


Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
ФГБОУ ВО «Дагестанский государственный технический университет»

РЕКОМЕНДОВАНО
К УТВЕРЖДЕНИЮ
Декан, председатель совета
технологического факультета


подпись З.А. Абдулхаликов
ИОФ
«20» 09 2018г.

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебной работе,
председатель методического совета
ДГТУ, к.э.н., доцент


подпись Н.С. Суракатов
ИОФ
«24» 09 2018г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина Физическая химия Б1.Б.10
наименование дисциплины по ООП и код по ФГОС
для направления 18.03.01 – Химическая технология
шифр и полное наименование направления (специальности)

по профилю «Химическая технология природных энергоносителей
и углеродных материалов»

факультет Технологический
наименование факультета, где ведется дисциплина
кафедра химии
наименование кафедры, за которой закреплена дисциплина

Квалификация выпускника(степень)
бакалавр
бакалавр (специалист)

Форма обучения очная, курс 3 семестр (ы) 5,6
очная, заочная, др.

Всего трудоемкость в зачетных единицах (часах) 9 ЗЕТ(324 ч.)
лекции 68 (час); экзамен 6 (1 ЗЕТ 36 ч.)
(семестр)
практические (семинарские) занятия 34 (час); зачет 5
(семестр)
лабораторные занятия 51 (час); самостоятельная работа 135 (час);
курсовой проект (работа, РГР) _____ (семестр).

Зав. кафедрой 
подпись Абакаров Г.М.
ФИО

Начальник УО 
подпись Магомаева Э.В.
ФИО



Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО с учетом рекомендаций ООП ВО по направлению и профилю подготовки 18.03.01 – Химическая технология, «Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов»

Программа одобрена на заседании выпускающей кафедры

от 18.09.18 года, протокол № 1.

Зав. выпускающей кафедрой по данному направлению


_____ ,
подпись

Абакаров Г.М.
ФИО

ОДОБРЕНО:

Методической комиссией по
укрупненной группе
специальностей и направлений
18.00.00 – Химическая технология
шифр и полное наименование

_____ ,
Специальности

Председатель МК


_____ Абакаров Г.М.
Подпись, ФИО

«18» 09 2018.

АВТОРЫ(Ы) ПРОГРАММЫ:

Абакаров Г.М., д.х.н., профессор
ФИО уч. степень, ученое звание,

подпись


1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины (модуля) **Физическая химия** являются:
обобщение и углубление фундаментальных знаний в области основных законов химии;
формирование теоретических основ знаний, необходимых для понимания сущности физико-химических явлений и процессов, протекающих в гомогенных и гетерогенных системах, используемых в промышленных технологиях нефтехимии, а также в управления технологическими процессами.

Задачи курса «Физическая химия»:

усвоение основных законов термодинамики и умение применять их к химико-технологическим процессам;
углубление знаний в области строения вещества, учения о растворах, электрохимии, химической кинетики и катализа;
изучение физико-химических основ управления технологическими процессами;

2. Место дисциплины «Физическая химия» в структуре ООП бакалавриата

Физическая химия относится к базовой части учебного плана дисциплин, обеспечивающих специальную техническую подготовку.

Изучение данной дисциплины базируется на следующих дисциплинах:

физика (строение атома, молекулярная физика, термодинамика, электричество)

математика (логарифмирование, интегрирование, дифференцирование)

химия (теория химических процессов, термодинамика химических процессов)

Основные положения дисциплины «Физическая химия» должны быть использованы в дальнейшем при изучении следующих дисциплин: «процессы и аппараты химической промышленности», «общая химическая технология», «химия нефти и газа», «каталитические процессы в нефтехимии» «кинетика каталитических процессов» и др. специальные дисциплин.

3 Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (модуля) **Физическая химия**.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование и развитие следующих компетенций:
способностью использовать основы философских знаний для формирования мировоззренческой позиции (ОК-1);
способностью работать в коллективе, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия (ОК-6);
способностью и готовностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности (ОПК-1);
готовностью 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);
готовностью применять аналитические и численные методы решения поставленных задач, использовать современные информационные технологии, проводить обработку информации с использованием прикладных программных средств сферы профессиональной деятельности, использовать сетевые компьютерные технологии и базы данных в своей профессиональной области, пакеты прикладных программ для расчета технологических параметров оборудования (ПК-2);
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);

В результате освоения дисциплины «Физическая химия» обучающийся должен:

Знать:

основные теоретические и экспериментальные методы физической химии;
наиболее общие и фундаментальные количественные законы;
современные теории и принципы, на которых основаны современные методы исследования, используемые в технологии нефти и газа;
основные законы и понятия химии: строение атома, химическая связь, электрические свойства молекул; термодинамику, законы термодинамики;
закономерности состояния химического равновесия, критерии его устойчивости и направленности;
общие вопросы фазового равновесия в одно-, двух-, трех и многокомпонентных; диаграммы «состав-свойство» различных бинарных систем;
сущность теории электролитической диссоциации и основные свойства растворов слабых и сильных электролитов;
устройство и принцип работы гальванических цепей различного типа;
основные понятия и законы химической кинетики;
явление катализа и его значение в нефтехимической промышленности; особенности гетерогенного катализа.

