

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Минцаев Магомед Шавалович

Должность: Ректор

Дата подписания: 09.09.2019

Уникальный программный ключ:

236bcc35c296f119d6aafdc22836b21db52dbc07971a86865a5825f9fa4304cc

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



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

дисциплины

«Физическая химия»

Направления подготовки

18.03.01 Химическая технология

Профиль

**«Химическая технология природных энергоносителей
и углеродных материалов»**

Квалификация

Бакалавр

1. Цели и задачи дисциплины

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: коллоидная химия, поверхностные явления в НДС, моделирование химико-технологических процессов, процессы и аппараты химической технологии, общая химическая технология, теория химико-технологических процессов органического синтеза.

3. Требования к уровню освоения содержания дисциплины

Процесс изучения дисциплины «Физическая химия» направлен на формирование следующих компетенций:

Общепрофессиональные компетенции (ОПК):

- способностью и готовностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, (ОПК-1);
- использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире (ОПК-3);

Профессиональные компетенция (ПК):

- способностью планировать и проводить физические и химические эксперименты, проводить обработку их результатов и оценивать погрешности, выдвигать гипотезы и устанавливать границы их применения, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ПК-16);

- использовать знания основных физических теорий для решения возникающих физических задач, самостоятельного приобретения физических знаний, для понимания принципов работы приборов и устройств, в том числе выходящих за пределы компетентности конкретного направления (ПК-18).

- готовностью использовать знания основных физических теорий для решения возникающих физических задач, самостоятельного приобретения физических знаний для понимания принципов работы приборов и устройств, в том числе для выходящих за пределы компетентности конкретного направления (ПК-19).

В результате освоения дисциплины студент должен

знать:

– 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 работы

Таблица 1

Вид учебной работы	Всего часов		Семестры				
			ОФО		ОЗФО		
	ОФО	ОЗФО	3	4	4	5	
Аудиторные занятия (всего)	114	82	34	80	48	34	
В том числе:							
Лекции	33	33	17	16	16	17	
Практические занятия (ПЗ)	32	16	0	32	16	0	
Семинары (С)							
Лабораторные работы (ЛР)	49	33	17	32	16	17	
Самостоятельная работа (всего)	138	278	72	66	138	140	
В том числе:							
Контрольная работа							
Расчетно-графические работы	36	36		36		36	
Реферат							
Проработка тем для самостоятельного изучения	36	36	18	18	18	18	
Подготовка к лабораторным работам	36	36	18	18	18	18	
Подготовка к практическим занятиям	31	31	15	16	15	16	
Подготовка к зачету	36	36	18	18	18	18	
Подготовка к экзамену	36	36	18	18	18	18	
Вид отчетности	Зачет, экзамен	Зачет, экзамен	зач.	экз.	зач	экз	
Общая трудоемкость дисциплины	в часах	252	360	106	146	186	174
	в зач. единицах	7	10	3	4	5	5

5. Содержание дисциплины Разделы дисциплины и виды занятий

Таблица 2

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекции		Практические занятия		Лабораторные занятия		Всего часов	
		ОФО	ОЗФО	ОФО	ОЗФО	ОФО	ОЗФО	ОФО	ОЗФО
1	Химическая термодинамика	2	2			2	1	4	3
2	Химическая термодинамика	2	2	4	4	8	4	14	10
3	Химическая термодинамика	2	2	4		8	4	14	6
4	Химическая термодинамика	2	2	4	4			6	6
5	Химическое равновесие	2	2	4				6	2

6	Химическое равновесие	2	2	4	2			6	4
7	Фазовые равновесия	2	2	4		8	4	14	6
8	Фазовые равновесия	2	2	4	4			6	6
9	Растворы	1	1	6	3	8	4	15	8
	Всего (3 или 4 семестр)	17	16	17	16	0	16	34	48
10	Фазовое равновесие	2	2					2	2
11	Фазовое равновесие	2	2	4		8	4	14	6
12	Растворы	2	2			4		6	2
13	Электрохимия	2	2	6			4	8	6
14	Электрохимия	2	2			8		10	2
15	Электрохимия	2	2	4			4	10	2
16	Коррозия металлов	2	2			6		8	2
17	Химическая кинетика	2	2				6	2	8
18	Химическая кинетика	2	2	4		8		6	10
	Всего (4 или 5 семестр)	16	17	32	17	32	0	80	34
	Всего (3 и 4 семестры)	33	33	32	16	49	33	114	82

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. Закон сохранения и превращения энергии. 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 Кирхгофа. Его анализ и интегрирование.

