

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
 ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
 ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
**«БЕЛГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
 ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ им. В.Г.ШУХОВА»**
 (БГТУ им. В.Г. Шухова)

«СОГЛАСОВАНО»
 Директор ИЗО

 М.Н. Нестеров
 « 15 » _____ 2016 г.

УТВЕРЖДАЮ
 Директор института ХТИ

 В.И. Павленко
 « _____ » _____ 2016 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
дисциплины (модуля)

Физическая химия

направление подготовки бакалавриата:

18.03.01 – Химическая технология

Квалификация (степень)
бакалавр

Форма обучения
Заочная

Институт: химико-технологический

Кафедра теоретической и прикладной химии

Белгород – 2016

Рабочая программа составлена на основании требований:

▪ Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по направлению подготовки 18.03.01 – Химическая технология, утвержденного Министерством образования и науки РФ от 11.08.2016г, № 1005

- плана учебного процесса БГТУ им. В.Г. Шухова, введенного в действие в 2016 году.

Составители: д.т.н., проф.  (В.И. Павленко)

доц.  (В.Д. Мухачева)

Рабочая программа согласована с выпускающей кафедрой:
технологии стекла и керамики

Заведующий кафедрой д.т.н., проф.  (Е.И. Евтушенко)

« 12 » сентября 2016 г.

Рабочая программа согласована с выпускающей кафедрой:
технологии цемента и композиционных материалов

Заведующий кафедрой д.т.н., проф.  (И.Н. Борисов)

« 12 » сентября 2016 г.

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры

« 13 » сентября 2016 г., протокол № 2
Заведующий кафедрой:  (Павленко В.И.)

Рабочая программа одобрена методической комиссией института

« 15 » 09 2016 г., протокол № 1

Председатель к.т.н.  (Л.А. Порожнюк)

ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:

Формируемые компетенции			Требования к результатам обучения
№	Код компетенции	Компетенция	
Общепрофессиональные			
2	ОПК-3	<p>Готовность 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.</p>	<p>В результате освоения дисциплины обучающийся должен</p> <p>Знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> – основные законы физической химии, включая термодинамический и кинетический аспекты рассмотрения явлений в объеме одно- и многокомпонентных фаз и на межфазных границах различной природы, а также способы их применения при решении теоретических и прикладных задач. – представлять определяющую роль физической химии в развитии смежных областей химической науки <p>Уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> - проводить расчеты физико-химических величин химических реакций; – использовать основные термодинамические и кинетические методы анализа гомогенных и гетерогенных химических и электрохимических процессов; – прогнозировать потенциальную возможность реализации той или иной химической или электрохимической реакции в данных условиях. – применять различные методики установления кинетических закономерностей протекания физико-химических процессов. <p>Владеть:</p> <ul style="list-style-type: none"> – общими идеями и принципами химической и электрохимической термодинамики и кинетики применительно к решению различных проблем в смежных областях химии и химической технологии; - методами обработки результатов, приемами поиска необходимых данных с использованием библиотечных фондов и Интернет-ресурсов.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Содержание дисциплины основывается и является логическим продолжением следующих дисциплин:

№	Наименование дисциплины
1	Общая и неорганическая химия
2	Органическая химия
3	Аналитическая химия и физико-химические методы анализа

Содержание дисциплины служит основой для изучения следующих дисциплин:

№	Наименование дисциплины
1	Коллоидная химия
2	Общая химическая технология

3. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 9 зач. единиц, 324 часа.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр № 3	Семестр № 4
Общая трудоемкость дисциплины, час	324	144	180
Контактная работа (аудиторные занятия), в т.ч.:	30	14	16
Лекции	14	6	8
лабораторные	16	8	8
практические			
Самостоятельная работа студентов, в том числе:	294	130	164
Курсовой проект			
Курсовая работа			
Расчетно-графическое задания			
Индивидуальное домашнее задание	9		9
<i>Другие виды самостоятельной работы</i>	249	130	119
Форма промежуточная аттестация (зачет)		д.зачет	
Форма промежуточная аттестация (экзамен)	36		36

4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1. Содержание лекционных занятий

Наименование тем, их содержание и объем

Курс 2 Семестр 3

№ п/п	Наименование раздела (краткое содержание)	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, час.			
		Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа
1	2	3	4	5	6
1. Первое начало термодинамики. Термохимия					
	Содержание, задачи, методы исследования физической химии. Основные определения. Первое начало термодинамики Эквивалентность теплоты и работы. Закон сохранения и превращения энергии.	1		2	30

	<p>Функции состояния и процесса. Работа, внутренняя энергия, энтальпия. Математическое выражение первого начала термодинамики.</p> <p>Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него. Теплоты образования, сгорания, растворения, нейтрализации, Теплоемкость. Закон Кирхгоффа. Расчеты тепловых эффектов химических реакций.</p>				
2. Второе и третье начала термодинамики. Энтропия. Постулат Планка					
	<p>Сущность и математическое выражение второго начала. Энтропия. Методы расчета энтропии для разных процессов.</p> <p>Термодинамические потенциалы.</p> <p>Термодинамические потенциалы как критерии направленности процессов. Характеристические функции. Способы расчета. Третье начало термодинамики. Химический потенциал идеальных и реальных газов. Химический потенциал и общее условие равновесия системы</p>	1			28
3. Химическое равновесие					
	<p>Условия химического равновесия. Закон действия масс. Константа химического равновесия. Уравнение изотермы и направление химической реакции. Гетерогенные химические равновесия. Химическое сродство. Стандартная энергия Гиббса.</p> <p>Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры на константу равновесия. Уравнение изобары и изохоры. Влияние давления, уравнение Планка. Примеры расчета констант равновесия и составов равновесных смесей.</p>	1		2	24
4. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.					
	<p>Условия фазовых равновесий. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Диаграмма состояния воды. Изоморфизм. Энантиотропные и монокотропные превращения. Диаграммы состояния H_2O, SiO_2.</p>	1		2	12
5. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах.					
	<p>Системы с простой эвтектикой. Правило рычага. Системы с конгруэнтно и инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями. Анализ диаграмм.</p>	1		2	18
6. Общая характеристика растворов. Коллигативные свойства растворов					
	<p>Термодинамика бинарных растворов. Парциальные мольные величины. Давление насыщенного пара компонентов над раствором. Уравнения Гиббса-Дюгема, Рауля, Генри. Активность и коэффициент активности.</p> <p>Растворы жидкостей в жидкости. Закономерности давления паров летучих смесей. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Ограниченно взаимно растворимые жидкости.</p> <p>Растворы газов и твердых веществ в жидкости.</p>	1			18

	Изменение температуры кипения и температуры замерзания растворов. Растворимость веществ в жидкости. Уравнение Шредера. Твердые растворы с неограниченно растворимыми компонентами в твердой фазе. Системы, ограниченно растворимые в твердом виде.				
	Итого	6		8	130