Уметь:

проводить эксперименты по изучению физико-химических свойств индивидуальных веществ, многокомпонентных систем;
измерять тепловые эффекты химических и физико-химических процессов, молекулярные константы по электрическим и оптическим свойствам веществ; кинетические параметры (порядок реакции, константу скорости реакции, время полупревращения) химических процессов, ЭДС гальванических элементов, рН растворов, электрическую проводимость растворов электролитов;
проводить расчеты термодинамических характеристик веществ методами классической и статистической термодинамики, констант равновесия и равновесного состава химических реакций, характеристик фазовых равновесий (включая построение и анализ фазовых диаграмм);
анализировать процессы, происходящие при фазовых превращениях в системах с различным числом компонентов, механизм протекания химических реакций.

Владеть навыками:

вычисления тепловых эффектов различных процессов
расчетов значений основных термодинамических функций и определения направления процессов;
расчета константы химического равновесия, а также выходов продуктов реакции при различных начальных условиях;
применения правила фаз Гиббса для изучения многокомпонентных гетерогенных систем:
применения основных законов химической кинетики для расчетов скорости реакции и определения оптимальных условий их протекания

4. Содержание дисциплины (модуля) ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

4.1.Содержание дисциплины.

№ п/п	Раздел дисциплины Тема лекции и вопросы	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)				Формы текущего* контроля успеваемости (по срокам текущих аттестаций в семестре) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				ЛК	ПЗ	ЛР	СРС	
1	Лекция 1 Тема: Физическая химия: содержание и ее значение для промышленных технологий 1. Предмет и содержание курса физической химии. 2. Место физической химии в системе наук и взаимосвязь с другими науками 3. Значение физической химии для промышленных технологий	5	1	2			3	Вх. КР
2	Лекция 2 Тема: 1 закон термодинамики и его применение к химическим процессам. 1. Основные понятия термодинамики: системы, процессы, параметры, функции состояния, внутренняя энергия, теплота, работа. 2. Первый закон термодинамики: смысл, формулировки и математическое выражение	5	2	2	2	2	3	
3	Лекция 3 Тема: Термохимия 1. Термохимия. Закон Гесса и его следствия. 2. Вычисление тепловых эффектов. 3. Закон Кирхгоффа		3	2			3	

4	<p>Лекция 4</p> <p>Тема: Второй закон термодинамики. Применение II закона термодинамики к химическим процессам</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Термодинамически обратимые и необратимые процессы. Понятие о максимальной работе. 2. Цикл Карно. К.П.Д. тепловой машины. 3. Понятие об энтропии. Аналитическое выражение II закона термодинамики 		4	2	2	2	3	
5	<p>Лекция 5</p> <p>Тема: Второй закон термодинамики. Применение II закона термодинамики к химическим процессам</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Статистический характер II закона термодинамики. Энтропия и термодинамическая вероятность. Формула Больцмана. 2. Изменение энтропии в изолированной системе как критерий направленности процесса 3. Постулат Планка. Вычисление энтропии 		5	2			3	Аттест. КР 1
6	<p>Лекция 6</p> <p>Тема: Характеристические функции и термодинамические потенциалы</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. 2. Определение направления реакции при стандартных условиях 3. Изменение термодинамических потенциалов в изотермических процессах. 4. Уравнение Гиббса-Гельмгольца 		6	2	2	2	3	
7	<p>Лекция 7</p> <p>Тема: Химический потенциал и направление процесса</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Понятие о химическом потенциале. 2. Уравнение Гиббса-Дюгема. 3. Химический потенциал и направленность процесса 		7	2			3	
8	<p>Лекция 8</p> <p>Тема: Термодинамика химического равновесия</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Химическое равновесие. Константа равновесия 2. Закон действия масс, термодинамический вывод. 3. Химическое равновесие в гетерогенных системах. 4. Уравнение изотермы химической реакции 		8	2	2	2	3	

9	Лекция 9 Тема: Термодинамика химического равновесия 1. Химическое равновесие в гетерогенных системах.		9	2			3	
10	Лекция 10 Тема: Термодинамика химического равновесия 1. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изобары и изохоры реакции. 2. Зависимость константы равновесия от давления. Уравнение Планка.		10	2	2	2	3	Аттест. КР 2
11	Лекция 11 Тема: Термодинамика химического равновесия 1. Принцип подвижного равновесия. 2. Термодинамическая теория сродства.		11	2			4	
12	Лекция 12 Тема: Фазовые равновесия 1. Условие термодинамического равновесия фаз. 2. Понятие фазы, компонента, степени свободы. 3. Правило фаз Гиббса. 4. Уравнение Клаузиуса-Клайперона. 5. Применение правила фаз к однокомпонентным системам		12	2	2	2	4	
13	Лекция 13 Тема: Растворы. Общая характеристика растворов. 1. Понятие о растворах и классификация их. 2. Способы выражения концентрации растворов 3. Идеальные и неидеальные растворы. 4. Активность и коэффициент активности		13	2			4	
14	Лекция 14 Тема: Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. 1. Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля. 2. Осмос и осмотическое давление		14	2	2	2	4	
15	Лекция 15 Тема: Свойства разбавленных растворов неэлектролитов 1. Температура замерзания и кипения разбавленных		15	2			4	Аттест. КР 3

	растворов. 2. Криоскопия и эбулиоскопия							
16	Лекция 16 Тема: Свойства разбавленных растворов неэлектролитов 1. Равновесия при растворении веществ. 2. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри. 3. Растворимость газов в электролитах. Уравнение Сеченова. 4. Растворы жидкость-жидкость. Ограниченная взаимная растворимость. Работы Алексеева В.Ф		16	2	3	3	4	
17	Лекция 17 Тема: Давление пара над растворами жидкость-жидкость 1. Отклонения от законов Рауля. 2. Первый закон Коновалова. 3. Диаграммы давление пара-состав, температура кипения-состав.		17	2			4	
Итого за 5 семестр				34	17	17	58	зачет

