазовые, химические и адсорбционные равновесия	Лекция с презентацией	10

6. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы магистрантов. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины.

6.1. План самостоятельной работы студентов

Таблица 6.1.

№ п/п	Наименование раздела (темы) дисциплины	Вид самостоятельной работы	Задание	Рекомендуемая литература	Количество часов
1.	Введение.	Собеседование	Методы термодинамики, кинетики и квантовой химии в описании химических явлений.	1,2	4
2.	Раздел 2.	Собеседование	Вириальные уравнения состояния. Лемма Карно. Зависимость теплоемкости от температуры. расчеты тепловых эффектов реакций. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах. Калорические коэффициенты. Статистический характер второго закона термодинамики. Формула Больцмана. Вычисление абсолютной энтропии твердых тел, жидкостей и газов. Изменение энтропии химической реакции. Фундаментальные уравнения Гиббса для открытых систем. Химические потенциалы, их определение, вычисление свойств. Химический потенциал идеального и неидеального газов	1,2	15

3.	Раздел 3.	Собеседование	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. Термодинамическая классификация растворов. Функция смещения для идеальных и неидеальных растворов. Предельно разбавленные растворы, атермальные, регулярные, строго регулярные растворы и их свойства. Парциальные молярные величины и их определение из опытных данных для бинарных систем. Уравнения Гиббса-Дюгема	3,4	15
4.	Раздел 4.	Собеседование	Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Термодинамическая трактовка понятия о химическом сродстве. Принцип Бертелло область его применимости. Расчет констант равновесия химических реакций с использованием табличных стандартных значений термодинамических функций. Приведенная энергия Гиббса и ее использование для расчета химических равновесий. Гетерогенные химические равновесия и особенности их термодинамического описания.	1,2,3,4	15

6.2. Методические указания по организации самостоятельной работы магистрантов

Учебным планом направления подготовки 04.04.01. Химия по дисциплине «Химическая динамика элементарных процессов, катализ» предусматривается самостоятельная работа магистранта, которая выполняется следующими видами самостоятельной работы: написание контрольной работы по дисциплине, сдача коллоквиума.

6.2.1. Методические рекомендации по подготовке и сдаче коллоквиума

Коллоквиум (в переводе с латинского «беседа, разговор») – форма текущего контроля знаний студентов, которая проводится в виде собеседования преподавателя и магистранта по самостоятельно подготовленной магистрантом теме.

Он применяется для проверки знаний по определенному разделу (или объемной теме) и принятия решения о том, можно ли переходить к изучению нового материала. Коллоквиум — это беседа с магистрантами, целью которой является выявление уровня овладения новыми знаниями. В отличие от семинара главное на коллоквиуме — это проверка знаний с целью их систематизации.

Целью коллоквиума является формирование у магистранта навыков анализа теоретических проблем на основе самостоятельного изучения учебной и научной литературы.

На коллоквиум выносятся крупные, проблемные, нередко спорные теоретические вопросы. Коллоквиум может проводиться по вопросам, обсуждавшимся на семинарах. Конкретные вопросы для коллоквиума магистрантам не сообщаются, однако заранее формулируются преподавателем. Предполагаемый объем ответа не должен быть большим (примерно 1,5-2 минуты), чтобы преподаватель мог успеть опросить всех магистрантов.

От магистранта требуется:

- владение изученным в ходе учебного процесса материалом, относящимся к рассматриваемой проблеме;
- наличие собственного мнения по обсуждаемым вопросам и умение его аргументировать.

Коллоквиум — это не только форма контроля, но и метод углубления, закрепления знаний магистрантов, так как в ходе собеседования преподаватель разъясняет сложные вопросы, возникающие у студента в процессе изучения данного источника.

Задача коллоквиума добиться глубокого изучения отобранного материала, пробудить у магистранта стремление к чтению дополнительной экономической литературы.

Подготовка к проведению коллоквиума.

Подготовка к коллоквиуму предполагает несколько этапов:

1. Подготовка к коллоквиуму начинается с установочной консультации преподавателя, на которой он разъясняет развернутую тематику проблемы, рекомендует литературу для изучения и объясняет процедуру проведения коллоквиума.

2. Как правило, на самостоятельную подготовку к коллоквиуму магистранту отводится 3–4 недели. Подготовка включает в себя изучение рекомендованной литературы и (по указанию преподавателя) конспектирование важнейших источников.

3. Коллоквиум проводится в форме индивидуальной беседы преподавателя с каждым магистрантом или беседы в небольших группах (3–5 человек).

4. Преподаватель задает несколько кратких конкретных вопросов, позволяющих выяснить степень добросовестности работы с литературой, контролирует конспект. Далее более подробно обсуждается какая-либо сторона проблемы, что позволяет оценить уровень понимания.

