

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Минцаев Магомед Шавалович

Должность: Ректор

Дата подписания: 21.12.2025 08:05:58

Уникальный программный идентификатор:

236bcc35c296f119d6aafdc22836b31db52dbc07971a86865a5835f9fa4304cc

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ГРОЗНИНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ НЕФТЯНОЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
им. академика М. Д. Миллионщикова

«УТВЕРЖДАЮ»

Первый проректор

И.Г. Гайрабеков

« 22 » 05 2025 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

дисциплины

«ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Специальность

25.05.02 - «Прикладная геология»

Специализация

Поиски и разведка подземных вод и
инженерно-геологические изыскания

Квалификация

горный инженер- геолог

Грозный - 2025

Цель дисциплины - дать знания основных теоретических положений физической химии на основе методов квантовой химии, химической термодинамики химической кинетики, формировать целостную систему химического мышления.

Задачи дисциплины – развитие у студентов знаний о движущей силе, возможности и глубине протекания процессов, о путях управления скоростями и направлениями протекания процессов.

2. Место дисциплины в структуре ОП

Дисциплина имеет самостоятельное значение и относится к базовой части естественнонаучного цикла.

Для освоения дисциплины требуются знания по дисциплинам: «Общая и неорганическая химия», «Органическая химия», «Физика», «Математика».

До начала освоения дисциплины студент должен знать основные типы химических соединений, связей и реакций, основные законы химии, периодическую систему химических элементов, а также иметь навыки проведения элементарных химических опытов и математической обработки их результатов.

В свою очередь, данный курс, помимо самостоятельного значения, является предшествующей дисциплиной для курсов: тепломассообменное оборудование предприятий; экологическая очистка вредных выбросов; основы технического регулирования.

3. Требования к уровню освоения содержания дисциплины

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:

3.1. профессиональные компетенции

- способностью организовывать свой труд, самостоятельно оценивать результаты своей работы, владением навыками самостоятельной работы, в том числе в сфере проведения научных исследований (ОПК-5);

- готовностью использовать теоретические знания при выполнении производственных, технологических и инженерных исследований в соответствии со специализацией (ПК-1).

В результате освоения дисциплины студент должен знать:

- электронное строение атомов и молекул, основы теории химической связи в соединениях разных типов, основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния, методы описания химических равновесий в растворах электролитов;

- теоретические основы и принципы химических и физико-химических методов анализа;

- начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики; методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах; термодинамику растворов электролитов и электрохимических систем;

- уравнения формальной кинетики и кинетики сложных, цепных, гетерогенных и фотохимических реакций; основные теории гомогенного, гетерогенного и ферментативного катализа;

уметь:

- выполнять основные химические операции, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ;
- использовать основные химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения неорганической химии для профессиональных задач;
- прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях;
- определять направленность процесса в заданных начальных условиях; устанавливать границы областей устойчивости фаз в однокомпонентных и бинарных системах;
- определять составы сосуществующих фаз в бинарных гетерогенных системах; составлять кинетические уравнения в дифференциальной и интегральной формах для кинетически простых реакций и прогнозировать влияние температуры на скорость процесса;

владеть:

- методами проведения химического анализа и метрологической оценки его результатов;
- навыками вычисления тепловых эффектов химических реакций при заданной температуре в условиях постоянства давления или объема; констант равновесия химических реакций при заданной температуре; давления насыщенного пара над индивидуальным веществом, состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах; методами определения констант скорости реакций различных порядков по результатам кинетического эксперимента.

4. Объем дисциплины и виды учебной

Таблица 1

Вид учебной работы		Всего часов		Семестры	
				ОФО	ЗФО
		ОФО	ЗФО	3	4
Контактная работа (всего)		34	8	34	8
В том числе:					
Лекции		17	4	17	4
Практические занятия					
Семинары					
Лабораторные работы		17	4	17	4
Самостоятельная работа (всего)		74	100	74	100
В том числе:					
Контрольная работа			26		26
Расчетно-графические работы					
Реферат		4	4	4	4
Проработка тем для самостоятельного изучения		18	18	18	48
Подготовка к лабораторным работам		16	16	16	16
Подготовка к практическим занятиям					
Подготовка к зачету		36	36	36	36
Подготовка к экзамену					
Вид отчетности		зачет	зачет	зачет	зачет
Общая трудоемкость дисциплины	Всего в часах	108	108	108	108
	Всего в зач. ед.	3	3	3	3