18	Лекция 18 Тема: Давление пара над растворами жидкость-жидкость 1. Второй закон Коновалова. 2. Азеотропные смеси.			ЛК	ПЗ	ЛР	СРС	
19	Лекция 19 Тема: Дистилляция двойных смесей. 1. Дистилляция обычных двойных систем. Простая дробная (фракционная) перегонка 2. Дистилляция систем с азеотропной точкой. Практическое использование	6	1	2			4	
20	Лекция 20 Тема: Дистилляция двойных смесей. 1. Ректификация. Принцип работы ректификационной колонны. 2. Перегонка с водяным паром		2	2	2	4	4	

21	<p>Лекция 21</p> <p>Тема: Равновесие кристаллы-жидкость. Физико-химический анализ</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Термический анализ, кривые охлаждения. 2. Диаграммы растворимости двухкомпонентных систем с простой эвтектикой. 3. Диаграммы растворимости систем с образованием устойчивых соединений, с неограниченной растворимостью компонентов 		3	2			4	
22	<p>Лекция 22</p> <p>Тема: Трехкомпонентные системы</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Графическое выражение состава трехкомпонентных систем. 2. Распределение третьего компонента между двумя жидкими фазами 		4	2	2	4	4	
23	<p>Лекция 23</p> <p>Тема: Трехкомпонентные системы</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Коэффициент распределения. 2. Уравнение Шилова. 3. Принцип экстракции из растворов 		5	2			4	Аттест. КР 1
24	<p>Лекция 24</p> <p>Тема: Растворы электролитов</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Теория электролитической диссоциации Аррениуса и её недостатки. 2. Основные положения теории сильных электролитов 3. Активность и коэффициент активности электролитов. 4. Ионная сила. Правило ионной силы. Зависимость коэффициента активности от ионной силы 		6	2	2	4	4	
25	<p>Лекция 25</p> <p>Тема: Электропроводность растворов электролитов</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Удельная и эквивалентная электропроводность растворов электролитов, зависимость их от концентрации. 2. Эквивалентная электропроводность при бесконечном разбавлении. Подвижность ионов. Закон Кольрауша 3. Связь эквивалентной электропроводности со степенью диссоциации и константой диссоциации 		7	2			4	

26	<p>Лекция 26</p> <p>Тема: Электродные процессы</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Возникновение потенциала на границе двух фаз. 2. Строение ДЭС на границе металл-раствор 3. Уравнение Нернста 		8	2	2	4	5	
27	<p>Лекция 27</p> <p>Тема: Гальванический элемент и его ЭДС</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Термодинамическое вычисление ЭДС гальванического элемента. 2. Химические и концентрационные гальванические элементы 		9	2			5	
28	<p>Лекция 28</p> <p>Тема: Гальванический элемент и его ЭДС</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Стандартные элементы и электроды. 2. Методы измерения ЭДС 		10	2	2	4	5	Аттест. КР 2
29	<p>Лекция 29</p> <p>Тема: Электролиз</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Химические процессы при электролизе на катоде и на аноде. 2. Законы Фарадея. Выход вещества по току. 3. Понятие о поляризации концентрационной и химической. 4. Потенциал разложения. Перенапряжение 		11	2			5	
30	<p>Лекция 30</p> <p>Тема: Химическая кинетика</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Скорость химической реакции. Константа скорости. 2. Влияние различных факторов на скорость химической реакции. Законы действия масс. 3. Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации и способы её вычисления. 		12	2	2	4	5	
31	<p>Лекция 31</p> <p>Тема: Кинетическая характеристика реакций</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Молекулярность и порядок реакции. Причины их несовпадения.. 2. Кинетические уравнения реакций 0,1,2 порядков 3. Способы определения порядков реакций 		13	2			5	

32	<p>Лекция 32</p> <p>Тема: Кинетика сложных реакций.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные реакции. 2. Лимитирующая стадия реакций. 3. Фотохимические реакции. Закон эквивалентности. Квантовый выход. 		14	2	2	4	5	
33	<p>Лекция 33</p> <p>Тема: Кинетика сложных реакций</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Цепные реакции. 2. Особенности кинетики цепных реакций. 3. Теория цепных реакций Н.Н. Семенова. 4. Особенности гетерогенных процессов 		15	2			5	Аттест. КР 3
34	<p>Лекция 34</p> <p>Тема: Катализ. Общие свойства катализаторов</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Понятие о катализе. Катализаторы и ингибиторы. 2. Влияние катализаторов на энергию активации. 3. Теория гомогенного катализа. Автокатализ 		16	2	1	3	5	
	Итого за 6 семестр			34	17	34	77	экзамен
	Итого			68	34	51	135	