6. По итогам коллоквиума выставляется дифференцированная оценка, имеющая большой удельный вес в определении текущей успеваемости магистранта.

Особенности и порядок сдачи коллоквиума. Магистрант может себя считать готовым к сдаче коллоквиума по избранной работе, когда у него есть им лично составленный и обработанный конспект сдаваемой работы, он знает структуру работы в целом, содержание работы в целом или отдельных ее разделов (глав); умеет раскрыть рассматриваемые проблемы и высказать свое отношение к прочитанному и свои сомнения, а также знает, как убедить преподавателя в правоте своих суждений.

Проведение коллоквиума позволяет магистранту приобрести опыт работы над первоисточниками, что в дальнейшем поможет с меньшими затратами времени работать над литературой по курсовой работе и при подготовке к зачету

6.2.2. Методические рекомендации по выполнению контрольной работы

Общие указания

Контрольная работа – самостоятельный труд магистранта, который способствует углублённому изучению пройденного материала. Перечень тем разрабатывается преподавателем.

Цель выполняемой работы:

- получить специальные знания по выбранной теме;

Основные задачи выполняемой работы:

- 1) закрепление полученных ранее теоретических знаний;
- 2) выработка навыков самостоятельной работы;
- 3) выяснение подготовленности студента к изучению следующей темы.

Весь процесс написания контрольной работы можно условно разделить на следующие этапы:

- а) выбор темы и составление предварительного плана работы;
- б) сбор научной информации, изучение литературы;
- в) анализ составных частей проблемы, изложение темы;
- г) обработка материала в целом.

Подготовку контрольной работы следует начинать с повторения соответствующего раздела учебника, учебных пособий по данной теме и конспектов лекций, прочитанных ранее. Приступать к выполнению работы без изучения основных положений и понятий науки, не следует, так как в этом случае студент, как правило, плохо ориентируется в материале, не может отграничить смежные вопросы и сосредоточить внимание на основных, первостепенных проблемах рассматриваемой темы.

После выбора темы необходимо внимательно изучить методические рекомендации по подготовке контрольной работы, составить план работы, который должен включать основные вопросы, охватывающие в целом всю прорабатываемую тему.

Требования к содержанию контрольной работы

В содержании контрольной работы необходимо показать знание рекомендованной литературы по данной теме, но при этом следует правильно пользоваться первоисточниками, избегать чрезмерного цитирования. При использовании цитат необходимо указывать точные ссылки на используемый источник: указание автора (авторов), название работы, место и год издания, страницы.

В процессе работы над первоисточниками целесообразно делать записи, выписки абзацев, цитат, относящихся к избранной теме. При изучении специальной юридической литературы (монографий, статей, рецензий и т.д.) важно обратить внимание на различные точки зрения авторов по исследуемому вопросу, на его приводимую аргументацию и выводы, которыми опровергаются иные концепции.

Кроме рекомендованной специальной литературы, можно использовать любую дополнительную литературу, которая необходима для раскрытия темы контрольной работы. Если в период написания контрольной работы были приняты новые нормативно-правовые акты, относящиеся к излагаемой теме, их необходимо изучить и использовать при её выполнении.

В конце контрольной работы приводится полный библиографический перечень использованных нормативно-правовых актов и специальной литературы. Данный список условно можно подразделить на следующие части:

1. Нормативно-правовые акты (даются по их юридической силе).
2. Учебники, учебные пособия.

3. Монографии, учебные, учебно-практические пособия.

4. Периодическая печать.

Первоисточники 1,2,3,4 даются по алфавиту.

Оформление библиографических ссылок осуществляется в следующем порядке:

1. Фамилия и инициалы автора (коллектив авторов) в именительном падеже. При наличии трех и более авторов допускается указывать фамилии и инициалы первых двух и добавить «и др.». Если книга написана авторским коллективом, то ссылка делается на название книги и её редактора. Фамилию и инициалы редактора помещают после названия книги.

2. Полное название первоисточника в именительном падеже.

3. Место издания.

4. Год издания.

5. Общее количество страниц в работе.

Ссылки на журнальную или газетную статью должны содержать кроме указанных выше данных, сведения о названии журнала или газеты.

Ссылки на нормативный акт делаются с указанием Собрания законодательства РФ, исключение могут составлять ссылки на Российскую газету в том случае, если данный нормативный акт еще не опубликован в СЗ РФ.

Ссылки на используемые первоисточники можно делать в конце каждой страницы, либо в конце всей работы, нумерация может начинаться на каждой странице.

Структурно контрольная работа состоит только из нескольких вопросов (3-6), без глав. Она обязательно должна содержать теорию и практику рассматриваемой темы.

