

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



**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА**  
дисциплины  
**«ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

**Направление подготовки**

19.03.02 - «Технология продуктов питания из растительного сырья»

**Направленность (профиль)**

«Технология хлеба, кондитерских и макаронных изделий»  
«Технология бродильных производств и виноделие»

**Квалификация выпускника**

Бакалавр

**Год начала подготовки**

2022

Грозный -2022

## 1. Цель и задачи дисциплины

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

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

## 2. Место дисциплины в структуре ОП

Дисциплина имеет самостоятельное значение и относится к обязательной части дисциплин Блока 1.

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

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

В свою очередь, данный курс, помимо самостоятельного значения, является предшествующей дисциплиной для курсов: пищевая химия; физико-химические основы и общие принципы переработки растительного сырья; процессы и аппараты пищевых производств.

## 3. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с индикаторами достижения компетенций

Таблица 1

Код по ФГОС	Индикаторы достижения	Планируемые результаты обучения по дисциплине (ЗУВ)
<b>Общепрофессиональные</b>		
ОПК-2 Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности	ОПК-2.1. Владеет базовыми знаниями в области фундаментальных разделов математики, физики, химии, биохимии и микробиологии в объеме, необходимом для освоения физических, химических, биохимических, биотехнологических, теплофизических и микробиологических основ при производстве	<b>знать:</b> – основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния; – теоретические основы и принципы химических и физико-химических методов анализа; - начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики; - уравнения формальной кинетики; <b>уметь:</b> – определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ; - прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях; - определять направленность процесса в заданных начальных условиях; устанавливать границы областей

	пищевых продуктов.	<p>устойчивости фаз в однокомпонентных и бинарных системах;</p> <p>-составлять кинетические уравнения в для кинетически простых реакций и прогнозировать влияние температуры на скорость процесса;</p> <p><b>владеть:</b></p> <p>- навыками вычисления тепловых эффектов химических реакций; констант равновесия химических реакций; давления насыщенного пара над индивидуальным веществом, состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах; методами определения констант скорости реакций;</p> <p>- полученными знаниями для управления процессом производства и контролем продуктов питания.</p>
--	--------------------	---

#### 4. Объем дисциплины и виды учебной

Таблица 2

Вид учебной работы		Всего часов		Семестры			
				ОФО		ЗФО	
		ОФО	ЗФО	4	5	5	6
<b>Контактная работа (всего)</b>		<b>124</b>	<b>24</b>	<b>64</b>	<b>60</b>	<b>12</b>	<b>12</b>
В том числе:							
Лекции		62	12	32	30	6	6
Практические занятия (ПЗ)							
Семинары (С)							
Лабораторные работы (ЛР)		62	12	32	30	6	6
<b>Самостоятельная работа (всего)</b>		<b>92</b>	<b>192</b>	<b>45</b>	<b>47</b>	<b>94</b>	<b>98</b>
В том числе:							
Контрольная работа							
Расчетно-графические работы							
Реферат		8	9	4	4	4	5
Проработка тем для самостоятельного изучения		30	72	12	18	36	36
Подготовка к лабораторным работам		18	36	9	9	18	18
Подготовка к практическим занятиям							
Подготовка к зачету		18	36	18		36	
Подготовка к экзамену		18	39		18		39
Вид отчетности		<b>Зачет, экзамен</b>	<b>Зачет, экзамен</b>	<b>Зачет</b>	<b>Экз.</b>	<b>Зачет</b>	<b>Экз.</b>
Общая трудоемкость дисциплины	Всего в часах	<b>216</b>	<b>216</b>	<b>109</b>	<b>107</b>	<b>106</b>	<b>110</b>
	Всего в зач. ед.	<b>6</b>	<b>6</b>	<b>3</b>	<b>3</b>	<b>3</b>	<b>3</b>

## 5. Содержание дисциплины

### 5.1. Разделы дисциплины и виды занятий

Таблица 3

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекц.		Пр. зан.		Лаб. зан.		Всего часов	
		ОФО	ЗФО	ОФО	ЗФО	ОФО	ЗФО	ОФО	ЗФО
1	Химическая термодинамика	10	2			8	2	18	4
2	Химическое равновесие	4						4	
3	Фазовые равновесия	8	2			8	2	16	4
4	Растворы	6	2			8	2	14	4
5	Электрохимия	10	2			8		18	2
6	Коррозия металлов	2						2	
7	Химическая кинетика	10	2			12	2	22	4
8	Дисперсные системы и поверхностно-активные	12	2			18	4	30	6
	<b>Всего</b>	<b>62</b>	<b>12</b>	<b>-</b>	<b>-</b>	<b>62</b>	<b>12</b>	<b>124</b>	<b>24</b>