3	Химическая термодинамика	Равновесные, неравновесные, обратимые и необратимые процессы. Второе начало термодинамики. Энтропия и термодинамическая вероятность состояния системы. Энтропии и необратимые процессы. Применение второго начала термодинамики к изолированным системам. Вычисление изменения энтропии различных процессов.
4	Химическая термодинамика	Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца). Характеристические функции. Изменение термодинамических потенциалов в изотермических условиях. Максимальная работа и возможность химической реакции. Химический потенциал. Применение термодинамических потенциалов в качестве критериев направления самопроизвольных процессов и равновесии в изотермических условиях.
5	Химическое равновесие	Химическое равновесие. Кинетическая и термодинамическая трактовка химического равновесия. Закон действующих масс. Уравнение изотермы, изобары и изохоры химической реакции
6	Химическое равновесие	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.
7	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.
8	Фазовое равновесие	Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Физико-химический анализ. Термический анализ. Системы с эвтектикой. Системы с конгруэнтно и инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями. Правило рычага.
9	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.
10	Фазовое равновесие	Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах газ-жидкость. Изотермы и изобары перегонки. Равновесие пар-реальный жидкий раствор. Азеотропные смеси. Законы Коновалова. Перегонки с однократным испарением и с ректификацией.
11	Фазовое равновесие	Особенности равновесий в трехкомпонентных системах. Графическое выражение состава с помощью треугольной диаграммы растворимости. Трехкомпонентные системы с тройной эвтектикой.

12	Растворы	Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Влияние температуры на взаимную растворимость. Зависимость давления насыщенного пара от состава в жидких системах с ограниченной растворимостью. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Одноступенчатая и многоступенчатая экстракции
13	Электрохимия	Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия. Сильные и слабые электролиты. Степень и 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.
14	Электрохимия	Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Индикаторные электроды. Электроды сравнения. Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента. Химические и концентрационные гальванические элементы. Применение измерений ЭДС для определения изменений термодинамических при электродных реакциях для определения рН растворов и для аналитических целей.
15	Коррозия металлов	Химические процессы при электролизе. Концентрационная и химическая поляризация. Потенциал разложения. Перенапряжение и ее практическая ценность. Пассивность и коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии.
16	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. Определение энергии активации и предэкспоненциального множителя. Молекулярность и порядок реакции. Способы определения порядка реакции.
17	Химическая кинетика	Современные представления о механизме элементарного акта химической реакции. Теория активных соударений. Энергия активации и стерический фактор в рамках этой реакции. Теория переходного состояния. Активированный комплекс. Гомогенный катализ. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ
3 семестр		
1	Химическая термодинамика	Определение теплоты растворения соли
2	Химическая термодинамика	Определение теплоты испарения жидкости
3	Растворы	Определение молекулярной массы растворенного вещества криоскопическим методом
4	Фазовые равновесия	Термический анализ
5	Растворы	Определение коэффициента распределения третьего компонента в двухслойной жидкой системе
6	Фазовые равновесия	Определение критической температуры растворения
4 семестр		
7	Фазовые равновесия	Построение треугольной диаграммы взаимной растворимости компонентов
8	Электрохимия	Измерение электрической проводимости растворов слабых электролитов
9	Электрохимия	Определение рН при помощи стеклянного электрода
10	Электрохимия	Потенциометрическое титрование
11	Химическая кинетика	Изучение кинетики каталитического разложения пероксида водорода
12	Химическая кинетика	Изучение реакции гидролиза сахарозы

Практические занятия (4 семестр)

Таблица 5

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тематика практических занятий (семинаров)
1	Химическая термодинамика.	Химическая термодинамика. Тепловые эффекты химических реакции при изобарных и изохорных условиях. Решение задач.
2	Химическая термодинамика.	Химическая термодинамика. Теплоемкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры, уравнение Кирхгофа. Решение задач.
3	Химическое равновесие.	Химическое равновесие. Вычисление состава равновесных смесей и максимального выхода продуктов реакции. Решение задач.
4	Фазовое равновесие.	Фазовое равновесие. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса, его анализ. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Решение задач.