3. Порядок выполнения контрольной работы

Контрольная работа излагается логически последовательно, грамотно и разборчиво.

Она обязательно должна иметь титульный лист. Он содержит название высшего учебного заведения, название темы, фамилию, инициалы, учёное звание и степень научного руководителя, фамилию, инициалы автора, номер группы.

На следующем листе приводится содержание контрольной работы. Оно включает в себя: введение, название вопросов, заключение, список литературы.

Введение должно быть кратким, не более 1 страницы. В нём необходимо отметить актуальность темы, степень ее научной разработанности, предмет исследования, цель и задачи, которые ставятся в работе. Изложение каждого вопроса необходимо начать с написания заголовка, соответствующему оглавлению, который должен отражать содержание текста. Заголовки от текста следует отделять интервалами. Каждый заголовок обязательно должен предшествовать непосредственно своему тексту. В том случае, когда на очередной странице остаётся место только для заголовка и нет места ни для одной строчки текста, заголовки нужно писать на следующей странице.

Излагая вопрос, каждый новый смысловой абзац необходимо начать с красной строки. Закончить изложение вопроса следует выводом, итогом по содержанию данного раздела.

Изложение содержания всей контрольной работы должно быть завершено заключением, в котором необходимо дать выводы по написанию работы в целом.

Страницы контрольной работы должны иметь нумерацию (сквозной). Номер страницы ставится внизу в правом углу. На титульном листе номер страницы не ставится. Оптимальный объём контрольной работы 10-15 страниц машинописного текста (размер шрифта 12-14) через полуторный интервал на стандартных листах формата А-4, поля: верхнее –15 мм, нижнее – 15мм, левое –25мм, правое –10мм.

В тексте контрольной работы не допускается произвольное сокращение слов (кроме общепринятых).

Срок выполнения контрольной работы определяется преподавателем. По результатам проверки контрольная работа оценивается на 2-5 баллов. В случае отрицательной оценки, студент должен ознакомиться с замечаниями и, устранив недостатки, повторно сдать работу на проверку.

6.3. Материалы для проведения текущего и промежуточного контроля знаний студентов

Контроль освоения компетенций

Таблица 6.2.

№ п\п	Вид контроля	Контролируемые темы (разделы)	Компетенции, компоненты которых контролируются
1.	Коллоквиум	Введение Основы химической термодинамики Растворы Фазовые, химические и адсорбционные равновесия	УК-1, ОПК-2, ПК-3
2.	Экзамен	Введение Основы химической термодинамики Растворы Фазовые, химические и адсорбционные равновесия	УК-1, ОПК-2, ПК-3

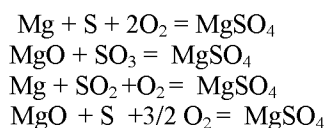
6.3.1. Текущий и итоговый контроль успеваемости проводится в форме коллоквиумов.

Тесты для текущего контроля:

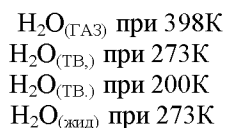
- Если при разложении перхлората калия, согласно термохимическому уравнению $\text{KClO}_{4(\text{ТВ})} = \text{KCl}_{(\text{ТВ})} + 2\text{O}_{2(\text{Г})}$ $\Delta H^0 = 33$ кДж, образовалось 10 моль кислорода, то количество затраченного тепла равно _____ кДж
а) 165, б) 132, в) 66, г) 660.
- В соответствии с термохимическим уравнением $\text{FeO}_{(\text{ТВ})} + \text{H}_{2(\text{ГАЗ})} = \text{Fe}_{(\text{ТВ})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ГАЗ})}$ $\Delta H^0 = 23$ кДж, для получения 560 г железа необходимо затратить _____ кДж теплоты:
а) 23, б) 115, в) 560, г) 230
- Для получения 22,4 л (н.у.) аммиака по реакции $\text{N}_{2(\text{Г})} + 3\text{H}_{2(\text{Г})} = 2\text{NH}_3$ -93,2 кДж, требуется затратить _____ кДж теплоты
а) 69,9; б) 139,8; в) 93,2; г) 46,6.
- Раствор, содержащий 11,6 г вещества в 400 г воды замерзает при температуре $-0,93^\circ\text{C}$ ($K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$ град.кг/моль). Молярная масса растворенного вещества равна _____ г/моль.
а) 29,0; б) 58; в) 116; г) 87 .
- Раствор, содержащий 12 г мочевины ($M_r=60$) в 100 г воды ($K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$ град.кг/моль). Молярная масса растворенного вещества равна _____ г/моль.