### 5.2. Лекционные занятия

Таблица 4

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела
	Введение. Предмет физической химии	Предмет физической химии. Основные понятия физической химии.
1	Химическая термодинамика	Введение. Предмет, проблемы и методы физической химии. Основы химической термодинамики. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Калориметрические методы измерения теплового эффекта. Теплоты образования и сгорания соединения в стандартных условиях; их применение для вычисления тепловых эффектов химических реакций. Теплоемкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Уравнения Кирхгоффа.

		<p>Равновесные, неравновесные, обратимые и необратимые процессы. Второе начало термодинамики. Энтропия и термодинамическая вероятность состояния системы.</p> <p>Применение второго начала термодинамики к изолированным системам. Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца). Характеристические функции.</p> <p>Изменение термодинамических потенциалов в изотермических условиях. Максимальная работа и возможность химической реакции. Химический потенциал.</p>
2	Химическое равновесие	<p>Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа равновесия и разные способы выражения состава реакционной смеси. Влияние давления и температуры на химическое равновесие. Принцип смещения равновесия Ле Шателье-Брауна.</p> <p>Вычисление состава равновесных смесей и максимального выхода продуктов реакции.</p>
3	Фазовые равновесия	<p>Фазовое равновесие и термодинамическое учение о растворах. Фазовое равновесие в гетерогенных системах. Основные понятия. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса, его анализ. Диаграмма состояния однокомпонентной системы</p>
		<p>Диаграммы состояния двухкомпонентных систем. Физико-химический анализ. Термический анализ. Системы с эвтектикой. Правило рычага. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах газ-жидкость. Азеотропные смеси. Законы Коновалова.</p>
4	Растворы	<p>Термодинамические и молекулярно-кинетические условия образования растворов. Теории растворов. Термодинамические свойства растворов. Идеальные растворы. Закон Рауля. Температура кипения и замерзания идеального раствора. Осмотическое давление.</p>
		<p>Ограниченная взаимная растворимость жидкостей. Влияние температуры на взаимную растворимость. Зависимость давления насыщенного пара от состава в жидких системах с ограниченной растворимостью. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Экстракция</p>
5	Электрохимия	<p>Химическое равновесие в растворах электролитов. Электрохимия. Сильные и слабые электролиты. Степень константа электролитической диссоциации. Скорость движения ионов. Числа переноса. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.</p>

		Возникновение потенциала на границе двух фаз. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Классификация электродов. Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента.
6	Коррозия металлов	Химические процессы при электролизе. Концентрационная и химическая поляризация. Потенциал разложения. Перенапряжение и ее практическая ценность. Пассивность и коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии.
7	Химическая кинетика	Основные понятия формальной кинетики. Закон действующих масс. Зависимость скорости реакции и константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Молекулярность и порядок реакции.
		Современные представления о механизме элементарного акта химической реакции. Теория активных соударений. Энергия активации. Теория переходного состояния. Активированный комплекс. Причины каталитического действия. Ферменты.
8	Дисперсные системы и поверхностно-активные вещества	Дисперсные системы и поверхностные явления. Коллоидное состояние вещества. Поверхностная энергия. Поверхностное натяжение. Адсорбция на границе жидкость-пар. Адсорбция на границе твердое тело – газ. Теории адсорбции. Уравнения адсорбции. Адсорбция на границе твердое тело-жидкость.
		Строение мицеллы гидрофобного золя. Устойчивость лиофобных золь. Коагуляция коллоидных систем. Правила коагуляции электролитами. Теория ДЛФО.
		Поверхностно-активные вещества. Применение ПАВ в пищевых системах.