Курс 2 Семестр 4

№ п/п	Наименование раздела (краткое содержание)	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, час.			
		Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа
1. Основы формальной кинетики					
	Понятие о скорости химической реакции. Элементарные реакции. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости, порядок, молекулярность реакции. Кинетика необратимых реакций нулевого, первого, второго, третьего n-го порядков.	1		2	18
2. Кинетические особенности сложных реакций.					
	Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряжённые. Понятие о лимитирующей стадии реакции. Стационарное и квазистационарное течение реакции. Специфика и основные стадии гетерогенных процессов. Диффузия. Стационарный и нестационарный режимы гетерогенных процессов. Влияние температуры и перемешивания на скорость гетерогенного процесса. Топохимические реакции. Кинетика растворения и кристаллизации.	1		2	14
3. Представления о механизме химической кинетики. Кинетические теории.					
	Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнения Вант-Гоффа и Аррениуса. Энергия активации, методы определения энергии активации и предэкспоненциального множителя. Теория активных соударений, истолкование энергии активации и стерического фактора. Теория переходного состояния. Активированный комплекс. Энтропия активации и её связь со стерическим фактором. Основное уравнение в теории активированного комплекса.	1			16
4. Каталитические реакции и катализаторы					
	Понятие о катализе и катализаторах. Влияние катализаторов на кинетические параметры химических реакций. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Автокатализ. Металлокомплексный и	1			24

	ферментативный катализ. Гетерогенный катализ. Стадии гетерогенного катализа. Теория активных центров, мультиплетная теория.				
5. Электрохимия. Свойства растворов электролитов					
	Сильные и слабые электролиты: константа и степень диссоциации, зависимость от концентрации, температуры, природы растворителя. Электростатическая теория сильных электролитов Дебая- Хюккеля. Особенности термодинамических свойств, коэффициенты активности, расчёты активности и коэффициента активности. Неравновесные явления в растворах электролитов. Электропроводность электролитов: удельная, эквивалентная, молярная. Подвижность ионов, числа переноса. Закон разбавления Оствальда. Электрофоретический и релаксационный эффекты торможения в электролитах. Уравнения Кольрауша, Онзагера.	1		2	22
6. Электродные процессы.					
	Уравнение Нернста. Электроды первого, второго, третьего рода, окислительно-восстановительные, мембранные электроды. Стандартный потенциал. Гальванические элементы. Общие понятия, термодинамика гальванических систем. Основные типы гальванических цепей. Аккумуляторы	1		2	12
7. Кинетика электрохимических реакций					
	Кинетика электрохимических процессов. Поляризация и перенапряжение. Понятие электрохимической коррозии, защита от коррозии оборудования химических производств.	1			13
	Итого	8		8	119

4.2. Содержание практических (семинарских) занятий (нет)

4.3. Содержание лабораторных занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тема лабораторного занятия	К-во часов	К-во часов СРС
Семестр № 3				
1	Первое начало термодинамики. Термохимия	Техника безопасности и правила работы в лаборатории. 1. Определение средней теплоемкости строительных материалов методом смешения. 2. Определение удельной энтальпии растворения твердого вещества в жидкости. 3. Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием в воде. 4. Определение удельной энтальпии гидратации вяжущего.	2	8
3	Химическое равновесие	1. Определение термодинамических характеристик реакции между салициловой кислотой	2	8

		и хлорным железом. 2.Определение термодинамических характеристик реакции диссоциации двухцветного индикатора метилового оранжевого 3.Изучение равновесия гомогенной реакции в растворе.		
4	Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.	1.Изучение зависимости давления насыщенных паров индивидуальных жидкостей от температуры	2	6
5	Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах.	1.Построение диаграммы состояния двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью. 2. Построение диаграммы плавкости бинарной смеси веществ	2	6
6.	Общая характеристика растворов. Коллигативные свойства растворов	1.Изучение зависимости растворимости малорастворимых веществ от температуры 2. Определение растворимости буры в воде, энтальпии растворения и температуры плавления буры.		6
ИТОГО:			8	34
Семестр № 4				
1	Основы формальной кинетики	1. Изучение кинетики омыления этилацетата потенциометрическим методом. 2. Определение константы скорости и энергии активации реакции второго порядка.	2	8
2	Кинетические особенности сложных реакций.	1 Кинетика растворения гипса в воде. 2. Кинетика растворения оксидов и карбонатов в минеральных кислотах. 3. Изучение кинетики взаимодействия фенолфталеина и щёлочи	2	8
3	Представления о механизме химической кинетики. Кинетические теории.	1. Изучение скорости иодирования ацетона		4
4	Электрохимия. Свойства растворов электролитов	1.Изучение зависимости удельной электропроводности от концентрации электролита. 2. Изучение зависимости эквивалентной электропроводности от концентрации электролита. 3.Определение константы и степени диссоциации слабого электролита 4.Кондуктометрическое титрование.	2	4

5	Электродные процессы.	1. Определение ЭДС элемента Якоби-Даниэля 2. Определение потенциалов отдельных электродов. 4. Определение ПР малорастворимых соединений. 5. Построение буферной диаграммы и определение буферной емкости.	2	8
7	Кинетика электрохимических реакций	1. Определение напряжения разложения		2
ИТОГО:			8	34

5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ, ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

5.1. Перечень типовых вопросов (типовых заданий)

Задания для проведения текущего контроля

Текущий контроль осуществляется в виде защиты лабораторных работ, тестирований, коллоквиумов. Имеются методические указания для подготовки к коллоквиумам и к выполнению РГЗ, содержащие примеры расчетов, задания по соответствующим темам.

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание вопросов (типовых заданий)
1	2	3
3 семестр		
1	Первое начало термодинамики. Термохимия	1. Первое начало термодинамики. Основные термодинамические понятия и определения. Эквивалентность теплоты и работы. 2. Внутренняя энергия и энтальпия. 3. Понятие о процессах обратимых и необратимых, равновесных и неравновесных. Теплота и работа расширения идеальных газов. 4. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. 5. Зависимость тепловых эффектов от температуры. Закон Кирхгоффа. 6. В результате расширения 20 кг гелия при температуре 298 К объем газа увеличился в 1000 раз. Рассчитайте изменение энтропии. 7. Рассчитайте молярную энтропию оксида углерода при температуре 200°C и давлении $50,67 \cdot 10^5$ Па, если энтропия при $T = 25^\circ\text{C}$ и $P = 1,013 \cdot 10^5$ Па равна 197,9 Дж/(моль·К), а зависимость молярной теплоемкости от температуры выражается уравнением $C_p = 28,41 + 4,10 \cdot 10^{-3} T \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$
2	Второе и третье начала термодинамики.	1. Второе и третье начала термодинамики. Общие понятия. Формулировки. Энтропия. Изменение энтропии в разных процессах.