- а) 29,0; б) 58; в) 116; г) 87 .
6. Раствор, содержащий 15,6 г неэлектролита в 100 г диэтилового эфира ($E_{\text{эфира}} = 2,12$ град.кг/моль), закипает при температуре на 4,24 градуса выше, чем чистый растворитель. Молярная масса растворенного вещества равна _____ г/моль.
- а) 78 ; б) 156; в) 117; г) 39.
7. Раствор, содержащий 4,6 г глицерина ($M_r=92$) в 100 воды ($K_{\text{воды}} = 1,86$ град.кг/моль), замерзает при температуре:
- а) -0,93; б) -0,186; в) -0,372; г) -0,465
8. Раствор, содержащий 9,2 г этилового спирта ($M_r=92$) в 200 воды ($K_{\text{воды}} = 1,86$ град.кг/моль), замерзает при температуре:
- а) -1,86; б) 0,186; в) 1,86 ; г) -0,186.
9. Молярная масса неэлектролита, раствор бг которого в 100 мл воды кипит при $100,52^{\circ}\text{C}$ равна _____ г/моль.
- а) 10; б) 6; в) 40; г) 60 .
10. Концентрация раствора глюкозы, кипящего при $100,78^{\circ}\text{C}$ ($E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52$ град.кг/моль), равна _____ г/моль.
- а) 0,3; б) 1,5; в) 0,5; г) 1 .
11. Для того, чтобы повысить температуру кипения воды на $1,04^{\circ}\text{C}$ необходимо в 500 г воды растворить _____ г глюкозы ($M_r=180$). ($E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52$ град.кг/моль)
- а) 180; б) 90; в) 360; г) 240.
12. Для того, чтобы повысить температуру кипения раствора на $1,04^{\circ}\text{C}$ необходимо чтобы концентрация растворенного вещества составила _____ моль/кг ($E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52$ град.кг/моль)
- а) 0,5; б) 0,2; в) 2; г) 1.
13. Для получения раствора этиленгликоля, замерзающего при $-37,2^{\circ}\text{C}$, необходимо в 500 г воды растворить _____ г этиленгликоля ($M_r=62$). ($E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52$ град.кг/моль)
- а) 620 ; б) 310; в) 930; г) 465.
12. Осмотическое давление раствора, содержащего 9,0 г глюкозы ($M_r=180$) в 500мл раствора при 298K, равно _____ кПа.
- а) 123,9; б) 371,5; в) 247,6; г) 595,2.
13. Осмотическое давление раствора глицерина с молярной концентрацией 0,1 моль/л при 25°C равно _____ кПа.
- а) 51,6; б) 123,8; в) 61,9; г) 247,6.
14. Для несопроизвольных процессов 11 закон термодинамики можно представить в виде:
- а) $\Delta G = 0$; б) $\Delta G < 0$; в) $\Delta G > 0$; а) $\Delta H = 0$.

14. Энтальпии образования MgSO_4 соответствует тепловой эффект реакции:



15. Наибольшему значению энтропии соответствует состояние H_2O :



16. При увеличении температуры в системе $\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{г})}$ $\Delta H < 0$ равновесие изменится неоднозначно;
сместится в сторону продуктов реакции;
не изменится
сместится в сторону исходных веществ.

Примерные вопросы для собеседования

1. Основные разделы термодинамики. Основные положения.
2. Идеальные и реальные газы
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.

Вариант 2

1. Уравнение Гиббса-Гельмгольца и его физический смысл для химических реакций.
2. Фундаментальное уравнение Гиббса для открытых систем, химический потенциал.
3. Способы выражения концентрации в растворах.
4. Закон Рауля (понижение давления пара над раствором), графическая иллюстрация.
5. Положительные и отрицательные отклонения от идеальности (закон Рауля) с графиками и причинами отклонений.
6. Общее рассмотрение коллигативных свойств растворов (с формулами, но без выводов).
7. Термодинамическая классификация растворов (атермальные, регулярные, бесконечно разбавленные).
8. Закон Генри растворения газов в жидкостях. Связь с законом Рауля.
9. Второй закон Коновалова. Азеотропные смеси.
10. Понятия: фаза, компонент, термодинамическая степень свободы.

Вариант 3

1. Правило фаз Гиббса без вывода (различные случаи).
2. Диаграмма воды, серы, обсуждение по правилу фаз.
3. Диаграмма состояния бинарной системы с эвтектической точкой. Диаграмма состояния бинарной системы типа сигары. Когда они наблюдаются (с точки зрения взаимной растворимости двух веществ)?
4. Закон действия масс. Различные виды констант равновесия при гомогенных реакциях, при гетерогенных реакциях с участием твердой фазы.
5. Уравнение изотермы химической реакции Вант-Гоффа, его объяснение и применение.
6. Стандартный изобарный потенциал химической реакции и его связь с константой равновесия.
7. Расчет K_p при 298 К.
8. Уравнения изобары и изохоры химической реакции (без вывода), графическое отображение.
9. Энергия Гельмгольца F и ее полный дифференциал.
10. Энергия Гиббса G и ее полный дифференциал.