4.2 Содержание лабораторных занятий

№ п/п	№ лекции из рабочей программы	Наименование лабораторного (практического, семинарского) занятия	Количество часов	Рекомендуемая литература и методические
1	2	3	4	5
5 Семестр				
1	1	Техника безопасности при работе в лаборатории физической и коллоидной химии	4	1-7
2	2	Определение теплоты растворения соли.	4	1-7
3	6	Определение теплоты нейтрализации	4	1-7
4	10	Определение молекулярного веса неэлектролита	4	1-7
5	16	Определение молекулярного веса неэлектролита	1	1-7
		Всего за 5 семестр:	17	
6 Семестр				
6	20	Определение константы распределения иода между органическим и неорганическим растворителем	4	1-7
7	22	Изучение взаимной растворимости в трехкомпонентной системе	4	1-7
8	24	Перегонка с водяным паром.	4	1-7
9	26	Электропроводность растворов слабого электролита и определение его константы диссоциации	4	1-7
10	28	Э.д.с. гальванического элемента Якоби- Даниэля.	4	1-7
11	30	Электролиз	4	1-7
12	32	Определение скорости реакции разложения мурексида.	4	1-7
13	34	Определение скорости реакции иодирования ацетона.	4	1-7
14	36	Определение стандартного окислительно-восстановительного потенциала ферри-ферро электрода	2	1-7
		Всего за 5 семестр	34 часа	
		Итого	51	

4.3 Содержание практических занятий

№ п/п	№ лекции из рабочей программы	Наименование лабораторного (практического, семинарского) занятия	Количество часов	Рекомендуемая литература и методические разработки
1	2	3	4	5
5 Семестр				
1	1	Эквивалентность теплоты и работы. Первый закон термодинамики – формулировки и аналитическое выражение.	2	[1-7]
2	2	Внутренняя энергия системы. Внутренняя энергия как функция состояния.	2	[1-7]
3	4	Работа расширения идеального газа в основных термодинамических процессах. Энтальпия. Термохимия. Закон Гесса и его следствия.	2	[1-7]
4	6	Тепловые эффекты химических процессов. Теплоты образования и сгорания веществ. Теплота растворения.	2	[1-7]
5	8	Факторы, определяющие тепловой эффект при растворении вещества. Виды теплот растворения: интегральная, первая, полная, последняя, промежуточная.	2	[1-7]
6	10	Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры (закон Кирхгоффа). Теплоемкость.	2	[1-7]
7	12	Принцип калориметрических измерений. Устройство калориметра. Определение постоянной калориметра по стандартному веществу.	2	[1-7]
8	14	Равновесие в гетерогенных системах. Условия равновесия. Число термодинамических степеней свободы равновесной гетерогенной системы. Правило фаз Гиббса. Основы физико-химического анализа; диаграммы состав-свойство.	1	[1-7]
Всего за 5 семестр:			17	

6 Семестр				
9	20	Скорость химической реакции. Основной постулат химической кинетики. Кинетическое уравнение.	2	[1-7]
10	22	Константа скорости химической реакции. Порядок реакции. Односторонние реакции нулевого, первого и второго порядков.	2	[1-7]
11	24	Период полупревращения. Методы определения порядка реакции. Молекулярность элементарных реакций. Моно-, би- и тримолекулярные реакции.	2	[1-7]
12	26	Сложные реакции. Цепные реакции – неразветвленные и разветвленные.	2	[1-7]
13	28	Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса, его термодинамический вывод.	2	[1-7]
14	30	Энергия активации. Определение энергии активации из экспериментальных данных. Теория активных столкновений. Теория активного комплекса.	2	[1-7]
15	32	Поверхность потенциальной энергии. Свойства активного комплекса. Сравнение теорий активных столкновений и активного комплекса.	2	[1-7]
16	34	Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход.	2	[1-7]
17	36	Гетерогенный катализ. Особенности гетерогенно-каталитических процессов. Теории гетерогенного катализа	1	[1-7]
		Всего за 6 семестр	17	
		Итого	34	

4.4 Тематика для самостоятельной работы студента

№ п/п	Тематика по содержанию дисциплины, выделенная для самостоятельного изучения	Количество часов из содержания дисциплины	Рекомендуемая литература и источники	Формы контроля СРС
1	Эквивалентность теплоты и работы. Первый закон термодинамики – формулировки и аналитическое выражение.	5	[1,9]	КР
2	Внутренняя энергия системы. Внутренняя энергия как функция состояния.	5	[3,6]	КР
3	Работа расширения идеального газа в основных термодинамических процессах. Энтальпия. Термохимия. Закон Гесса и его следствия.	5	[3]	КР
4	Тепловые эффекты химических процессов. Теплоты образования и сгорания веществ. Теплота растворения.	5	[3,6]	КР
5	Факторы, определяющие тепловой эффект при растворении вещества. Виды теплот растворения: интегральная, первая, полная, последняя, промежуточная.	5	[3,6]	КР
6	Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры (закон Кирхгоффа). Теплоемкость.	5	[3,6]	КР
7	Принцип калориметрических измерений. Устройство калориметра. Определение постоянной калориметра по стандартному веществу.	5	[3,6]	КР
8	Методика определения теплот растворения, гидратообразования и нейтрализации.	5	[3,6]	КР
9	Химическое равновесие. Признаки и условия равновесия. Закон действующих масс. Константа равновесия и способы ее выражения.	5	[3,6]	КР
10	Применение закона действующих масс к гетерогенным системам. Химический потенциал. Максимальная работа (изменение изохорно-изотермического потенциала) и максимальная полезная работа (изменение изобарно-изотермического потенциала) равновесной изотермической химической реакции.	5	[3,6]	КР
11	Уравнение изотермы химической реакции. Стандартные изобарный и изохорный потенциалы химической реакции: их физический смысл и связь с константами равновесия.	5	[3,6]	КР
12	Смещение равновесия при изменении концентрации реагентов и давления. Зависимость константы равновесия от температуры.	5	[3,6]	КР
13	Уравнения изобары и изохоры Вант-Гоффа. Принцип Ле Шателье, его термодинамическое обоснование.	5	[3,6]	КР
14	Равновесие в гетерогенных системах. Условия равновесия. Число термодинамических степеней свободы равновесной гетерогенной системы. Правило фаз Гиббса. Основы физико-химического анализа; диаграммы состав-свойство.	5	[3,6]	КР
15	Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды. Уравнение Клаузиуса – Клапейрона.	5	[3,6]	КР
16	Двухкомпонентные системы. Термический анализ; кривые охлаждения. Диаграммы плавкости систем, компоненты которых	5	[3,6]	КР