### 5.3. Лабораторный практикум

Таблица 5

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ
1	Химическая термодинамика	Определение теплоты растворения соли
2	Растворы	Определение молекулярной массы растворенного вещества криоскопическим методом
3	Фазовые равновесия	Определение теплоты испарения жидкости
4	Электрохимия	Измерение электрической проводимости растворов слабых электролитов
5	Химическая кинетика	Изучение кинетики каталитического разложения пероксида водорода
6	Дисперсные системы	Получение коллоидных систем
7	Дисперсные системы	Коагуляция коллоидных систем
8	Дисперсные системы	Адсорбция уксусной кислоты на активированном угле

### 5.4. Практические занятия (не предусмотрены планом)

## 6. Самостоятельная работа студентов (СРС) по дисциплине

### 6.1. Темы для самостоятельного изучения

Таблица 6

№ п/п	Темы для самостоятельного изучения
1	Связь теплоемкости с различными термодинамическими функциями
2	Химический потенциал идеального и реального газов. Фугитивность
3	Активность и коэффициент активности
4	Диаграмма кристаллизации для систем с конгруэнтно плавящимися химическими соединениями
5	Диаграмма кристаллизации для систем с инконгруэнтно плавящимися химическими соединениями
6	Диаграмма кристаллизации для систем с ограниченной растворимостью компонентов
7	Равновесия жидкость-пара. Законы Коновалова
8	Азеотропные смеси и методы их разделения
10	Химические цепи. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Диффузный потенциал.
11	Потенциометрическое определение среднего коэффициента активности электролита.

12	Способы определения порядка реакции и константы скорости реакции для элементарных реакций.
13	Определение энергии активации.
14	Сложные реакции: сопряженные, параллельные, последовательные, автокаталитические.
15	Квантово-химический подход к оценке реакционной способности молекул.
16	Химическая кинетика. Теория активных столкновений.
17	Химическая кинетика. Теория активированного комплекса или переходного состояния. Правило сохранения орбитальной симметрии Вудворда-Хоффмана.

## 6.2. Темы рефератов

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

## 6.3. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

1. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия.-М.: Высшая школа, 2003.- 527с.
2. Горшков В.И. Основы физической химии : учебник / Горшков В.И., Кузнецов И.А.. — Москва : Лаборатория знаний, 2021. — 408 с. — ЭБС «IPRbooks».
3. Корнеева В.В. Некоторые аспекты химической термодинамики : учебное пособие / Корнеева В.В., Корнеева А.Н., Небольсин В.А.. — Воронеж : Воронежский государственный технический университет, ЭБС АСВ, 2020. — 150 с.— URL: <https://www.iprbookshop.ru/111502.html>.
4. Архипова Н.В. Физическая химия : учебное пособие / Архипова Н.В., Кособудский И.Д.. — Саратов : Саратовский государственный технический университет имени Ю.А. Гагарина, ЭБС АСВ, 2020. — 160 с. — ЭБС «IPRbooks».
5. Сметанина Е.И. Лабораторный практикум по физической химии : учебное пособие / Сметанина Е.И., Колпаков В.А.. — Томск : Томский политехнический университет, 2019. — 272 с. — ЭБС «IPRbooks».
6. Основы физической химии. В 2 частях. Ч.1. Теория : учебник / В.В. Еремин [и др.].. — Москва : Лаборатория знаний, 2019. — 349 с. — ЭБС «IPRbooks».
7. Методические указания к выполнению лабораторных работ. Грозный: ГГНТУ.



## 7. Оценочные средства

### 7.1. Вопросы к первой рубежной аттестации (4 семестр)

1. Химическая термодинамика. Внутренняя энергия, теплота и работа. Первое начало термодинамики.
- 2.Энтальпия. Закон Гесса и термохимические расчеты.
- 3.Калориметрические методы измерения теплового эффекта.
- 4.Теплоты образования и сгорания соединений в стандартных условиях, их применение для вычисления тепловых эффектов химических реакций.
- 5.Теплоемкость, зависимость ее от температуры. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
- 6.Равновесные, неравновесные процессы. Второе начало термодинамики. Энтропия и термодинамическая вероятность состояния системы.
- 7.Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца).
- 8.Характеристические функции. Максимальная работа и возможность химической реакции.
- 9.Химический потенциал. Применение термодинамических потенциалов в качестве критериев направления самопроизвольных процессов и равновесия в изотермических условиях.
10. Химическое равновесие. Закон действующих масс.
- 11.Уравнение изотермы, изобары и изохоры химической реакции.
- 12.Константа равновесия. Направление химической реакции.
- 13.Влияние давления и температуры на химическое равновесие. Принцип смещения равновесия Ле Шателье-Брауна.
- 14.Константа равновесия и способы выражения состава реакционной смеси.