Примеры заданий контрольных работ

Вариант 1

1. Константа равновесия реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$ при 800 К равна 4,12. Смесь, содержащая 20% CO и 80% H_2O , нагрета до 800 К. Определите состав смеси (%) при достижении равновесия и выход водорода, если взят 1 кг водяного пара.
2. В водном растворе содержатся ионы лития, калия, бария, хлорид- и нитрат-ионы. Сколько составных частей и компонентов в системе. Определите вариантность системы.
3. Определите константу равновесия реакции $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{SO}_3$ при 770 К, если при 500 К $K_p = 588,9$, а тепловой эффект реакции в этом диапазоне температур равен $(-99,48)$ кДж.
4. При синтезе аммиака в определенных условиях в равновесии находятся 1 моль водорода, 2 моль азота и 8 моль аммиака. Рассчитайте константу равновесия K_c . Во сколько раз исходные количества азота и водорода больше равновесных их количеств?
5. Чему равна теплота испарения ртути при 330°C, если давление насыщенного пара ртути при этой температуре равно 61,3 кПа, а температура кипения ртути при 101,3 кПа равна 357°C?

Вариант 2

1. При нагревании смеси CO_2 и H_2 в закрытом сосуде устанавливается равновесие $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$. Константа равновесия при 850°C равна единице. Какая массовая доля (%) CO_2 подвергнется превращению в CO при 850°C, если смешать 1 моль CO_2 и 5 моль H_2 ?
2. Теплота испарения воды при 100°C равна 40585 Дж/моль. При какой температуре будет кипеть вода, если давление увеличить в 2 раза?
3. Найти изменение энергии Гиббса для реакции $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ при 252°C, если $K_p = 4,84 \cdot 10^{-3}$. Парциальные давления как начальных, так и конечных веществ равны 101325 Па.
4. Исходные концентрации оксида углерода (II) и паров воды соответственно равны 0,08 моль/л. Вычислите равновесные концентрации CO , H_2O и H_2 в системе $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если равновесная концентрация CO_2 оказалась равной 0,05 моль/л.

Рассчитайте константу равновесия реакции.

5. Пользуясь правилом фаз найти число степеней свободы, которым обладает система, состоящая из растворов хлорида калия и хлорида натрия в присутствии кристаллов KCl и паров воды.

Вариант 3

1. Определите равновесную концентрацию водорода в реакции: $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$, если исходная концентрация HI составляла 0,55 моль/л, а константа равновесия $K_C = 0,12$.

2. Закрытый водный раствор содержит в своем составе хлориды магния, кальция, стронция. Какое максимальное число фаз может иметь данная система?

3. При взаимодействии водорода и йодом устанавливается равновесие:

$\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2 \text{HI}$. Константа равновесия выражается уравнением $K_C = C^2(\text{HI}) / C(\text{H}_2) \cdot C(\text{I}_2)$. Покажите, что это соотношение не противоречит правилу фаз.

4. Определите состав смеси к моменту равновесия для реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если известно, что при температуре 930,5 К константа равновесия равна $K_C = 1$ и до реакции в смеси было по 1 моль CO и H_2O .

5. Какая зависимость между давлением и температурой плавления наиболее типична для большинства веществ? Почему у воды и некоторых других веществ эта зависимость носит другой характер?

Вариант 4

1. При 823 К и 1 атм из 1 моль CO и 1 моль Cl_2 к моменту достижения равновесия образуется 0,2 моль COCl_2 . Определить K_P и K_C реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$.

2. Сформулируйте правило фаз Гиббса. Определите число степеней свободы для следующей неоднородной системы: раствор сульфата натрия, кристаллы сульфата натрия, кристаллы $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, пары воды.

3. В состоянии равновесия системы $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ реакционная смесь имела объемный состав: 22% CO_2 , 41% H_2 , 17% CO, 20% H_2O . Вычислите K_P и K_C для этой реакции при 1900 К и давлении 98501 Па.

4. Определите состав смеси в момент равновесия для реакции, проходящей в доменной печи $\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$, если при $T = 1273 \text{ К}$ константа равновесия равна 2,5.

5. Рассчитайте K_P и K_C для реакции $\text{PCl}_5 = \text{Cl}_2 + \text{PCl}_3$ при 500 К, если к моменту равновесия продиссоциировало 54% PCl_5 , а исходная концентрация PCl_5 , была равна 1 моль/л.