	Энтропия. Постулат Планка	<p>2. Термодинамические потенциалы как критерии направленности процессов. Характеристические функции.</p> <p>3. Пользуясь справочными данными, определите, возможно ли при температуре 298 К в стандартных условиях самопроизвольное течение реакции гидратации полуводного строительного гипса</p> $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}_{(т)} + 1,5\text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}_{(т)}$ <p>4. Парциальные мольные величины.</p> <p>5. Понятие о химическом потенциале. Химический потенциал как критерий направленности процессов.</p> <p>6. Рассчитайте изменение энергии Гиббса в результате испарения воды при 97°C и 1 атм, энтропия жидкой и газообразной воды при этой температуре равна 87, 0 и 196,0 Дж·моль⁻¹·К⁻¹, соответственно. При каком давлении изменение энергии Гиббса в результате испарения воды будет равно нулю при 104 °С?</p>
3	Химическое равновесие	<p>1. Закон действующих масс. Константа химического равновесия.</p> <p>2. Уравнение изотермы химической реакции.</p> <p>3. Смещение химического равновесия.</p> <p>4. Гетерогенные химические равновесия.</p> <p>5. Уравнения изобары и изохоры химических реакций.</p>
4	Фазовое равновесие однокомпонентных систем	<p>1. Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса.</p> <p>2. Уравнение Клапейрона, Клапейрона-Клаузиуса.</p> <p>3. Как связаны теплоты испарения, сублимации и плавления индивидуального вещества в тройной точке? Приведите соответствующее уравнение и обоснуйте его. Существует ли аналогичная связь для изменения энтропии названных фазовых превращений? Запишите выражения для изменения энтропии.</p> <p>4. Диаграмма состояния воды.</p> <p>5. Полиморфизм. Диаграмма состояния SiO₂.</p>
5	Фазовое равновесие двухкомпонентных систем	<p>1. Двухкомпонентные системы с простой эвтектикой.</p> <p>2. Двухкомпонентные системы, образующие химические соединения. Диаграмма состояния CaO – SiO₂.</p> <p>3. Твердые растворы с неограниченной растворимостью компонентов; системы, ограниченно растворимые в твердом виде. Диаграммы.</p>
6	Общая характеристика растворов. Коллигативные свойства растворов.	<p>1. Растворы. Общие определения. Давление насыщенного пара компонентов над раствором Уравнения Рауля, Генри.</p> <p>2. Определение понятия активность компонента раствора.</p> <p>3. Изменение температуры замерзания и испарения разбавленных растворов.</p> <p>4. Осмотическое давление растворов.</p> <p>5. Насыщенные растворы.</p> <p>6. Двухкомпонентные и трехкомпонентные гетерогенные системы: системы, образованные двумя летучими, неограниченно смешивающимися жидкостями; ограниченно взаимно растворимые жидкости.</p>
4 семестр		

1	Основы формальной кинетики.	<p>1. Скорость химической реакции. Константа скорости. Закон действующих масс. Молекулярность и порядок реакции.</p> <p>2. Односторонние реакции нулевого, первого, второго и третьего порядка. Основные представления и уравнения. Вывод и анализ основных уравнений.</p> <p>3. Способы определения порядка реакции.</p> <p>4. Константа скорости гидролиза сахарозы при 25°C равна $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ ч}^{-1}$. Рассчитайте: а) время, за которое гидролизу подвергнется 20% исходного количества сахарозы; б) какая часть сахарозы прореагирует через 3 суток; в) период полупревращения реакции.</p> <p>5. Установлено, что реакция второго порядка (один реагент) завершается на 75% за 92 мин при исходной концентрации реагента 0.24 М. Какое время потребуется, чтобы при тех же условиях концентрация реагента достигла 0.16 М?</p>
2	Кинетические особенности сложных реакций	<p>1. Односторонние параллельные реакции первого порядка.</p> <p>2. Односторонние последовательные реакции. Лимитирующая стадия. Основные уравнения.</p> <p>3. Двухсторонние реакции. Основные понятия и уравнения.</p> <p>4. Особенности гетерогенных процессов. Диффузионная стадия, влияние внешних параметров на скорость гетерогенных процессов.</p> <p>5. Кинетика растворения и кристаллизации.</p>
3	Зависимость скорости химической реакции от температуры. Кинетические теории	<p>1. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Анализ уравнений Вант-Гоффа и Аррениуса.</p> <p>2. Теоретические представления химической кинетики: теория активных столкновений для бимолекулярных реакций и мономолекулярных реакций; теория активного комплекса. Основные понятия и уравнения.</p>
4	Каталитические реакции и катализаторы	<p>1. Катализ. Основные понятия и определения.</p> <p>2. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ.</p> <p>3. Теории гетерогенного катализа.</p>
5	Электрохимия. Свойства растворов электролитов	<p>1. Общие особенности растворов электролитов.</p> <p>2. Термодинамика растворов электролитов.</p> <p>3. Электропроводность растворов электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводности. Подвижность ионов, числа переноса.</p> <p>4. Электрофоретический и релаксационный эффекты торможения.</p> <p>5. Электростатическая теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля.</p> <p>6. Применение кондуктометрии</p>
6	Электродные процессы	<p>1. Механизм возникновения скачка потенциала на границе раздела двух фаз.</p> <p>2. Классификация электродов. Электроды первого и второго рода, окислительно-восстановительные, газовые, ионо-селективные. Электродные реакции. Уравнение Нернста.</p> <p>4. Гальванические элементы и цепи.</p> <p>5. Термодинамика гальванических систем.</p> <p>6. Электрохимические источники тока. Аккумуляторы.</p>
7	Кинетика	1. Кинетика электрохимических процессов: поляризация

	электрохимических реакций	электродов, ее виды: концентрационная, химическая. 2. Зависимость энергии активации и скорости электродных процессов от потенциала. Уравнение Тафеля. 3. Основы электрохимической коррозии.
--	----------------------------------	---

Вопросы для проведения промежуточной аттестации 3 семестр, дифференцированный зачет

1. Первое начало термодинамики. Основные термодинамические понятия и определения. Эквивалентность теплоты и работы. Внутренняя энергия и энтальпия.
2. Понятие о процессах обратимых и необратимых, равновесных и неравновесных. Теплота и работа расширения идеальных газов.
3. Термохимия. Закон Гесса.
4. Зависимость тепловых эффектов от температуры. Закон Кирхгоффа.
5. Второе начало термодинамики. Общие понятия. Формулировки. Энтропия. 6. Термодинамические потенциалы как критерии направленности процессов. Характеристические функции.
6. Парциальные мольные величины.
7. Понятие о химическом потенциале. Химический потенциал как критерий направленности процессов.
8. Фазовые равновесия Условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клайперона, Клапейрона-Клаузиуса.
9. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды.
10. Двухкомпонентные системы с простой эвтектикой.
11. Двухкомпонентные системы, образующие химические соединения.
12. Растворы. Общие определения. Уравнения Гиббса-Дюгема, Рауля.
13. Жидкие растворы. Разбавленные растворы нелетучих компонентов
14. Изменение температуры замерзания и кипения разбавленных растворов.
15. Осмотическое давление растворов.
16. Насыщенные растворы.
17. Свойства летучих неограниченно смешивающихся жидкостей
18. Ограниченно взаимно растворимые жидкости.
19. Твердые растворы с неограниченной растворимостью компонентов.
20. Системы, ограниченно растворимые в твердом виде. Диаграммы.
21. Твердофазные реакции. Расчет энергии Гиббса.
22. Система CaO-SiO₂.
23. Термодинамика полиморфных превращений.
24. Термодинамика получения стекол и ситаллов, керамических материалов.
25. Термодинамика процесса гидратации вяжущих материалов.