5	Растворы.	Растворы. Термодинамические свойства растворов. Идеальные растворы. Закон Рауля. Температура кипения и замерзания идеального раствора. Осмотическое давление. Решение задач.
6	Фазовое равновесие.	Фазовое равновесие. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах (жидкость-кристаллы, жидкость-пар). Решение задач.

6. Самостоятельная работа студентов (СРС) по дисциплине

6.1. Темы для самостоятельного изучения

Таблица 6

№ п/п	Темы для самостоятельного изучения	Кол-во часов
1	Связь теплоемкости с различными термодинамическими функциями	2
2	Химический потенциал идеального и реального газов. Фугитивность	2
3	Активность и коэффициент активности	2
4	Диаграмма кристаллизации для систем с конгруэнтно плавящимися химическими соединениями	2
5	Диаграмма кристаллизации для систем с инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями	2
6	Диаграмма кристаллизации для систем с ограниченной растворимостью компонентов	4
7	Равновесия жидкость-пара. Законы Коновалова	2
8	Азеотропные смеси и методы их разделения	2
Всего (3 семестр)		18
10	Химические цепи. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Диффузный потенциал.	2
11	Потенциометрическое определение среднего коэффициента активности электролита.	2
12	Способы определения порядка реакции и константы скорости реакции для элементарных реакций.	2
13	Определение энергии активации.	2
14	Сложные реакции: сопряженные, параллельные, последовательные, автокаталитические.	2
15	Квантово-химический подход к оценке реакционной способности молекул.	4
16	Химическая кинетика. Теория активных столкновений.	2
17	Химическая кинетика. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Правило сохранения орбитальной симметрии Вудворда-Хоффмана.	2
Всего (4 семестр)		18
ВСЕГО		36

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.

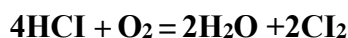
Расчетно-графическая работа

по курсу «Физическая химия» для студентов гр. НТ, НТ

Задача 1.

Вычислить тепловой эффект реакции при 298 К : 1) при $P = \text{const}$; 2) при $V = \text{const}$.

Тепловой эффект образования веществ при стандартных условиях найти по справочнику.



Задача 2.

Построить диаграмму фазового состояния (диаграмму плавкости системы А – В) на основании данных о температуре начала кристаллизации двухкомпонентной системы.

Ответить на следующие вопросы:

- 1) обозначить точками I – жидкий плав, содержащий а % вещества А при температуре T_1 ; II – плав, содержащий а % вещества А, находящийся в равновесии с кристаллами химического соединения; III – систему, состоящую из твердого вещества А в равновесии с расплавом, содержащим б % вещества А ; IV – равновесие фаз одинакового состава ; V – равновесие трех фаз ;
- 2) определить составы химических соединений;
- 3) определить качественные и количественные составы эвтектик;
- 4) вычертить все типы кривых охлаждения, возможные в данной системе; указать, каким составам на диаграмме эти кривые соответствуют;
- 5) в каком физическом состоянии находятся системы, содержащие в, г, Д % вещества А при температуре T_1 . Что произойдет с этими системами, если их охладить до температуры T_2 ?
- 6) определить число фаз и число термодинамических степеней свободы системы при эвтектической температуре и содержании А : а) 95 мол.%; б) 5 % мол.
- 7) при какой температуре начнет отвердевать плав, содержащий в % вещества А ? При какой температуре он отвердеет полностью ? Каков состав первых выпавших кристаллов ;
- 8) при какой температуре начнет плавиться сплав, содержащий г % вещества А ? При какой температуре он расплавится полностью ? Каков состав первых капель плава ?
- 9) какой компонент и в каком количестве выкристаллизуется, если 3 кг плава, содержащего а % вещества А, охладить от T_1 до T_2 ?