Вопросы к экзамену « ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА И ФАЗОВЫЕ РАВНОВЕСИЯ »

1. Агрегатные состояния вещества. Понятие об идеальных и реальных газах. Основные положения молекулярно-кинетической теории газов. Распределение частиц по скоростям их движения. Скорости: наиболее вероятная при данной температуре, средняя арифметическая и средняя геометрическая.

2. Уравнение состояния идеального газа. Вывод универсальной газовой постоянной. Изотерма идеального газа.
3. Основные законы идеальных газов: Бойля- Мариотта, Шарля, Гей-Люссака. Изотермы, изобары и изохоры идеальных газов.
4. Реальные газы. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Изотерма реального газа. Понятие о критических параметрах. Приведенные параметры.
5. Газовые смеси. Закон Дальтона. Парциальные величины.
6. Основные понятия и величины термодинамики. Система в термодинамике. Типы систем. Фаза, компонент, параметры, функции состояния. Интенсивные и экстенсивные параметры.
7. Абсолютная температура. Функции состояния. Понятие процесса. Равновесное, стационарное и переходное состояния системы. Циклические процессы. Обратимые и необратимые процессы.
8. Нулевой закон термодинамики. Равновесие. Закон термического равновесия.
9. Работа процесса. Измерение работы в различных процессах. Работа расширения идеальных газов в изотермических, изобарных, изохорных и адиабатических процессах.
10. Первый закон термодинамики. Смысл его, основные формулировки. Понятие внутренней энергии. Математическое выражение первого закона термодинамики.
11. Первый закон термодинамики для изобарных и изохорных процессов. Энтальпия. Теплота при постоянных давлении и объеме.
12. Теплоемкость. Средняя теплоемкость. Молярная теплоемкость. C_p и C_v .
13. Термохимия. Закон Гесса. Понятие, формулировка.
14. Расчеты тепловых эффектов химических реакций. Первое следствие из закона Гесса. Понятие теплоемкости образования. Атомная теплота образования.
15. Теплота сгорания. Второе следствие из закона Гесса. Закон Кирхгофа.
16. Энергия химических связей. Третье следствие из закона Гесса.
17. Второе начало термодинамики. Задачи, решаемые 1 и 2 началом термодинамики. Понятие самопроизвольных процессов. Формулировки 2 закона термодинамики.
18. Принцип действия тепловой машины. Вывод термодинамического коэффициента полезного действия (к.п.д.).
19. Обратимый цикл Карно. Математическое выражение 2 закона термодинамики. Энтропия.

20. Понятие об энтропии. Энтропия как мера направленности процесса и предела его протекания.
21. Формула Больцмана. Энтропия обратимых и необратимых процессов. Изменение энтропии в некоторых равновесных процессах.
22. Общие соотношения.
23. Характеристические функции и термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца или изохорный потенциал.
24. Энергия Гиббса или изобарный потенциал. Критерии самопроизвольного протекания процесса.
25. dF и dG как мера равновесия.
26. Уравнения Масквелла.
27. Третье начало термодинамики или тепловая теорема Нернста. Максимальная работа и химическое сродство.
28. Понятие о растворах. Растворитель и растворенное вещество. Классификация растворов по агрегатному состоянию. Сольватация. Способы выражения концентрации растворов.
29. Сущность процесса растворения.
30. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри и следствия из него. Зависимость растворимости от температуры и наличия посторонних примесей. Растворимость твердых веществ в жидкостях.
31. Взаимная растворимость жидкостей. Пример ограниченной растворимости двух жидкостей (система анилин – вода).
32. Разбавленные растворы. Диффузия и осмос в растворах.
33. Осмос. Осмотическое давление. Методы измерения осмотического давления.
34. Понижение давления насыщенного пара растворителя. Первый закон Рауля, его математическое выражение.
35. Температуры замерзания и кипения растворов. Второй закон Рауля.
36. Свойства разбавленных растворов. Законы Рауля, Генри, Вант-Гоффа. Графическое представление закона Рауля.
37. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля.
38. Активность. Коэффициент активности.