	образуют: а) Эвтектическую смесь; б) Твердые растворы; в) Конгруэнтно-плавящиеся соединения; г) Инконгруэнтно-плавящиеся соединения. Сингулярные точки.			
17	Растворы: определение понятия и классификация. Взаимная растворимость жидкостей.	5	[3,6]	КР
18	Кривые расслоения. Распределение третьего компонента между двумя несмешивающимися жидкостями.	5	[3,6]	КР
19	Закон распределения. Термодинамический вывод закона распределения.	2	[3,6]	КР
20	Коэффициент распределения для случаев диссоциации и ассоциации растворенного вещества. Экстракция.	2	[3,6]	КР
21	Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля.	2	[3,6]	КР
22	Идеальные и неидеальные растворы. Состав и давление насыщенного пара над бинарным раствором.	2	[3,6]	КР
23	Диаграммы состояния "раствор – пар". Законы Коновалова и их термодинамическое обоснование. Перегонка двойных жидких смесей. Ректификация. Азеотропные смеси.	2	[3,6]	КР
24	Давление насыщенных паров растворителя над растворами нелетучих веществ-неэлектролитов. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ.	2	[3,6]	КР
25	Криоскопическая и эбуллиоскопическая постоянные растворителя. Криометрическое определение молекулярной массы растворенного вещества.	2	[3,6]	КР
26	Растворы электролитов. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа, его связь со степенью диссоциации.	2	[3,6]	КР
27	Криометрическое определение степени диссоциации электролита. Методика криометрических измерений. Термометр Бекмана.	2	[3,6]	КР
28	Скорость химической реакции. Основной постулат химической кинетики. Кинетическое уравнение.	2	[3,6]	КР
29	Константа скорости химической реакции. Порядок реакции. Односторонние реакции нулевого, первого и второго порядков.	2	[3,6]	КР
30	Период полупревращения. Методы определения порядка реакции. Молекулярность элементарных реакций. Моно-, би- и тримолекулярные реакции.	2	[3,6]	КР
31	Сложные реакции. Цепные реакции – неразветвленные и разветвленные.	2	[3,6]	КР
32	Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса, его термодинамический вывод.	2	[3,6]	КР
33	Энергия активации. Определение энергии активации из экспериментальных данных. Теория активных столкновений. Теория активного комплекса.	2	[3,6]	КР
34	Поверхность потенциальной энергии. Свойства активного комплекса.	5	[3,6]	КР
35	Сравнение теорий активных столкновений и активного комплекса	5	[3,6]	КР
36	Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход.	5	[3,6]	КР
	ИТОГО	135		

5. Образовательные технологии

Основными видами обучения студентов являются лекции и лабораторные занятия в дисплейном классе и самостоятельная работа студентов.

При чтении лекций особое внимание следует уделить особое внимание отбору материала, логике его следования в рамках дисциплины, формированию понятийного аппарата. В процессе работы преподавателю следует широко использовать мультимедийную технику, демонстрировать не только статичные иллюстрационные материалы, но и вносить в учебный процесс элементы непосредственно компьютерного моделирования, обсуждая с аудиторией его ход и результаты.

Практикум ориентируется на формирование у студентов устойчивых навыков работы с программным обеспечением общего назначения и средствами разработки программ под контролем преподавателя. Важно, чтобы результаты каждой лабораторной работы оформлялись в соответствии с установленными требованиями и сохранялись студентами до завершения всего курса.

Самостоятельная работа студента ориентирована на работу дома, в библиотеке, в классах ПЭВМ вычислительной лаборатории факультета с доступом в интернет. Студенты должны систематически работать с учебной литературой, конспектами лекций, с материалами Интернет. Оценка самостоятельной работы студента должна быть составной частью итоговой оценки знаний студента по данной дисциплине.

Удельный вес занятий проводимых в интерактивной форме составляет не менее 20% аудиторных занятий (32ч)

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

ФОНД КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Перечень вопросов для входной контрольной работы

1. I закон термодинамики- закон сохранения энергии в термодинамических системах. Формулировки и математическое выражение, универсальность.
2. Закон Гесса и следствия из него.
3. Способы расчета теплового эффекта химических реакций.
4. II закон термодинамики: формулировки и математическое выражение, понятие об энтропии.
5. Энтропия как мера неупорядоченности, связь ее с термодинамической вероятностью.
6. Обратимые и необратимые процессы. Понятие о химическом равновесии.
7. Энтропийный и энтальпийный факторы процесса. Условие равновесия.
8. Энергия Гиббса как критерий направления процесса. Понятие о химическом сродстве.
9. Понятие о химическом равновесии. Константа химического равновесия.
10. Влияние изменения условий на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
11. Скорость химических реакций. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций. Закон действия масс.