### 7.2. Вопросы ко второй рубежной аттестации (4 семестр)

1. Гетерогенное химическое равновесие. Фазовое равновесие и термодинамическое учение о растворах.
- 2.Фазовое равновесие в гетерогенных системах. Понятия фаз, компонент, число степеней свободы.. Правило фаз Гиббса.
- 3.Связь между равновесным давлением, температурой, изменением объема и теплотой фазового перехода. Уравнение Клайперона-Клаузиуса.
- 4.Однокомпонентные гетерогенные системы. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Диаграмма состояние воды.
5. Термодинамические свойства растворов. Давление насыщенного пара компонента над раствором. Идеальные растворы. Закон Рауля.
- 6.Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля, их причины.
7. Температура кипения растворов. Криоскопия
8. Температура замерзания растворов. Эбуллиоскопия.
- 9.Осмотическое давление растворов. Уравнение Вант-Гоффа.
10. Фазовые равновесия в двухкомпонентных системах. Физико-химический анализ.
11. Термический анализ. Кривые охлаждения.
12. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем (изоморфных, неизоморфных, образующих химические соединения при кристаллизации).
13. Правило рычага, нода, составы равновесных фаз, массы равновесных фаз.
14. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Экстракция.

### 7.3. Вопросы к зачету (4 семестр)

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

#### Образец билета к зачету

---

Грозненский государственный нефтяной технический университет  
им. акад. М.Д. Миллионщикова  
Институт нефти и газа  
Группа "ТХ" Семестр "4"  
Дисциплина "Физическая химия"

## Билет № 2

1. Термодинамические потенциалы (энергия Гиббса и энергия Гельмгольца). Характеристические функции. Максимальная работа и возможность химической реакции. Химический потенциал. Применение термодинамических потенциалов в качестве критериев направления самопроизвольных процессов и равновесия в изотермических условиях.
2. Константа равновесия. Направление химической реакции.
3. Калориметрические методы измерения теплового эффекта.

Подпись преподавателя \_\_\_\_\_

---

### 7.4. Вопросы к первой рубежной аттестации (5 семестр)

1. Электрохимия. Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Скорость движения ионов. Числа переноса.
2. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры.
3. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
4. Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя.
5. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста.
6. Классификация электродов. Индикаторные электроды.
7. Электроды сравнения.
8. Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента.
9. Химические и концентрационные гальванические элементы.
10. Химическая кинетика и катализ. Основные понятия формальной кинетики.
11. Зависимость скорости реакции и константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
12. Энергия активации. Причины каталитического действия.
13. Скорость химических реакций, ее зависимость от различных факторов.
14. Катализ. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.
15. Ферменты и ферментативный катализ.

### 7.5. Вопросы ко второй рубежной аттестации (5 семестр)

1. Классификация дисперсных систем
2. Термодинамические функции поверхностного слоя.
3. Поверхностное натяжение, свободная удельная поверхностная энергия
4. Термодинамическая теория адсорбции Гиббса.
5. Теории адсорбции. Мономолекулярная теория адсорбции Ленгмюра.
6. Теории адсорбции. Полимолекулярная адсорбция.
7. Теории адсорбции. Теория БЭТ, Поляни.
8. Теории адсорбции. Изотермы адсорбции по Брунауэрру.
9. Поверхностно-активные вещества.
10. Поверхностная активность и факторы, влияющие на нее. Уравнение Шишковского.
11. Адсорбция на твердых адсорбентах. Способы подбора адсорбентов.
12. Адсорбция молекул и ионов
13. Адгезия и смачивание. Работа адгезии и ее взаимосвязь с краевым углом смачивания.
14. Гидрофилизация и гидрофобизация поверхностей.
15. Возникновение электрического заряда на поверхности раздела фаз.
16. Потенциалопределяющие и противоионы. Строение ДЭС.
17. Электрокинетический потенциал. Электрокинетические явления.

- 18.Строение мицеллы.
- 19.Факторы, влияющие на термодинамический и электрокинетический потенциалы
- 20.Седиментационная устойчивость дисперсных систем.
- 21.Седиментационное равновесие.
- 22.Термодинамические и кинетические факторы агрегативной устойчивости.
- 23.Теория устойчивости гидрофобных золь ДЛФО.
24. Поверхностно-активные вещества. Применение ПАВ в пищевых системах.