39. Диаграмма равновесия жидкость – пар в бинарных системах. Первый закон Коновалова. Диаграмма «давление – состав системы». Правило рычага.
40. Фракционная перегонка. Испарение и конденсация растворов на диаграмме «температура кипения – состав раствора».
41. Второй закон Коновалова. Азеотропные растворы.
42. Системы гомогенные и гетерогенные. Фаза. Компонент. Степень свободы в физических и химических системах. Правило фаз.
43. Равновесие в однокомпонентных системах. Диаграмма состояния воды.
44. Равновесие в однокомпонентных системах. Диаграмма состояния серы.
45. Равновесие в двухкомпонентных системах. Понятие о термическом анализе. Диаграмма плавкости Bi-Cd

Темы курсовых работ:

- 1) **Правило фаз Гиббса**
- 2). Равновесные состояния при фазовых переходах
- 3). Равновесие газ – жидкий раствор в двухкомпонентных системах
- 4). Зависимость растворимости газов в жидкостях от природы газа и растворителя.
- 5). Зависимость растворимости газов в жидкостях от давления.
- 6). Зависимость растворимости газов в жидкостях от температуры
- 7). Равновесие жидкость – жидкость в двухкомпонентных системах.
- 8). Равновесие пар – жидкий раствор в двухкомпонентных системах.
- 9). Равновесие пар—жидкий раствор в системах с неограниченной взаимной растворимостью жидкостей.
- 10). Равновесие пар — жидкий раствор в системах с ограниченной взаимной растворимостью жидкостей.
11. Равновесие пар—жидкий раствор в системах с взаимно нерастворимыми жидкостями
12. Термодинамика и структура раствора, межмолекулярные взаимодействия в растворах — термодинамические исследования, спектроскопические и теоретические.
13. Спектроскопические исследования и первопринципных расчетов, касающихся гидратации неэлектролитов, электролитов и гидратация гидрофобной, в том числе соединений биологического значения.

14. Моделирование водных растворов модельных веществ и биологических молекул с помощью молекулярной динамики.
15. Исследование термодинамических свойств и структуры сольватированными ионами, особенно катионов металлов.
16. Характеристики межмолекулярных взаимодействий в двухкомпонентных растворителях.
17. Элементарная теория активных столкновений.

Текущий контроль проводится систематически в часы аудиторных занятий или во время аудиторной самостоятельной работы обучающихся. Рубежный контроль проводится с помощью отдельно разработанных оценочных средств. Промежуточный контроль организовывается на основе суммирования данных текущего и рубежного контроля.

Критерии оценки промежуточной аттестации в форме экзамена

Таблица 6.3.

Оценка	Характеристика требований к результатам аттестации в форме экзамена
«Отлично»	Теоретическое содержание курса освоено полностью без пробелов, системно и глубоко, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы, все предусмотренные рабочей учебной программой учебные задания выполнены безупречно, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимуму.
«Хорошо»	Теоретическое содержание курса освоено в целом без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, предусмотренные рабочей учебной программой учебные задания выполнены с отдельными неточностями, качество выполнения большинства заданий оценено числом баллов, близким к максимуму.
«Удовлетворительно»	Теоретическое содержание курса освоено большей частью, но пробелы не носят существенного характера, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство предусмотренных рабочей учебной программой учебных заданий выполнены, отдельные из выполненных заданий содержат ошибки.
«Неудовлетворительно»	Теоретическое содержание курса освоено частично, необходимые навыки работы не сформированы или сформированы отдельные из них, большинство предусмотренных рабочей учебной программой учебных заданий не выполнено либо выполнено с грубыми ошибками, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к минимуму.

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

7.1. Учебная литература:

а) основная литература

а) основная литература:

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

б) дополнительная литература

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., Олбери Р. Физическая химия. М.: Мир, 1978г.
4. Смирнова Н.А. Методы статистической термодинамики в физической химии. Учебное пособие. 2-ое издание, перераб. и дополн.

7.2. Интернет-ресурсы

<http://fizrast.ru/sitemap.html>

<http://www.don-agro.ru>

<http://xn-80abucjiibhv9a.xn-plai/>

<http://www.agroxxi.ru/> (РГБ)

<http://elibrary.rsl.ru> Научная электронная библиотека

<http://elibrary.ru/default.asp> Российская национальная библиотека

<http://primo.nl.ru> <http://nbmgu.ru> Электронная библиотека Российской государственной библиотеки

7.3. Программное обеспечение

Университет обеспечен необходимым комплектом лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения, в том числе отечественного производства.

Каждый обучающийся в течение всего периода обучения обеспечен индивидуальным неограниченным доступом к электронной информационно-образовательной среде университета из любой точки, в которой имеется доступ к информационно-телекоммуникационной сети

«Интернет» как на территории университета, так и вне ее.

Университет обеспечен следующим комплектом лицензионного программного обеспечения.

1. Лицензионное программное обеспечение, используемое в ИнГГУ
 - 1.1. Microsoft Windows 7
 - 1.2. Microsoft Office 2007
 - 1.3. Программный комплекс ММИС “Визуальная Студия Тестирования”
 - 1.4. Антивирусное ПО Eset Nod32
 - 1.5. Справочно-правовая система “Консультант”
 - 1.6. Справочно-правовая система “Гарант”

Наряду с традиционными изданиями магистранты и сотрудники имеют возможность пользоваться электронными полнотекстовыми базами данных:

Таблица 7.1.