Перечень вопросов для 1–ой текущей аттестационной контрольной работы

1. Основные понятия термодинамики: термодинамическая система, фаза, термодинамические параметры, равновесный процесс, максимальная работа.
2. Сформулируйте I з-н термодинамики.
3. Как можно осуществить равновесный обратимый процесс?
4. Почему при равновесном обратимом процессе совершается максимальная работа.
5. Сформулируйте закон Гесса и его следствия.
6. Что называется теплотой образования химических соединений? Теплотой сгорания?
7. Как можно вычислить тепловой эффект химической реакции по теплотам образования и сгорания химических соединений?
8. Энтальпия –функция состояния системы.
9. Зависимость теплового эффекта химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
10. Сформулируйте II закон термодинамики.
11. Цикл Карно. Математическое выражение II закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов.
12. Энтропия. Связь энтропии с термодинамической вероятностью системы.
13. Постулат Планка.
14. Характеристические функции и термодинамические потенциалы.
15. Вывод уравнения изобарно-изотермического потенциала и его изменения.
16. и тепловой эффект процесса.
17. Дайте анализ уравнения максимальной работы. Напишите уравнение, связывающее максимальную работу, температурный коэффициент максимальной работы Гиббса-Гельмгольца.
18. Химический потенциал как частное производное термодинамических функций. Условие равновесия между фазами.
19. Сформулируйте закон действующих масс.
20. Перечислите способы расчета констант равновесия.
21. Напишите уравнение зависимости константы химического равновесия от температуры в

- дифференциальной форме и проанализируйте его.
22. Уравнения изобары и изохоры Вант-Гоффа, как количественное выражение принципа Ле-Шателье.

Перечень вопросов для 2–ой текущей аттестационной контрольной работы

1. Гетерогенные системы. Понятие компонента, фазы.
2. Общее условие равновесия в гетерогенных системах.
3. Правило фаз Гиббса.
4. Однокомпонентные системы. Применение правила фаз к однокомпонентным системам типа воды.
5. Диаграмма состояния двухкомпонентных систем с простой эвтектикой.
6. Графическое выражение состава и тройных систем. Треугольники Гиббса и Розебума.
7. Термический анализ.
8. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.
9. Свойства растворов неэлектролита, понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля.
10. Температура замерзания растворов. Криоскопия.
11. Температура кипения растворов. Эбуллиоскопия.
12. Осмос. Осмотическое давление.
13. Состав пара растворов. Первый закон Коновалова
14. Второй закон Коновалова. Азеотропные растворы.
15. Диаграмма «состав – кипения» и «состав-давление».
16. Дистилляция двойных смесей. Правило рычага.
17. Ректификация.
18. Перегонка с водяным паром.
19. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри. Уравнение Сеченова.
20. Взаимная растворимость жидкостей.
21. Закон распределения. Уравнение Шилова.
22. Экстракция.
23. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации.
24. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации.
25. Теория сильных электролитов Дебая и Гюккеля.
26. Удельная и эквивалентная электропроводимость. Зависимость их от концентрации для сильных и слабых электролитов.
27. Электропроводность при бесконечном разведении. Закон Кольрауша.
28. Гальванические элементы, их устройство.
29. Электродные потенциалы и ЭДС гальванического элемента.
30. Электроды I и II рода. Уравнение Нернста для вычисления электродных потенциалов.
31. Измерение ЭДС компенсационным методом. Нормальный элемент Вестона.
32. Электролиз. Законы Фарадея.
33. Катодные и анодные процессы при электролизе расплавов и растворов электролитов.
34. Поляризация электродов, методы ее снижения (деполяризация).
35. Потенциал разложения и перенапряжения.

Перечень вопросов для 3–ой текущей аттестационной контрольной работы

1. Скорость реакции. Константа скорости. Молекулярность и порядок реакции.
2. Цепные реакции. Особенности кинетики цепных реакций.
3. Причины несовпадения молекулярности и порядка реакций.
4. Реакции I порядка. Кинетические уравнения I порядка.

5. Способы определения порядка реакции.
6. Реакции второго порядка. Кинетические уравнения для реакций второго порядка.
7. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого, второго порядка. Размерность константы скорости реакции.
8. Зависимость скорости реакции от концентрации. Закон действия масс.
9. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
10. Теория активного комплекса.
11. Влияние катализатора на энергию активации.
12. Способы определения энергии активации.
13. Теория активных столкновений. Физический смысл энергии активации.
14. Сложные реакции: параллельные, последовательные, сопряженные. Понятие о лимитирующей стадии.
15. Фотохимические реакции. Закон Эйнштейна.
16. Явление катализа. Положительный и отрицательный катализ.
17. Теория гомогенного катализа.
18. Особенности кинетики гетерогенных процессов.
19. Стадия гетерогенного катализа.
20. Промоторы. Отравление катализаторов.
21. Автокатализ.