5. Содержание дисциплины

5.1. Разделы дисциплины и виды занятий

Таблица 2

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекции		Практич. занятия		Лаборат. занятия		Всего часов	
		ОФО	ЗФО	ОФО	ЗФО	ОФО	ЗФО	ОФО	ЗФО
1	Химическая термодинамика	2				4	2	6	2
2	Химическая термодинамика	1	2					1	2
3	Химическое равновесие	2						2	
4	Фазовые равновесия	2				4		6	
5	Растворы	2	2			4	2	6	4
6	Электрохимия	2						6	
7	Электрохимия	2						6	
8	Химическая кинетика	2				4		6	
	Всего	17	4			17	4	34	8

5.2. Лекционные занятия

Таблица 3

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела
1	Химическая термодинамика	Введение. Предмет, проблемы и методы физической химии. Основы химической термодинамики. Внутренняя энергия, теплота и работа. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса и термодинамическое обоснование. Калориметрические методы измерения теплового эффекта.
2	Химическая термодинамика	Теплоты образования и сгорания соединения в стандартных условиях; их применение для вычисления тепловых эффектов химических реакций. Теплоемкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Вывод уравнения Кирхгоффа. Его анализ и интегрирование.
3	Химическое равновесие	Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа равновесия и разные способы выражения состава реакционной смеси. Влияние давления и температуры на химическое равновесие. Принцип смещения равновесия. Вычисление состава равновесных смесей и максимального выхода продуктов реакции.

4	Фазовое равновесие	Фазовое равновесие и термодинамическое учение о растворах. Фазовое равновесие в гетерогенных системах. Основные понятия. Правило фаз Гиббса. Связь между равновесным давлением, температурой, изменением объема и теплотой фазового перехода. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса, его анализ. Диаграмма состояния однокомпонентной системы.
5	Растворы	Термодинамические и молекулярно-кинетические условия образования растворов. Теории растворов. Термодинамические свойства растворов. Идеальные растворы. Закон Рауля. Температура кипения и замерзания идеального раствора. Осмотическое давление.
6	Электрохимия	Химическое равновесие в растворах электролитов электрохимия. Сильные и слабые электролиты. Степень константа электролитической диссоциации. Скорость движения ионов. Числа переноса. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
7	Электрохимия	Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Классификация электродов. Электроды 1 и 2 родов, окислительно-восстановительные, газовые и амальгамные электроды. Индикаторные электроды. Электроды сравнения. Гальванический элемент и его ЭДС.
8	Химическая кинетика	Основные понятия формальной кинетики. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Закон действующих масс. Зависимость скорости реакции и константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.

5.3. Лабораторный практикум

Таблица 4

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ
1	Химическая термодинамика	Определение теплоты растворения соли
2	Химическая термодинамика	Определение теплоты испарения жидкости
3	Растворы	Определение молекулярной массы растворенного вещества криоскопическим методом
4	Электрохимия	Измерение электрической проводимости растворов слабых электролитов
5	Химическая кинетика	Изучение кинетики каталитического разложения пероксида водорода

5.4. Практические занятия (не предусмотрены)

6. Самостоятельная работа студентов (СРС) по дисциплине

6.1. Темы для самостоятельного изучения

Таблица 6

№ п/п	Темы для самостоятельного изучения
1	Связь теплоемкости с различными термодинамическими функциями
2	Химический потенциал идеального и реального газов. Фугитивность
3	Активность и коэффициент активности
4	Диаграмма кристаллизации для систем с конгруэнтно плавящимися химическими соединениями
5	Диаграмма кристаллизации для систем с инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями
6	Диаграмма кристаллизации для систем с ограниченной растворимостью компонентов
7	Равновесия жидкость-пара. Законы Коновалова
8	Азеотропные смеси и методы их разделения
10	Химические цепи. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Диффузный потенциал.
11	Потенциометрическое определение среднего коэффициента активности электролита.
12	Способы определения порядка реакции и константы скорости реакции для элементарных реакций.
13	Определение энергии активации.
14	Сложные реакции: сопряженные, параллельные, последовательные, автокаталитические.
15	Квантово-химический подход к оценке реакционной способности молекул.
16	Химическая кинетика. Теория активных столкновений.
17	Химическая кинетика. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Правило сохранения орбитальной симметрии Вудворда-Хоффмана.
ВСЕГО	

6.2. Темы рефератов

1. Основной смысл и значение второго закона термодинамики. Возможность и направление самопроизвольного протекания процессов.
2. Влияние изменения внешних условий на равновесия.
3. Расчеты химических равновесий. Изобарный потенциал образования химических соединений.
4. Зависимость константы равновесия от температуры.
5. Растворы. Активность и коэффициент активности.
6. Дистилляция двойных смесей.
7. Ректификация.
8. Давление насыщенного пара в системах с ограниченной взаимной растворимостью компонентов.
9. Растворы газов в жидкостях.
10. Кинетическая классификация химических реакций.
11. Порядок реакции. Реакции первого порядка.
12. Порядок реакции. Реакции второго порядка.
13. Влияние температуры на скорость химических реакций. Энергия активации.