Данные о температурах начала кристаллизации системы приведены в таблице.

Система	Состав ,мол.%	Т начала кр.,К	Состав ,мол.%	Т начала кр.,К
А- KCl	0	769	45	693
	10	748	50	703
В- PbCl ₂	20	713	55	733
	25	701	65	811
	30	710	75	893
	33,5	713	90	1003
	40	707	100	1048

$T_1 = 753 \text{ K}$, $T_2 = 703 \text{ K}$, $a = 30$, $b = 75$, $v = 5$, $\gamma = 25$, $d = 75$.

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

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

7. Фонды оценочных средств

Вопросы к первой аттестации (3 семестр)

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.

Вопросы ко второй аттестации (3 семестр)

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.

Вопросы к зачету (3 семестр)

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 состояния 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.

Вопросы к первой аттестации (4 семестр)

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

4. Особенности равновесий в трехкомпонентных системах. Графическое выражение состава с помощью треугольной диаграммы растворимости.
5. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Экстракция.
6. Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Скорость движения ионов. Числа переноса.
7. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры.
8. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
9. Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя.
10. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста.

7.5 Вопросы ко второй аттестации (4 семестр)

11. Классификация электродов. Индикаторные электроды.
12. Электроды сравнения.
13. Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента.
14. Химические и концентрационные гальванические элементы.
15. Химическая кинетика и катализ. Основные понятия формальной кинетики.
16. Зависимость скорости реакции и константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
17. Энергия активации. Причины каталитического действия.
18. Скорость химических реакций, ее зависимость от различных факторов.
19. Катализ. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.
20. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.
21. .

7.6. Вопросы к экзамену (4 семестр)

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.
22. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем (изоморфных, неизоморфных, образующих химические соединения при кристаллизации).
23. Правило рычага, нода, составы равновесных фаз, массы равновесных фаз.
24. Особенности равновесий в трехкомпонентных системах. Графическое выражение состава с помощью треугольной диаграммы растворимости.
25. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Экстракция.
26. Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Скорость движения ионов. Числа переноса.
27. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры.
28. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
29. Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя.
30. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста.
31. Классификация электродов. Индикаторные электроды.
32. Электроды сравнения.
33. Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента.
34. Химические и концентрационные гальванические элементы.
35. Химическая кинетика и катализ. Основные понятия формальной кинетики.
36. Зависимость скорости реакции и константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
37. Энергия активации. Причины каталитического действия.
38. Скорость химических реакций, ее зависимость от различных факторов.
39. Ферменты.
40. Работа расширения идеальных газов в различных процессах
41. Связь теплоемкости с различными термодинамическими функциями
42. Теплоемкость газов и твердых тел
43. Химический потенциал идеального и реального газов. Фугитивность.
44. Активность и коэффициент активности.
45. Диаграмма кристаллизации для систем с конгруэнтно плавящимися химическими соединениями.
46. Диаграмма кристаллизации для систем с инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями.

47. Диаграмма кристаллизации для систем с ограниченной растворимостью компонентов.
47. Равновесия жидкость-пара. Законы Коновалова .
48. Азеотропные смеси.
49. Катализ. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.

Примерный билет на экзамен

БИЛЕТ № _____

Дисциплина _____ Физическая химия _____

Факультет _____ НТФ _____ специальность _____ НТС _____ семестр _____ 5

1. Теплоемкость, 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:

Разработчик:

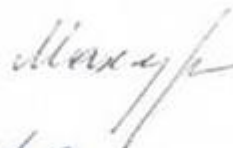
Доцент кафедры
«Химическая технология нефти и газа»



/ Ж.Т.Хадисова /

СОГЛАСОВАНО:

Зав. кафедрой
«Химическая технология нефти и газа»



/ Л.Ш.Махмудова /

Директор ДУМР



/ М.А. Магомаева /