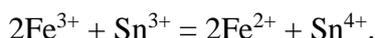
4 семестр, экзамен Теоретические вопросы

1. Основные понятия формальной кинетики. Скорость химической реакции. Константа скорости. Закон действующих масс. Молекулярность и порядок реакции.
2. Односторонние реакции нулевого, первого, второго и третьего порядка. Основные представления и уравнения. Вывод и анализ основных уравнений.
3. Способы определения порядка реакции.
4. Односторонние параллельные реакции первого порядка. Вывод и анализ основных уравнений.
5. Односторонние последовательные реакции. Лимитирующая стадия. Основные уравнения.

6. Двухсторонние реакции. Основные понятия и уравнения.
7. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Анализ уравнений Вант-Гоффа и Аррениуса.
8. Теория активных столкновений для бимолекулярных реакций.
9. Теория активного комплекса. Основные понятия и уравнения.
10. Особенности гетерогенных процессов. Диффузионная стадия.
11. Влияние внешних параметров на скорость гетерогенных процессов.
12. Кинетика растворения и кристаллизации.
13. Катализ. Основные понятия и определения.
14. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ.
15. Теории гетерогенного катализа.
16. Электростатическая теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля.
17. Электропроводность растворов электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводность.
18. Подвижность ионов. Зависимость от радиуса, природы электролита.
19. Электрофоретический и релаксационный эффекты торможения.
20. Электродные процессы. Механизм возникновения скачка потенциала на границе раздела двух фаз. Электродный потенциал. Уравнение Нернста.
21. Классификация электродов. Электроды первого и второго рода. Электродные реакции. Уравнение Нернста.
22. Классификация электродов. Газовые и ред-окс электроды. Электродные реакции. Уравнение Нернста.
23. Гальванические элементы и цепи. Классификация. Схемы записи. Суммарные электродные реакции. Уравнение Нернста.
24. Термодинамика гальванических систем.
25. Поляризация электродов, ее виды: концентрационная, химическая.
26. Зависимость энергии активации и скорости электродных процессов от потенциала. Уравнение Тафеля.
27. Электрохимические источники тока. Аккумуляторы.
28. Основы электрохимической коррозии.

Практические задания

1. Период полупревращения вещества в реакции первого порядка при 323 К составляет 100 мин, а при 353 К – 15 минут. Вычислите температурный коэффициент скорости этой реакции.
2. Определите порядок реакции $2\text{CO} = \text{CO}_2 + \text{C}$, если в одном случае за 30 мин. давление уменьшилось с $1,049 \cdot 10^5$ до $0,924 \cdot 10^5$ Па, а в другом случае за тот же промежуток времени – с $0,714 \cdot 10^5$ до $0,624 \cdot 10^5$ Па.
3. Константа скорости некоторой реакции первого порядка при 300К равна $0,008 \text{ мин}^{-1}$. Определите, сколько процентов исходного вещества разложится за 1,5 часа.
4. Бимолекулярная реакция, для которой $C_A = C_B$, протекает за 10 мин на 25%. Сколько времени необходимо, чтобы реакция прошла на 50% при той же температуре.
5. Составьте гальванический элемент в котором протекает следующая химическая реакция



Приведите уравнение Нернста для расчета ЭДС данного гальванического элемента.

6. Вычислить тепловой эффект реакции, протекающей в гальваническом элементе $\text{Zn} | \text{ZnSO}_4 || \text{CuSO}_4 | \text{Cu}$, если ЭДС цепи при 18 °С равна 1,16В, температурный коэффициент $dE/dT = -0,00043$.
7. Эквивалентная электропроводность водного раствора хлорида калия при бесконечном разведении и 25°С $\lambda_{\text{KCl}}^0 = 149,8 \text{ ом}^{-1}\text{см}^2\text{моль}^{-1}\text{экв}^{-1}$. Число переноса иона $\text{Cl}^- t = 0,49$. Вычислите эквивалентные электропроводности при бесконечном разведении ионов Cl^- и K^+ и сравните их со справочными значениями. Вычислите число переноса ионов K^+ .

8. В сосуд для измерения электропроводности помещены платиновые электроды в форме дисков диаметром 1,3 см, расстояние между электродами 1,7 см. Сосуд заполнен 0,05 моль/л раствором NaNO_3 . При напряжении 0,5 В через данный раствор протекает переменный ток 1,85 мА. Найдите удельную и эквивалентную электропроводность раствора NaNO_3 .

5.2. Перечень тем курсовых проектов, курсовых работ, их краткое содержание и объем.

Курсовые проекты и курсовые работы при изучении дисциплины не предусмотрены учебным планом.

5.3. Перечень индивидуальных домашних заданий

Для выполнения ИДЗ изданы соответствующие методические указания с примерами расчетов и заданиями.

Задание 1. Химическая термодинамика. Расчет равновесного выхода продукта химической реакции и выбор оптимальных условий проведения процесса.

Задание 2. Фазовое равновесие двухкомпонентных систем. На основании данных о температуре начала кристаллизации двухкомпонентной системы построить диаграмму фазового состояния системы А–В и провести анализ.

Задание 3. Кинетические закономерности протекания химических реакций (Определить порядок и константу скорости реакции A , протекающей при заданной температуре T , K , пользуясь данными о ходе процесса во времени τ).

Задание 4. Электрическая проводимость. Равновесие в растворах электролитов.

5.4. Перечень контрольных работ

Контрольные работы не предусмотрены.