### **7.6. Вопросы к экзамену (5 семестр)**

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

28. Электрохимия. Химическое равновесие в растворах электролитов и электрохимия. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа электролитической диссоциации. Скорость движения ионов. Числа переноса.
29. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры.
30. Подвижность ионов. Закон Кольрауша.
31. Возникновение потенциала на границе двух фаз. Строение двойного электрического слоя.
32. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста.
33. Классификация электродов. Индикаторные электроды.
34. Электроды сравнения.
35. Гальванический элемент и его ЭДС. Термодинамика гальванического элемента.
36. Химические и концентрационные гальванические элементы.
37. Химическая кинетика и катализ. Основные понятия формальной кинетики.
38. Зависимость скорости реакции и константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.
39. Энергия активации. Причины каталитического действия.
40. Скорость химических реакций, ее зависимость от различных факторов.
41. Катализ. Причины каталитического действия. Каталитическая активность и селективность.
42. Ферменты и ферментативный катализ.
43. Основные свойства дисперсных систем.
44. Классификация дисперсных систем
45. Термодинамические функции поверхностного слоя.
46. Поверхностное натяжение, свободная удельная поверхностная энергия
47. Термодинамическая теория адсорбции Гиббса.
48. Теории адсорбции. Мономолекулярная теория адсорбции Ленгмюра.
49. Теории адсорбции. Полимолекулярная адсорбция.
50. Теории адсорбции. Теория БЭТ, Поляни.
51. Теории адсорбции. Изотермы адсорбции по Брунауэрру.
52. Поверхностно-активные вещества.
53. Поверхностная активность и факторы, влияющие на нее. Уравнение Шишковского.
54. Адсорбция на твердых адсорбентах. Способы подбора адсорбентов.
55. Адсорбция молекул и ионов
56. Адгезия и смачивание. Работа адгезии и ее взаимосвязь с краевым углом смачивания.
57. Гидрофилизация и гидрофобизация поверхностей.
58. Возникновение электрического заряда на поверхности раздела фаз.
59. Потенциалопределяющие и противоионы. Строение ДЭС.
60. Электрокинетический потенциал. Электрокинетические явления.
61. Строение мицеллы.
62. Факторы, влияющие на термодинамический и электрокинетический потенциалы
63. Седиментационная устойчивость дисперсных систем.
64. Седиментационное равновесие.
65. Термодинамические и кинетические факторы агрегативной устойчивости.
66. Теория устойчивости гидрофобных золь ДЛФО.
67. Поверхностно-активные вещества. Применение ПАВ в пищевых системах.

## 7.7. Примерный билет на экзамен

**БИЛЕТ №** \_\_\_\_\_

Дисциплина \_\_\_\_\_ Физическая химия \_\_\_\_\_

Факультет \_\_\_\_\_ НТФ \_\_\_\_\_ специальность \_\_\_\_\_ ТХ, ТП \_\_\_\_\_ семестр \_\_ 5

1. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводность. Зависимость электропроводности слабых и сильных электролитов от концентрации и температуры.
2. Закон распределения растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями. Коэффициент распределения. Экстракция.
3. Поверхностно-активные вещества. Уравнение Шишковского для ПАВ.

Утверждаю:

« \_\_\_\_\_ » \_\_\_\_\_ 20 г. Зав. кафедрой \_\_\_\_\_

## 7.8. Вопросы к коллоквиуму

### Вопросы к лабораторной работе №1 для проведения текущего контроля

1. Уравнение первого начала термодинамики. Физический смысл величин, входящих в него.
2. Уравнение 1<sup>-го</sup> начала термодинамики для изобарного процесса. Функции состояния и функции процесса.
3. Уравнение 1<sup>-го</sup> начала термодинамики для изохорного процесса.
4. На какую величину различаются:
  - а) энтальпия от внутренней энергии
  - б) изохорно-изотермический потенциал от внутренней энергии;
  - в) изобарно-изотермический потенциал от изохорно-изотермического потенциала;
  - г) изобарно-изотермический потенциал от энтальпии;
  - д) тепловые эффекты при постоянном давлении и постоянном объеме?
5. Какой смысл имеют знаки «плюс» или «минус» перед термодинамическими функциями: теплотой, работой, изменением внутренней энергии?
6. Изменением какой термодинамической функции определяется возможность самопроизвольного протекания процесса:
  - а) при постоянном давлении и температуре;
  - б) при постоянном объеме и температуре;
  - в) в изолированной системе ?
7. Закон Гесса, два следствия из закона Гесса .
8. Вычислить тепловой эффект реакции при 298К:
$$4 \text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{Cl}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$$
9. Тепловой эффект реакции  $\text{C}_{(тв)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{(г)}$ , протекающей при постоянном объеме и температуре 20<sup>0</sup>С, равен -108,9 кДж/моль.  
Определить тепловой эффект данной реакции при постоянном давлении при той же температуре.
10. Вычислить стандартный тепловой эффект реакции  $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{H}_2 = 2\text{CH}_4$ , если известен стандартный тепловой эффект реакции  $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\Delta \text{H}^0 = -223,3$  кДж/моль. Стандартные теплоты сгорания  $\Delta \text{H}^0_{\text{сгор}}(\text{C}_2\text{H}_2) = -1299,63$  кДж/моль,

$$\Delta H^0_{\text{сгор}}(\text{CH}_4) = -890,31 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0_{\text{сгор}}(\text{C}_2\text{H}_6) = -1559,88 \text{ кДж/моль}.$$

### Вопросы к лабораторной работе №2 для проведения текущего контроля

Что называют фазовым превращением и фазовым равновесием?

2. Фаза, компонент, число термодинамических степеней свободы.
3. Влияние внешних параметров на фазовое равновесие и фазовые переходы. Правило фаз Гиббса.
4. Диаграмма состояния однокомпонентной системы на примере воды.
5. Тепловые эффекты фазовых переходов. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.
6. Какое явление называется парообразованием (испарением, кипением)?
7. Что называется удельной теплотой испарения?
8. Чем отличаются молярная теплота испарения от удельной?
9. Как зависит величина молярной теплоты испарения от прочности связей между молекулами жидкости?
10. В чем заключается измерение теплоты испарения жидкости?

### Вопросы к лабораторной работе №3 для проведения текущего контроля

1. Что называется раствором? Способы выражения состава растворов.
2. Давление насыщенного пара над чистой жидкостью и над разбавленным
3. раствором. Закон Рауля.
4. Идеальные и реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля.
5. Как изменяется температура плавления льда при повышении
6. внешнего давления? Чем можно это объяснить?
7. Температура замерзания разбавленного раствора. Криоскопия.
8. От чего зависит понижение температуры замерзания растворов?
9. Как определить молекулярную массу растворенного вещества криоскопическим методом?
10. Температура кипения разбавленного раствора. Эбуллиоскопия.
11. Осмотическое давление разбавленных растворов.

### Вопросы к лабораторной работе №4 для проведения текущего контроля

Основные положения теории электролитической диссоциации.

2. Что называют степенью диссоциации  $\alpha$ , константой диссоциации  $K_D$ ?
3. Какая величина называется удельной электрической проводимостью?
4. Построить график зависимости удельной электропроводности от концентрации для сильных и слабых электролитов.
5. Какая величина называется эквивалентной электропроводностью?
6. Построить график зависимости эквивалентной проводимости от концентрации для сильных и слабых электролитов.
7. Какая величина называется предельной эквивалентной проводимостью?
8. В чем суть релаксационного и катафоретического эффектов торможения? Какую зависимость они объясняют?
9. В чем заключается кондуктометрическое титрование?

### Вопросы к лабораторной работе №5 для проведения текущего контроля

1. В чем заключается кинетическая характеристика химической реакции?
2. Что такое «механизм химической реакции»?
3. Какова размерность скорости химической реакции?
4. Почему в уравнении мгновенной скорости реакции перед производной стоят два знака?
5. Какими методами можно изучать в лаборатории скорость реакции?

6. Перечислите факторы, от которых зависит скорость химической реакции.
7. Почему в выражении закона действия масс стоит произведение концентраций реагирующих веществ?
8. Может ли быть дробной величиной молекулярность реакции? Порядок реакции? В каких случаях молекулярность и порядок реакции совпадают?
9. Какая стадия сложной реакции называется лимитирующей?
10. Какова размерность констант скорости реакций первого и второго порядков?
11. Что нужно знать, чтобы рассчитать концентрацию реагента через 20 минут после начала реакции?
12. Выведите интегральную форму кинетического уравнения реакции третьего порядка. Чему равен период полупревращения для такой реакции?
13. Какие Вы знаете уравнения зависимости скорости реакции от температуры?
14. Что называют катализом. В чем состоят особенности каталитических процессов?