Вопросы к зачету

1. Основные понятия термодинамики. Внутренняя энергия, теплота, работа.
2. Первый закон термодинамики.
3. Теплота процессов при постоянном объеме и при постоянном давлении. Энтальпия.
4. Закон Гесса. Теплота образования и теплота сгорания. Вычисление тепловых эффектов.
5. Физический смысл, статическое истолкование и формулировки второго закона термодинамики.
6. Энтропия. Аналитическое выражение второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов.
7. Вычисление абсолютной энтропии. Постулат Планка.
8. Термодинамические потенциалы. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца
9. Зависимость изобарно-изотермического потенциала от состава системы. Химический потенциал.
10. Химическое равновесие. Закон действия масс. Константа равновесия и способы ее выражения.
11. Химическое равновесие. Закон действия масс. Константа равновесия и способы ее выражения.
12. Правило фаз Гиббса. Понятия «фаза», «компонент», «степень свободы».
13. Уравнение Клаузиуса-Клайперона.
14. Диаграмма состояния воды. Применение правила фаз Гиббса к разбору диаграммы состояния однокомпонентных систем.
15. Распределение растворенного вещества между двумя жидкими фазами. Коэффициент распределения. Экстракция.
16. Удельная и эквивалентная электропроводности, зависимость их от концентрации для сильных и слабых электролитов.
17. Подвижность ионов. Связь между подвижностью и электропроводностью. Закон Кольрауша.
18. Возникновение электродных потенциалов и двойного электрического слоя, строение ДЭС.
19. Термическое вычисление ЭДС гальванического элемента. Уравнение Нернста.
20. Стандартные потенциалы, ряд напряжений, Определение потенциала отдельного электрода.
21. Классификация электродов. Электроды 1 и 11-го рода, электрода сравнения (водородный и хлорсеребряный).
22. Электролиз. Катодные и анодные процессы. Законы Фарадея.

23. Понятие о поляризации электродов и перенапряжении.
24. Скорость химической реакции. Закон действия масс, константа скорости реакций.
25. Молекулярность и порядок реакций, причины их несовпадения. Кинетические уравнения для реакций нулевого, первого и второго порядков.
26. Способы определения порядков реакции.
27. Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные. Стадийное протекание и лимитирующая стадия реакции.

Экзаменационные вопросы

1. Предмет и задачи физической химии. Система. Виды систем. Термодинамические параметры. Интенсивные и экстенсивные свойства. Обратимые и необратимые процессы. Теплота и работа. Понятие о термодинамическом равновесии. Равновесные и неравновесные процессы. Функции состояния и функции процессов.
2. Уравнение состояния. Модель идеального газа. Уравнение состояния идеального и основные типы уравнений состояния идеальных газов.
3. Теплота и работа различных процессов. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия, энтальпия. Теплоемкости и их свойства. Выражения для c_p и c_v в общем виде.
4. Термохимия. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и его следствие. Стандартные состояния и стандартные теплоты реакций. Теплота сгорания. Теплоты образования. Использование закона Гесса и его следствий в расчетах тепловых эффектов химических реакций.
5. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгофа. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций.
6. Второй закон термодинамики. Различные формулировки. Энтропия как функция состояния. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Изменения энтропии в различных процессах. Изменение энтропии как критерий самопроизвольности течения процесса в изолированной системе.
7. Третий закон термодинамики. Теорема Нернста. Постулат Планка. Абсолютные значения энтропии и методы ее расчета.
8. Фундаментальные уравнения Гиббса. Характеристические функции. Энергия Гельмгольца, энергия Гиббса и их свойства. Уравнение Максвелла. Использование уравнения Максвелла для вывода различных термодинамических соотношений.
9. Химический потенциал, его общее определение. Зависимость от давления и концентрации для идеальных газов. Общее условие равновесия. Условия химического, фазового, термического и механического равновесия.
10. Термодинамика реальных газов. Летучесть. Определение и методы ее вычисления.
11. Задачи термодинамической теории растворов. Способы выражения состава. Классификация растворов.
12. Термодинамика растворов. Парциальные мольные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема.
13. Давления насыщенного пара жидких растворов. Законы Рауля.
14. Коллигативные свойства растворов. Криоскопия. Эбулиоскопия. Осмотические явления. Уравнение Вант-Гоффа.
15. Равновесие жидкость-пар в двухкомпонентных системах. Равновесные свойства пара и жидкости. Законы Гиббса – Коновалова. Азеотропные смеси и их свойства.
16. Неидеальные растворы. И их свойства. Метод активностей.
17. Правило фаз Гиббса и его применение к гетерогенным равновесиям. Однокомпонентные системы. Уравнение Клайперона – Клаузеуса. Монотропия и энантиотропия.
18. Двухкомпонентные системы. Различные диаграммы состояния двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз. Системы, образующие твердые растворы и химические соединения с конгруэнтной и инконгруэнтной точкой плавления. Эвтектическая и перитектическая точки.
19. Трехкомпонентные системы. Треугольник Гиббса – Розебома.
20. Условие химического равновесия. Закон действующих масс. Константы равновесия: K_p , K_C , K_K

и связь между ними. Химическое равновесие в идеальных и неидеальных системах.

21. Изотерма равновесия Вант – Гоффа. Ее применение для гомогенных и гетерогенных систем.

Химические реакции в растворах. Гетерогенных химические реакции.

22. Зависимость константы равновесия от температуры. Интегрирование уравнения изобары Вант – Гоффа.

23. Расчет констант химических равновесий с использованием таблиц значений термодинамических функций.

24. Адсорбционные равновесия. Определение основных понятий. Виды адсорбции.

25. Монослойная адсорбция. Уравнение Ленгмюра и его анализ. Адсорбция на неоднородной поверхности. Изотерма Фрейндлиха.

26. Полимолекулярная адсорбция. Уравнение Брунауэра – Эмета – Теллера (БЭТ).

27. Основные понятия и постулаты химической кинетики. Молекулярность и порядок реакций. Кинетические уравнения различных типов реакций.

28. Определение порядков реакций. Необратимые реакции первого, второго, n- порядков. Концентрационные и временные порядки, их значение для изучения механизма химических реакций.

29. Зависимость скорости химических реакций от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации, ее физический смысл.

30. Сложные реакции. Их классификация. Кинетический анализ сложных реакций. Обратимые реакции. Параллельные и последовательные реакции.