6. ОСНОВНАЯ И ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

6.1. Перечень основной литературы

1. Мухачева В. Д. Физическая химия [Электронный ресурс]: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, Н.А. Шаповалов, В.А. Полуэктова. Электрон. текстовые данные – Белгород: Изд-во БГТУ, 2016.–251с.–Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2017011715240371600000652596>
2. Стромберг А.Г. Физическая химия./ А.Г.Стромберг, Д.П. Семченко. – М.: Высшая школа. 2006. – 528 с.
3. Мухачева В.Д. Химическая кинетика и электрохимия: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, В.А. Полуэктова. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2015.– 290 с.
4. Мухачева В.Д. Химическая термодинамика: практикум: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, О.А. Слюсарь, В.А. Полуэктова. — Белгород: Изд-во БГТУ, 2012.– 140 с.
5. Мухачева В.Д. Электрохимия, кинетика и катализ. Практикум по физической химии: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, О.А. Слюсарь, В.А. Полуэктова, А.А. Слюсарь. Белгород: Изд-во БГТУ, 2013.–153 с.
6. Мухачева В.Д. Физическая химия: методические указания и задания к выполнению контрольных работ для студентов заочной формы обучения / В.Д. Мухачева, Н.В. Дробницкая. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2014.–72 с.
7. Мухачева В.Д. Химическая кинетика и электрохимия [Электронный ресурс]: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, В.А. Полуэктова. – Электрон. текстовые данные – Белгород: Изд-во БГТУ, 2015.–290с. –Режим доступа:<https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2015110710585298300000657738>

8. Мухачева В.Д. Химическая термодинамика: практикум [Электронный ресурс]: учеб. пособие В.Д. Мухачева, О.А. Слюсарь, В.А. Полуэктова. – Электрон. текстовые данные – Белгород: Изд-во БГТУ, 2012.– 140 с. – Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2013040918194122978400005227>
9. Мухачева В.Д. Электрохимия, кинетика и катализ. Практикум по физической химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, О.А. Слюсарь, В.А. Полуэктова, А.А. Слюсарь. – Электрон. текстовые данные. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2013. - 153 с. – Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2014040921112591455100005387>.
10. Мухачева В.Д. Физическая химия [Электронный ресурс]: методические указания и задания к выполнению контрольных работ для студентов заочной формы обучения / В.Д. Мухачева, Н.В. Дробницкая. – Электрон. текстовые данные – Белгород: Изд-во БГТУ, 2014.–72 с. Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2014112713323123200000658503>.

6.2. Перечень дополнительной литературы

1. Вишняков А.В. Физическая химия: Учебник /А.В. Вишняков, Н.Ф. Кизим. – М.:Химия. – 2012. – 298 с.
2. Слюсарь, А.А. Начала химической термодинамики. / А.А. Слюсарь, В.Д. Мухачева, Белгород: БГТУ им. В Г Шухова. – 2008. – 168 с.
3. Буданов В.В. Химическая кинетика: Учебное пособие / В.В. Буданов, Т.Н. Ломова, В.В. Рыбкин – СПб.: Изд-во «Лань», 2014. – 288 с.
4. Краткий справочник физико–химич. величин./ Под ред. А.А. Равделя, А.Н. Пономаревой.- Л.: Химия. – 1999.
5. Слюсарь, А.А. Физическая химия. Конспект лекций /А.А. Слюсарь, О.А. Слюсарь.: Белгород: Изд-во БГТУ, 2008 – 202 с.
6. Дамаскин Б.Б. Электрохимия [Электронный ресурс]: Учебное пособие / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий, Г.А. Цирлина. – Электрон. текстовые данные. – СПб.: Изд-во «Лань», 2014. – Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=58166
7. Афанасьев Б.Н. Физическая химия [Электронный ресурс]: Учебное пособие / Б.Н. Афанасьев, Ю.П. Акулова. – Электрон. текстовые данные. – СПб.: Изд-во «Лань», 2012. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/4312/>
8. Буданов В.В. Химическая кинетика[Электронный ресурс]: Учебное пособие / В.В. Буданов, Т.Н. Ломова, В.В. Рыбкин. Электрон. текстовые данные. – – СПб.: Изд-во «Лань», 2014. – 288 с. Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/42196/>
9. Березовчук А.В. Физическая химия [Электронный ресурс]: Учебное пособие – Электрон. текстовые данные. – М.: Научная книга <http://www.iprbookshop.ru/8191.html>
10. Григорьева Л.С. Физическая химия [Электронный ресурс]: Учебное пособие / Л.С. Григорьева, О.Н. Трифонова. Электрон. текстовые данные. – – МГСУ Ай Пи Эр Медиа ЭБС АСБ, 2014. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/26215.html>.

6.3. Перечень интернет ресурсов

1. <http://WWW.booksshop.ru/>
2. <http://ntb.bstu.ru/resoursts/el/>
3. www.e.lanbook.com
4. «Университетская библиотека онлайн»
5. <http://elibrary.ru/>
6. Химический каталог: <http://www.ximicat.com/>
7. Химический портал ChemPort.Ru: <http://www.chemport.ru>

6.4.Перечень лицензионного программного обеспечения

1. Microsoft Windows 7 and Windows Server 2008 R2 Service Pack, договор № №63-14к от 02.07.2014.
2. Microsoft Office Professional 2013, договор № 31401445414 от 25.09.2014
3. Kaspersky Endpoint Security 10 для Windows, лицензия № 17E0170707130320867250
4. Google Chrome. Свободно распространяемое ПО согласно условиям лицензионного соглашения.
5. Mozilla Firefox. Свободно распространяемое ПО согласно условиям лицензионного соглашения.

7.МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

1. Лекционные занятия проводятся в аудитории, оснащенной презентационной техникой; имеется комплект электронных презентаций (а. 327,325 кафедры ТПХ)

2. Лабораторные занятия – лаборатории физической химии (303,308), тестирование проводится в компьютерном классе (а.327) кафедры.

Лаборатории оборудованы в соответствии с требованиями, предъявляемыми к учебным химическим лабораториям.

В лабораториях имеются приборы и оборудование: лабораторный комплекс «Химия» с автоматическим определением термодинамических параметров некоторых систем и процессов, кинетических параметров химических реакций с выводом данных на дисплей и представлением на бумажном носителе; фотоэлектроколориметры КФК-2М; ; ротационные вискозиметры ВСН-3 и реотест 2М; ультратермостат ТУРЕ: 657 МТА KUTESZ; центрифуга high speed centrifuge type: 3,0; микроскоп МБУ-4; кондуктометр «Эксперт-002»; стереоскопический микроскоп «НЕОФНОТ-32»; весы ВЛКТ-500; рефрактометр ИРВ-454БМ; электролизеры лабораторные ЕР-4; калориметры; иономеры ЭВ-76; иономеры И-500; рН-метры рН-150М; установки для определения температуры кипения жидкостей и для изучения фазовых равновесий в одно- и двухкомпонентных системах; криостат.

В лаборатории имеются необходимые химическая посуда и химреактивы.

Имеются компьютеры и соответствующее программное обеспечение для сопровождения эксперимента и ведения сложных расчетов, а также для экспрес-контроля входных знаний и умений работы с соответствующим оборудованием.

8. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

Рабочая программа утверждена на 20 17 /20 18 уч. год с изменениями по следующему разделам:

6.1.Перечень основной литературы

1. Мухачева В. Д. Физическая химия: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, Н.А. Шаповалов, В.А. Полуэктова.– Белгород: Изд-во БГТУ, 2016.– 251 с.
2. Стромберг А.Г. Физическая химия./ А.Г.Стромберг, Д.П. Семченко. – М.: Высшая школа. 2006. – 528 с.
3. Мухачева В.Д. Химическая кинетика и электрохимия: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, В.А. Полуэктова. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2015.– 290 с.
4. Мухачева В.Д. Химическая термодинамика: практикум: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, О.А. Слюсарь, В.А. Полуэктова. — Белгород: Изд-во БГТУ, 2012.– 140 с.
5. Мухачева В.Д. Электрохимия, кинетика и катализ. Практикум по физической химии: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, О.А. Слюсарь, В.А. Полуэктова, А.А. Слюсарь. Белгород: Изд-во БГТУ, 2013.–153 с.
6. Мухачева В.Д. Физическая химия: методические указания и задания к выполнению контрольных работ для студентов заочной формы обучения / В.Д. Мухачева, Н.В. Дробницкая. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2014.–72 с.
7. Мухачева В.Д. Химическая кинетика и электрохимия [Электронный ресурс]: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, В.А. Полуэктова. – Электрон. текстовые данные – Белгород: Изд-во БГТУ, 2015.– 290 с. – Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2015110710585298300000657738>
8. Мухачева В.Д. Химическая термодинамика: практикум [Электронный ресурс]: учеб. пособие В.Д. Мухачева, О.А. Слюсарь, В.А. Полуэктова. – Электрон. текстовые данные – Белгород: Изд-во БГТУ, 2012.– 140 с. – Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2013040918194122978400005227>
9. Мухачева В.Д. Электрохимия, кинетика и катализ. Практикум по физической химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, О.А. Слюсарь, В.А. Полуэктова, А.А. Слюсарь. – Электрон. текстовые данные. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2013. - 153 с. – Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2014040921112591455100005387>.
10. Мухачева В.Д. Физическая химия [Электронный ресурс]: методические указания и задания к выполнению контрольных работ для студентов заочной формы обучения / В.Д. Мухачева, Н.В. Дробницкая. – Электрон. текстовые данные – Белгород: Изд-во БГТУ, 2014.–72 с. Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2014112713323123200000658503>.
11. Мухачева В. Д. Физическая химия [Электронный ресурс]: учеб. пособие / В.Д. Мухачева, Н.А. Шаповалов, В.А. Полуэктова. Электрон. текстовые данные – Белгород: Изд-во БГТУ, 2016.– 251 с. – Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2017011715240371600000652596>

6.2.Перечень дополнительной литературы

1. Вишняков А.В. Физическая химия: Учебник /А.В. Вишняков, Н.Ф. Кизим. – М.:Химия. – 2012. – 298 с.
2. Буданов В.В. Химическая кинетика: Учебное пособие / В.В. Буданов, Т.Н. Ломова, В.В. Рыбкин – СПб.: Изд-во «Лань», 2014. – 288 с.
3. Краткий справочник физико–химич. величин./ Под ред. А.А. Равделя, А.Н. Пономаревой.- Л.: Химия. – 1999.
4. Павленко В.И. Химическая термодинамика: Учеб.пособие /В.И. Павленко. – М.:Высшая шк.,1998. – 319с.
5. Дамаскин Б.Б. Электрохимия [Электронный ресурс]: Учебное пособие / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий, Г.А. Цирлина. – Электрон. текстовые данные. – СПб.: Изд-во «Лань», 2014. – Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=58166

6. *Афанасьев Б.Н.* Физическая химия [Электронный ресурс]: Учебное пособие / Б.Н. Афанасьев, Ю.П. Акулова. – Электрон. текстовые данные. – СПб.: Изд-во «Лань», 2012. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/4312/>
7. *Буданов В.В.* Химическая кинетика [Электронный ресурс]: Учебное пособие / В.В. Буданов, Т.Н. Ломова, В.В. Рыбкин. Электрон. текстовые данные. – – СПб.: Изд-во «Лань», 2014. – 288 с. Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/42196/>
8. *Березовчук А.В.* Физическая химия [Электронный ресурс]: Учебное пособие – Электрон. текстовые данные. – М.: Научная книга <http://www.iprbookshop.ru/8191.html>
9. *Григорьева Л.С.* Физическая химия [Электронный ресурс]: Учебное пособие / Л.С. Григорьева, О.Н. Трифонова. Электрон. текстовые данные. – – МГСУ Ай Пи Эр Медиа ЭБС АСБ, 2014. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/26215.html>.

Протокол № 14 заседания кафедры от « 05 » 06 2017 г

Заведующий кафедрой д.т.н., проф. Павленко В.И. Павленко

Директор ХТИ д.т.н., проф. Павленко В.И. Павленко

8. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

Утверждение рабочей программы без изменений

Рабочая программа без изменений утверждена на 2018 / 2019 учебный год.

Протокол № 11 заседания кафедры от «21» 05 2018 г.

Заведующий кафедрой _____ В.И. Павленко

Директор института _____ В.И. Павленко

подпись, ФИО

8. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

Рабочая программа утверждена на 2019-2020 учебный год с изменениями по следующим разделам:

3. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 9 зач. единиц, 324 часа.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр № 3	Семестр № 4
Общая трудоемкость дисциплины, час	324	144	180
Контактная работа (аудиторные занятия), в т.ч.:	18	10	8
Лекции	10	6	4
лабораторные	8	4	4
практические			
Самостоятельная работа студентов, в том числе:	306	134	172
Курсовой проект			
Курсовая работа			
Расчетно-графическое задания			
Индивидуальное домашнее задание	9		9
<i>Другие виды самостоятельной работы</i>	297	134	163
Форма промежуточная аттестация (зачет)		д.зачет	
Форма промежуточная аттестация (экзамен)	36		36

4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1. Содержание лекционных занятий

Наименование тем, их содержание и объем

Курс 2 Семестр 3

№ п/п	Наименование раздела (краткое содержание)	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, час.			
		Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа
1	2	3	4	5	6
1. Первое начало термодинамики. Термохимия					
	Содержание, задачи, методы исследования физической химии. Основные определения. Первое начало термодинамики Эквивалентность теплоты и работы. Закон сохранения и превращения энергии. Функции состояния и процесса. Работа, внутренняя	1		2	30