Название ресурса	Ссылка/доступ
Электронная библиотека онлайн «Единое окно к образовательным ресурсам»	http://window.edu.ru
«Образовательный ресурс России»	http://school-collection.edu.ru
Федеральный образовательный портал: учреждения, программы, стандарты, ВУЗы, тесты ЕГЭ, ГИА	http://www.edu.ru –
Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов (ФЦИОР)	http://fcior.edu.ru -
ЭБС "КОНСУЛЬТАНТ СТУДЕНТА". Электронная библиотека технического вуза	http://polpred.com/news
Издательство «Лань». Электронно-библиотечная система	http://www.studentlibrary.ru -
Русская виртуальная библиотека	http://rvb.ru –
Издательство «Лань». Электронно-библиотечная система	http://e.lanbook.com -
Еженедельник науки и образования Юга России «Академия»	http://old.rsue.ru/Academy/Archives/Index.htm
Научная электронная библиотека «e-Library»	http://elibrary.ru/defaultx.asp -
Электронно-библиотечная система IPRbooks	http://www.iprbookshop.ru -
Электронно-справочная система документов в сфере образования «Информо»	http://www.informio.ru
Информационно-правовая система «Консультант-плюс»	Сетевая версия, доступна со всех компьютеров в корпоративной сети ИнГГУ
Информационно-правовая система «Гарант»	Сетевая версия, доступна со всех компьютеров в корпоративной сети ИнГГУ
Электронно-библиотечная система «Юрайт»	https://www.biblio-online.ru

7.4. Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины «Химическая термодинамика и фазовые равновесия»

Материально-техническая база университета позволяет обеспечивать качественное проведение теоретических и практических занятий.

Перечень необходимых технических средств обучения, используемых в учебном процессе для освоения дисциплины «Химическая термодинамика и фазовые равновесия»

- компьютерное и мультимедийное оборудование;
- видео- и аудиовизуальные средства обучения и др.

Используемое общее и специализированное учебное оборудование, наименование специализированных аудиторий, кабинетов, лабораторий с перечнем основного лабораторного оборудования, средств измерительной техники приведены в табл. 7.2.

Перечень технических средств, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине

Таблица 7.2.

№ п/п	Перечень основного оборудования
1.	Лаборатория
2.	Центрифуга
3.	Прибор для определения пористости Pascal 140 Evo
4.	Компьютеры (2 шт.)
5.	Микроскопы бинокулярные Микмед 6
6.	Электронные лабораторные весы CASMWP-300H, ЕК-300i
7.	рН-метры
8.	Химические реактивы
9.	Лабораторная посуда (предметные и покровные стекла, препаровальные иглы и др.)
10.	Экспериментальная (промышленная) установка Дуга-4М
11.	Спектрофотометр двухлучевой Specord 210 Plus
12.	Установка У-СТРГ
13.	ИК Фурье-спектрометр «ИнфраЛЮМ ФТ-»
14.	СВЧ-минерализатор «Минотавр-2»
15.	Установка дифференциально-термического и термографического анализа «Термоскан-2»
16.	Спектрометр атомно-абсорбционный «МГА-915»
17.	Мельница лабораторная ЛМ 202
18.	Электрод печь SNOL 7.2./1100
19.	Система капиллярного электрофореза Капель-105
20.	Анализатор жидкости «ФЛЮОРАТ-02-3М»

Рабочая программа дисциплины «Химическая термодинамика и фазовые равновесия» составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 04.04.01. Химия (уровень магистратуры), утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от «13» июля 2017 г. № 655

Программу составила:

к.т.н., профессор кафедры химии



/Арчакова Р.Д./

Рабочая программа утверждена на заседании кафедры химии

Протокол заседания № 10 от « 21 » июня 2021 г.

Заведующий кафедрой

 / Султыгова З.Х. /

Рабочая программа одобрена учебно-методическим советом

химико-биологического факультета

Протокол заседания № 10 от « 23 » июня 2021 г.

Председатель учебно-методического совета

 / Плиева А.М. /

Программа рассмотрена на заседании Учебно-методического совета университета

Протокол заседания № 10 от « 30 » июня 2021 г.

Председатель Учебно-методического совета университета

 / Хашагульгов Ш.Б. /

Сведения о переутверждении программы на очередной учебный год и регистрации изменений

Учебный год	Решение кафедры (№ протокола, дата)	Внесенные изменения	Подпись зав. кафедрой