31. Элементарные реакции. Теории кинетики элементарных реакций. Интерпретация бимолекулярных реакций. Теория столкновений. Теория абсолютных скоростей.

32. Типы тримолекулярных реакций. Кинетика рекомбинации атомов и простых радикалов. Тримолекулярные реакции валентно-насыщенных молекул. Интерпретация в рамках теории столкновений и теории абсолютных скоростей.

33. Мономолекулярные реакции. Модель Линдемана. Ее недостатки. Теория Хиншельвуда. Теория РРKM (Райса – Рамспергера – Коссея – Маркуса).

34. Кинетический анализ неэлементарных реакций. Принципы квазиравновесных и квазистационарных концентраций.

35. Цепные реакции. Основные типы превращений в радикально-цепных реакциях.

36. Метод стационарных концентраций в приложении к неразветвленным и цепным реакциям. Влияние типа обрыва на кинетику неразветвленных цепных реакций, длину цепи и квантовый выход. Кинетический анализ неразветвленных цепных реакций. Методы измерения констант скоростей элементарных радикальных реакций.

37. Разветвлено-цепные реакции. Типы разветвления цепей. Кинетика цепных реакций с вырожденным разветвлением цепей.

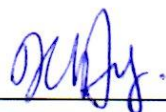
38. Кинетика реакций с невырожденным разветвлением цепей.

39. Кислотно-основной катализ. Механизмы и кинетика кислотно-основного катализа в идеальных и реальных средах.

Задания для проверки остаточных знаний у студентов

1. Сформулируйте I закон термодинамики.
2. Сформулируйте II закон термодинамики.
3. Характеристические функции и термодинамические потенциалы.
4. Правило фаз Гиббса.
5. Состав пара растворов. Первый закон Коновалова.
6. Второй закон Коновалова. Азеотропные растворы.
7. Закон распределения. Уравнение Шилова.
8. Электропроводность при бесконечном разведении. Закон Кольрауша.
9. Реакции I порядка. Кинетические уравнения I порядка.
10. Фотохимические реакции. Закон Эйнштейна.
11. Термодинамика растворов. Парциальные мольные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема.
12. Трехкомпонентные системы. Треугольник Гиббса – Розебома.

Одобрено _____



зав. библиотекой

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины: основная литература, дополнительная литература: программное обеспечение и Интернет-ресурсы следует привести в табличной форме _____.

Рекомендуемая литература и источники информации (основная и дополнительная)

№ п/п	Виды занятий	Необходимая учебная, учебно-методическая (основная и дополнительная) литература, программное обеспечение и Интернет ресурсы	Авторы	Издат и год издания	Кол-во изданий	
					В библиотеке	на кафедре
1	2	3	4	5	6	7
I. ОСНОВНАЯ						
1	ЛБ, срс	Физическая химия.	Е.Г.Ипполитов, А.В. Артемов, В.В.Батраков	М.: Академия. 2005	70	
2	ЛБ, срс	Основы коллоидной химии. учеб. Пос. Гриф УМО	Б.Д. Сум	М.:Академия 2007г	100	
II. ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ						
3	Лб, срс	Физическая химия.	Е.Г.Ипполитов, А.В. Артемов, В.В.Батраков	М.: Академия 2005	70	
4	ЛБ, срс	Курс физической химии	В.А. Киреев	М.: Химия 1975 г.	34	
5	ЛБ, срс	Курс физической химии. изд. 2-е, перераб. и доп. М.:	В.А. Киреев	Высшая школа. 1978 г.	32	
6	Лб, лк, срс	Краткий справочник физической химии	А.А. Равдель, А.М. Пономарева	1983г.	3	1
III. МЕТОДИЧЕСКИЕ РАЗРАБОТКИ						
7	ЛБ, срс	Методические указания к лабораторным работам по физической химии. Часть 1	Б.И.Ихласова, В.В.Пиняскин	Мах-ла, 2006 г	50	30

8. Интернет ресурсы, содержащие электронные библиотеки, справочную химическую информацию

1. Интернет сайты ведущих государственных вузов и научных организаций РФ: МГУ, СПбГУ, РХТУ, НГУ, РАН РФ и др.
2. Зарубежные научные и учебные центры: NBS USA, MTI UK, ChLab, Japan, NSRDS и др.
3. Интерактивная база данных книг и журналов SpringerLink.
1. http://c-books.narod.ru/pryanishnikov1_2_1.html
2. <http://alhimic.ucoz.ru/load/26>
3. <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/org.html>
4. <http://www.xumuk.ru>
5. <http://chemistry.narod.ru>
6. <http://www.media.ssu.samara.ru/lectures/deryabina/index/html>

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

1. Теоретический курс

1) Лекционный зал, оборудованный для показа информационного материала на интерактивной доске. Для показа слайдов и информации с электронных носителей

- 2) Лекции – электронный вариант
- 3) Таблицы – диск и бумажный вариант большого формата.
- 4) Варианты заданий для контрольных работ.
- 5) Набор реактивов и оборудования для опытов.

2. Лабораторный практикум

- 1) Тематика и описание лабораторных работ
- 2) Набор химических реактивов к каждой лабораторной работе.
- 3) Лабораторные установки, оборудование.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО с учетом рекомендаций ООП ВО по направлению и профилю подготовки «Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов»,

Рецензент от выпускающей кафедры по направлению 18.03.01 – Химическая технология


Подпись,

Султанов Ю.М.
ФИО