	энергия, энтальпия. Математическое выражение первого начала термодинамики. Термохимия. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него. Теплоты образования, сгорания, растворения, нейтрализации, Теплоемкость. Закон Кирхгоффа. Расчеты тепловых эффектов химических реакций.				
2. Второе и третье начала термодинамики. Энтропия. Постулат Планка					
	Сущность и математическое выражение второго начала. Энтропия. Методы расчета энтропии для разных процессов. Термодинамические потенциалы. Термодинамические потенциалы как критерии направленности процессов. Характеристические функции. Способы расчета. Третье начало термодинамики. Химический потенциал идеальных и реальных газов. Химический потенциал и общее условие равновесия системы	1			32
3. Химическое равновесие					
	Условия химического равновесия. Закон действия масс. Константа химического равновесия. Уравнение изотермы и направление химической реакции. Гетерогенные химические равновесия. Химическое сродство. Стандартная энергия Гиббса. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры на константу равновесия. Уравнение изобары и изохоры. Влияние давления, уравнение Планка. Примеры расчета констант равновесия и составов равновесных смесей.	1		2	28
4. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах.					
	Условия фазовых равновесий. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Диаграмма состояния воды. Изоморфизм. Энантиотропные и монокотропные превращения. Диаграммы состояния H_2O , SiO_2 .	1		-	12
5. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах.					
	Системы с простой эвтектикой. Правило рычага. Системы с конгруэнтно и инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями. Анализ диаграмм.	1		-	20
6. Общая характеристика растворов. Коллигативные свойства растворов					
	Термодинамика бинарных растворов. Парциальные мольные величины. Давление насыщенного пара компонентов над раствором. Уравнения Гиббса-Дюгема, Рауля, Генри. Активность и коэффициент активности. Растворы жидкостей в жидкости. Закономерности давления паров летучих смесей. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Ограниченно взаимно растворимые жидкости. Растворы газов и твердых веществ в жидкости. Изменение температуры кипения и температуры замерзания растворов. Растворимость веществ в	1			24

	жидкости. Уравнение Шредера. Твердые растворы с неограниченно растворимыми компонентами в твердой фазе. Системы, ограниченно растворимые в твердом виде.				
	Итого	6		4	134

Курс 2 Семестр 4

№ п/п	Наименование раздела (краткое содержание)	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, час.			
		Лекции	Практические занятия в лабораторных	Самостоятельная работа	
1. Основы формальной кинетики					
	Понятие о скорости химической реакции. Элементарные реакции. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости, порядок, молекулярность реакции. Кинетика необратимых реакций нулевого, первого, второго, третьего n-го порядков.	1		2	24
2. Кинетические особенности сложных реакций.					
	Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряжённые. Понятие о лимитирующей стадии реакции. Стационарное и квазистационарное течение реакции. Специфика и основные стадии гетерогенных процессов. Диффузия. Стационарный и нестационарный режимы гетерогенных процессов. Влияние температуры и перемешивания на скорость гетерогенного процесса. Топохимические реакции. Кинетика растворения и кристаллизации.	0,5			24
3. Представления о механизме химической кинетики. Кинетические теории.					
	Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнения Вант-Гоффа и Аррениуса. Энергия активации, методы определения энергии активации и предэкспоненциального множителя. Теория активных соударений, истолкование энергии активации и стерического фактора. Теория переходного состояния. Активированный комплекс. Энтропия активации и её связь со стерическим фактором. Основное уравнение в теории активированного комплекса.	0,5			20
4. Каталитические реакции и катализаторы					
	Понятие о катализе и катализаторах. Влияние катализаторов на кинетические параметры химических реакций. Гомогенный катализ. Кислотно-основной катализ. Автокатализ. Металлокомплексный и ферментативный катализ. Гетерогенный катализ. Стадии гетерогенного катализа. Теория активных центров, мультиплетная теория.	0,5			24

5. Электрохимия. Свойства растворов электролитов					
	Сильные и слабые электролиты: константа и степень диссоциации, зависимость от концентрации, температуры, природы растворителя. Электростатическая теория сильных электролитов Дебая- Хюккеля. Особенности термодинамических свойств, коэффициенты активности, расчёты активности и коэффициента активности. Неравновесные явления в растворах электролитов. Электропроводность электролитов: удельная, эквивалентная, молярная. Подвижность ионов, числа переноса. Закон разбавления Оствальда. Электрофоретический и релаксационный эффекты торможения в электролитах. Уравнения Кольрауша, Онзагера.	0,5		2	24
6. Электродные процессы.					
	Уравнение Нернста. Электроды первого, второго, третьего рода, окислительно-восстановительные, мембранные электроды. Стандартный потенциал. Гальванические элементы. Общие понятия, термодинамика гальванических систем. Основные типы гальванических цепей. Аккумуляторы	0,5			20
7. Кинетика электрохимических реакций					
	Кинетика электрохимических процессов. Поляризация и перенапряжение. Понятие электрохимической коррозии, защита от коррозии оборудования химических производств.	0,5			27
	Итого	4		4	163

4.3. Содержание лабораторных занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тема лабораторного занятия	К-во часов	К-во часов СРС
Семестр № 3				
1	Первое начало термодинамики. Термохимия	Техника безопасности и правила работы в лаборатории. 1. Определение средней теплоемкости строительных материалов методом смешения. 4. Определение удельной энтальпии гидратации вяжущего.	2	8
3	Химическое равновесие	3. Определение термодинамических характеристик реакции между салициловой кислотой и хлорным железом. 2. Определение термодинамических характеристик реакции диссоциации двухцветного индикатора метилового оранжевого	2	8
ИТОГО:			4	16

		двухцветного индикатора метилового оранжевого		
ИТОГО:			4	16
Семестр № 4				
1	Основы формальной кинетики	1. Изучение кинетики омыления этилацет щёлочью потенциометрическим методом 2. Определение константы скорости и эн гии активации реакции второго порядка.	2	8
4	Электрохимия. Свойства растворов электролитов	1. Изучение зависимости удельной электр проводности от концентрации электроли 2. Изучение зависимости эквивалентной электропроводности от концентрации электролита. 3. Определение константы и степени диссо циации слабого электролита 4. Кондуктометрическое титрование.	2	8
ИТОГО:			8	16

Протокол №_13_ заседания кафедры от «_22_»_05_2019 г

Заведующий кафедрой д.т.н., проф. В.И. Павленко

Директор ХТИ д.т.н., проф. В.И. Павленко

8. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

Рабочая программа без изменений утверждена на 2020 /2021 учебный год.

Протокол № 9 заседания кафедры от «14» 05 2020г.

Заведующий кафедрой _____  В.И. Павленко
подпись, ФИО

Директор института _____  В.И. Павленко
подпись, ФИО

Протокол № 10 заседания кафедры от «27» мая 2021 г.

/Заведующий кафедрой ТиПХ  Павленко В.И.

Директор института ХТИ  Ястребинский Р.Н.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение №1.

Методические указания для обучающегося по освоению дисциплины «Физическая химия»

Физическая химия - одна из фундаментальных дисциплин, относящихся к базовой части учебного цикла «общефессиональные дисциплины» для студентов направления 18.03.01 – Химическая технология.

Цель преподавания физической химии заключается в понимании студентами сущности химических и физических процессов на основе изучения основных естественнонаучных законов и в практическом использовании полученных знаний для решения конкретных научных и технических задач.

Для изучения дисциплины «Физическая химия» необходимы достаточно глубокие знания по математике, физике, химии.