14. Теория активированного комплекса. Уравнение Аррениуса.
15. Катализ. Катализ в промышленности.

6.4. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

Методические указания к выполнению лабораторных работ. – *Имеются на кафедре и в библиотеке*

7. Фонды оценочных средств

7.1. Вопросы к первой рубежной аттестации

1. Химическая термодинамика. Внутренняя энергия, теплота и работа. Первое начало термодинамики.
2. Энтальпия. Закон Гесса и термохимические расчеты.
3. Калориметрические методы измерения теплового эффекта.
4. Теплоты образования и сгорания соединений в стандартных условиях, их применение для вычисления тепловых эффектов химических реакций.
5. Теплоемкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
6. Равновесные, неравновесные процессы. Второе начало термодинамики. Энтропия и термодинамическая вероятность состояния системы.
7. Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца).
8. Характеристические функции. Максимальная работа и возможность химической реакции.
9. Химический потенциал. Применение термодинамических потенциалов в качестве критериев направления самопроизвольных процессов и равновесия в изотермических условиях.
10. Химическое равновесие. Закон действующих масс.
11. Уравнение изотермы, изобары и изохоры химической реакции.
12. Константа равновесия. Направление химической реакции.
13. Влияние давления и температуры на химическое равновесие. Принцип смещения равновесия Ле Шателье-Брауна.
14. Константа равновесия и способы выражения состава реакционной смеси.
15. Гетерогенное химическое равновесие. Фазовое равновесие и термодинамическое учение о растворах.
16. Фазовое равновесие в гетерогенных системах. Понятия фаз, компонент, число степеней свободы.. Правило фаз Гиббса.
17. Связь между равновесным давлением, температурой, изменением объема и теплотой фазового перехода. Уравнение Клайперона-Клаузиуса.
18. Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Диаграмма состояние воды.
19. Термодинамические свойства растворов. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Идеальные растворы. Закон Рауля.
20. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля, их причины.
21. Температура кипения растворов. Криоскопия
22. Температура замерзания растворов. Эбуллиоскопия.
23. Осмотическое давление растворов. Уравнение Вант-Гоффа.

7.2. Вопросы ко второй рубежной аттестации

1. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Физико-химический анализ. Термический анализ. Кривые охлаждения.
1. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем (изоморфных, неизомерфных, образующих химические соединения при кристаллизации).
2. Правило рычага, нода, составы равновесных фаз, массы равновесных фаз.

3. Особенности равновесий в трехкомпонентных системах. Графическое выражение состава с помощью треугольной диаграммы растворимости.
4. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Экстракция.
5. Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Скорость движения ионов. Числа переноса.
6. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры.
7. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
8. Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя.
9. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста.
10. Классификация электродов. Индикаторные электроды.
11. Электроды сравнения.
12. Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента.
13. Химические и концентрационные гальванические элементы.
14. Химическая кинетика и катализ. Основные понятия формальной кинетики.
15. Зависимость скорости реакции и константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
16. Энергия активации. Причины каталитического действия.
17. Скорость химических реакций, ее зависимость от различных факторов.
18. Катализ. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.
19. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.

7.3. Вопросы к зачету

1. Химическая термодинамика. Внутренняя энергия, теплота и работа. Первое начало термодинамики.
2. Энтальпия. Закон Гесса и термохимические расчеты.
3. Калориметрические методы измерения теплового эффекта.
4. Теплоты образования и сгорания соединений в стандартных условиях, их применение для вычисления тепловых эффектов химических реакций.
5. Теплоемкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
6. Равновесные, неравновесные процессы. Второе начало термодинамики. Энтропия и термодинамическая вероятность состояния системы.
7. Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца).
8. Характеристические функции. Максимальная работа и возможность химической реакции.
9. Химический потенциал. Применение термодинамических потенциалов в качестве критериев направления самопроизвольных процессов и равновесия в изотермических условиях.
10. Химическое равновесие. Закон действующих масс.
11. Уравнение изотермы, изобары и изохоры химической реакции.
12. Константа равновесия. Направление химической реакции.
13. Влияние давления и температуры на химическое равновесие. Принцип смещения равновесия Ле Шателье-Брауна.
14. Константа равновесия и способы выражения состава реакционной смеси.
15. Гетерогенное химическое равновесие. Фазовое равновесие и термодинамическое учение о растворах.
16. Фазовое равновесие в гетерогенных системах. Понятия фаз, компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса.
17. Связь между равновесным давлением, температурой, изменением объема и теплотой фазового перехода. Уравнение Клайперона-Клаузиуса.

18. Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Диаграмма состояние воды.
19. Термодинамические свойства растворов. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Идеальные растворы. Закон Рауля.
20. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля, их причины.
21. Температура кипения растворов. Эбуллиоскопия.
22. Температура замерзания растворов. Криоскопия.
23. Осмотическое давление растворов. Уравнение Вант-Гоффа. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Физико-химический анализ. Термический анализ. Кривые охлаждения.
20. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем (изоморфных, неизоформных, образующих химические соединения при кристаллизации).
21. Правило рычага, нода, составы равновесных фаз, массы равновесных фаз.
22. Особенности равновесий в трехкомпонентных системах. Графическое выражение состава с помощью треугольной диаграммы растворимости.
23. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Экстракция.
24. Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Скорость движения ионов. Числа переноса.
25. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры.
26. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
27. Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя.
28. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста.
29. Классификация электродов. Индикаторные электроды.
30. Электроды сравнения.
31. Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента.
32. Химические и концентрационные гальванические элементы.
33. Химическая кинетика и катализ. Основные понятия формальной кинетики.
34. Зависимость скорости реакции и константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
35. Энергия активации. Причины каталитического действия.
36. Скорость химических реакций, ее зависимость от различных факторов.
37. Ферменты.
38. Работа расширения идеальных газов в различных процессах
39. Связь теплоемкости с различными термодинамическими функциями
40. Теплоемкость газов и твердых тел
41. Химический потенциал идеального и реального газов. Фугитивность.
42. Активность и коэффициент активности.
43. Диаграмма кристаллизации для систем с конгруэнтно плавящимися химическими соединениями.
44. Диаграмма кристаллизации для систем с инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями.
45. Диаграмма кристаллизации для систем с ограниченной растворимостью компонентов.
47. Равновесия жидкость-пара. Законы Коновалова .
48. Катализ. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.

7.4. Примерный билет на экзамен

БИЛЕТ № _____

Дисциплина _____ Физическая химия _____

Институт нефти и газа _____ специальность _____ НГ _____ семестр ___ 3 (4)

1. Теплосмкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
2. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Экстракция.
3. Энергия активации. Причины каталитического действия.

Утверждаю:

« _____ » _____ 20 ____ г. Зав. кафедрой _____

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) основная литература

1. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия.-М.: Высшая школа, 2003.- 527с.- *Имеется в библиотеке*
2. Зимон А.Д., Лещенко Н.Ф.. Физическая химия.-М.: Химия, 2000.-315с. - *Имеется в библиотеке*
3. Гельфман М.И. Практикум по физической химии. С-П.: Лань, 2004.-254с.— *Имеется в библиотеке*

в) дополнительная литература

4. Киреев В.А. Курс физической химии.М.: Химия, 1985.-640с.- *Имеется в библиотеке*
5. Хмельницкий Р.А. Физическая и коллоидная химия. М.:Химия, 1988.- 399с. -*Имеется в библиотеке*
6. Курс физической химии. Под ред. Я.Н. Герасимова. М.: Химия, т.1,2, 1973.- *Имеется в библиотеке*
7. Кисилева Е.В., Каретников Г.С., Кудряшов И.В. Сборник примеров и задач по физической химии.-М.: Высшая школа, 1970. - *Имеется в библиотеке*
8. Краткий справочник физико-химических величин. Под ред. Мищенко К.П., Равдель А.А.-Л.: Химия, 1974.- *Имеется в библиотеке*

в) программное и коммуникационное обеспечение дисциплины

1. Электронный конспект лекций
2. Наборы презентаций для лекционных занятий.

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

В учебном процессе для освоения дисциплины используются следующие технические средства:

- химическая лаборатория, химические реактивы;
- компьютерное и мультимедийное оборудование (на лекциях для самоконтроля знаний студентов, для обеспечения студентов методическими рекомендациями в электронной форме.;
- приборы и оборудование учебного назначения (при выполнении лабораторных работ).

Разработчик

Доцент кафедры

«Химическая технология нефти и газа», к.х.н.



/Ж.Т. Хадисова/

СОГЛАСОВАНО:

Зав. кафедрой

«Химическая технология нефти и газа»



/Л.Ш. Махмудова /

Зав. выпускающей кафедрой

«Прикладная геология»



/А. А. Шаипов /

Директор ДУМР



/М.А. Магомаева /