После изучения дисциплины студент должен знать основные законы физической химии, а также способы их применения для решения теоретических и прикладных задач; основные закономерности протекания химических реакций в растворах без изменения и с изменением степени окисления элементов, свойства истинных растворов; основы химической кинетики, включая основные математические соотношения формальной кинетики и механизмы химических реакций; основы гомогенного и гетерогенного катализа, включая современные теории каталитических реакций и проблемы, существующие в этой области; основы электрохимии; закономерности в поверхностных явлениях и дисперсных системах; правила пожарной безопасности и безопасной работы в химической лаборатории при работе с химическими веществами.

После изучения дисциплины студент должен уметь: 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.

Исходный этап изучения курса «Физическая химия» предполагает ознакомление с *Рабочей программой*, характеризующей границы и содержание учебного материала, который подлежит освоению.

Формы контроля знаний студентов предполагают текущий и итоговый контроль. Текущий контроль знаний проводится в форме систематических опросов, периодического тестирования, решений задач домашних заданий и защит лабораторных работ, коллоквиумов, выполнения РГЗ. Лабораторные работы выполняются по учебным пособиям – практикумам по физической и коллоидной химии. К защите каждой работы студент выполняет домашнее задание по соответствующей теме.

Формой итогового контроля являются дифференцированный зачет и экзамен.

Распределение материала дисциплины по темам и требования к ее освоению содержатся в *Рабочей программе* дисциплины, которая определяет содержание и особенности изучения курса.

3 семестр

Задачей первого раздела является формирование у обучающихся понятий об основных закономерностях химической термодинамики, знаний о термохимических процессах и их проявлениях в разных условиях, ([2] с. 60-83; [5] с. 5-37), умений вести термохимические

расчеты [8] с. 42-66.

Второй раздел посвящен второму и третьему началам термодинамики, термодинамическим потенциалам, химическому потенциалу. При подготовке к лекционным занятиям студентам необходимо самостоятельно изучить теоретический материал по второму и третьему законам термодинамики ([2] с. 83-109; [7] с.78-89), при подготовке к лабораторным занятиям – оформить лабораторную работу согласно графику выполнения работ и выполнить домашнее задание по теме лабораторной работы [4,8].

Третий раздел посвящен изучению химического равновесия. При изучении данного раздела у студентов формируются знания об условиях химического равновесия, законе действия масс, влиянии концентрации, температуры, давления на химическое равновесие и константу равновесия; навыки определения направления химической реакции и условий направленного смещения равновесия: умения вести расчеты констант равновесия и составов равновесных смесей. В лекциях рекомендуется знакомить с примерами расчетов параметров химического равновесия, использовать видеоматериалы ([2] с. 110-128). Лабораторные работы выполняются индивидуально, затем идет сравнительный анализ данных, полученных при разных условиях, и делается общий вывод о влиянии внешних параметров и поведении равновесной системы. Полученные знания и навыки закрепляются при выполнении и защите соответствующего раздела ИДЗ.

В четвертом разделе рассматриваются теоретические основы фазовых равновесий в однокомпонентных системах, вывод уравнений Клапейрона, Клапейрона-Клаузиуса, диаграмма состояния воды ([2] с. 153-159, [1] с.143-152); при подготовке к лабораторным занятиям – оформление лабораторной работы и выполнение домашнего задания ([4,8] с.46-63).

В пятом разделе рассматриваются фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Задачей данного раздела является получение знаний о фазовых превращениях и условиях фазовых равновесий в одно- двух и трехкомпонентных системах, проявлении этих процессах в силикатных и алюмосиликатных системах, применяемых при получении некоторых строительных материалов; приобретение умений анализировать простые фазовые диаграммы и прогнозировать поведение системы при изменении влияющих термодинамических параметров ([2] с. 162-175; [1] с.154-165), при подготовке к лабораторным занятиям – оформление лабораторной работы и выполнение домашнего задания ([4,8] с. 65-80).

В шестом разделе рассматриваются теоретические основы описания свойств растворов: понятия растворов, их коллигативные свойства и влияние различных факторов на проявление этих свойств, формируются представления о термодинамике растворов, способах выражения концентраций растворов, формируются умения рассчитывать и прогнозировать свойства растворов с применением соответствующего математического аппарата. При подготовке к лекционным занятиям студентам самостоятельно необходимо изучить теоретический материал: основные виды растворов, способы выражения концентраций растворов, термодинамику растворов ([2] с. 184-222). При подготовке к лабораторным занятиям студент оформляет лабораторную работу (готовится к защите лабораторной работы и выполняет домашнее задание ([4,8] с. 90-99).

4 семестр

В разделах четвертого семестра *основы формальной кинетики, зависимость скорости реакции от температуры, кинетические теории* рассматриваются основные закономерности, которые непосредственно проявляются в реальных технологических процессах. Поэтому при изучении материала рекомендуется находить взаимосвязь между общими закономерностями и их проявлениями при получении и использовании дисперсных систем в производстве различных материалов.

При изучении первого и второго разделов необходимо сформировать у студента знания об основных кинетических особенностях реакций разных порядков, ([3,7] с. 3-23), о кинетических теориях, о зависимости скорости реакции от температуры ([3,7] с. 64-95).

Третий раздел посвящен кинетическим особенностям сложных реакций, ([3] с. 45-56); гетерогенных реакций и реакций в растворах ([3,7] с. 97-109).

Четвертый раздел дает студенту представления о каталитических, цепных и фотохимических реакциях ([3,7] с. 112-140).

Изучение кинетических закономерностей протекания химических реакций позволяет выработать умения экспериментально определять и количественно оценивать с использованием основных теорий кинетические параметры модельных реакций и некоторых процессов, протекающих в технологии [5]. Лабораторные работы рекомендуется проводить группами по 2 человека, где каждый выполняет определенную часть работы, затем идет обмен опытом и обобщение результатов. Для соответствующего раздела ИДЗ предусматривается использование реальных данных, полученных в ходе исследовательских работ, требуется дать сравнительную кинетическую оценку свойств разных химических реакций.

Изучение раздела «*Электрохимия. Свойства растворов электролитов*» способствует формированию у студента знаний об основных термодинамических и кинетических свойствах растворов электролитов, об электростатической теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля, электропроводности растворов электролитов, электрофоретическом и релаксационном эффектах торможения ([3,7] с. 154-180;). По данному разделу выполняются лабораторные работы №№ 1-5 и домашние задания ([5] с. 4-38).

В шестом разделе даются представления об электродных процессах, электродах и электродных потенциалах, гальванических элементах ([3,7] с. 202-223;), электрохимической коррозии металлов, коррозии бетона и других конструкционных материалов. Приобретаются навыки образования гальванических элементов, расчета ЭДС, расчета произведения растворимости малорастворимых веществ, pH растворов электролитов, констант равновесия методом измерения ЭДС. Приобретаются умения применять в аналитических целях разные типы электродов и электрохимические приборы, оценивать значимость электрохимических процессов в химической технологии.

При подготовке к лабораторным занятиям – оформление лабораторных работ № 6-11, выполнение расчетов ([4] с. 40-63), решение задач.