### **Вопросы к лабораторной работе №6 для проведения текущего контроля**

1. Какие отличительные особенности характеризуют коллоидное состояние системы?
2. В каких пределах находится размер коллоидных частиц?
3. Перечислите признаки, по которым производится классификация дисперсных систем?
4. Какие дисперсные системы называют гелями?
5. Какими методами получают коллоидные системы? Приведите примеры.
6. В чем заключается конденсационный метод получения коллоидных систем? Каково необходимое условие формирования коллоидных систем данным методом?
7. Каковы основные условия существования коллоидных систем, и как они обеспечиваются при получении коллоидов методом химической конденсации?
8. Что такое агрегативная неустойчивость коллоидов? Какой процесс является проявлением агрегативной неустойчивости коллоидов?
9. Какой процесс называется седиментацией и от чего зависит ее скорость?
10. Какие коллоидные системы называют лиофильными? Что служит критерием лиофильности коллоидных систем? Приведите примеры таких систем.
11. Напишите структурную формулу мицеллы золя гидроксида железа (III), стабилизированного хлоридом железа (III). Какой заряд имеют коллоидные частицы (гранулы) данного золя?
12. Напишите структурную формулу мицеллы золя гидроксида железа (III), стабилизированного гидроксидом натрия. Какой заряд имеют коллоидные частицы данного золя?
13. Напишите формулу мицеллы золя гидроксида алюминия, стабилизированного нитратом алюминия. Какой заряд имеют коллоидные частицы этого золя?
14. Напишите структурную формулу мицеллы золя иодида серебра, полученного при добавлении к раствору  $\text{AgNO}_3$  избытка раствора  $\text{NaI}$  той же концентрации. Определите заряд частиц данного золя.
15. Напишите структурную формулу мицеллы золя сульфида меди, учитывая, что стабилизатором является гидросульфид натрия. Какой заряд имеют частицы данного золя?

### **Вопросы к лабораторной работе №7 для проведения текущего контроля**

1. Что такое коагуляция, в чем она может проявляться?
2. Что такое порог коагуляции?
3. Перечислите правила коагуляции электролитами?
4. Какова природа «расклинивающего давления» по Б.В.Дерягину?



5. В чем сущность физической теории устойчивости Дерягина?
6. В чем заключается механизм концентрационной и нейтрализационной коагуляции золь? Примеры.
7. Как может действовать смесь двух электролитов-коагулянтов на коллоидную систему? В чем заключается синергизм ионов при действии смеси двух электролитов-коагулянтов на коллоидную систему?

**Вопросы к лабораторной работе №8 для проведения текущего контроля**

1. В чем состоят характерные особенности дисперсных систем, обуславливающих самопроизвольные поверхностные явления?
2. Какие поверхностные явления связаны с уменьшением величины межфазной поверхности?
3. Что называется адсорбцией? Виды адсорбции. Причины адсорбции.
4. Особенности физической и химической адсорбции.
5. Основные положения теории адсорбции БЭТ.
6. Уравнения адсорбции: Генри, Фрейндлиха, Ленгмюра.
7. Адсорбция ПАВ. Поверхностно-активные вещества.
8. Адсорбция на твердой поверхности. Твердые адсорбенты.
9. Эффект Ребиндера.
10. Правило уравнивания полярностей Ребиндера.
11. Перечислите особенности ионной адсорбции. Как она зависит от размеров и заряда ионов?
12. В чем заключаются особенности адсорбции из раствора на твердой поверхности

**7.4. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкалы оценивания.**

**Таблица 7**

Планируемые результаты освоения компетенции	Критерии оценивания результатов обучения				Наименование оценочного средства
	менее 41 баллов (неудовлетворительно)	41-60 баллов (удовлетворительно)	61-80 баллов (хорошо)	81-100 баллов (отлично)	
ОПК-2 Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности					
<p>знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>–основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния;</li> <li>– теоретические основы и принципы химических и физико-химических методов анализа;</li> <li>- начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики;</li> <li>- уравнения формальной кинетики;</li> <li>-основные признаки дисперсных систем и их свойства.</li> </ul>	Фрагментарные знания	Неполные знания	Сформированные, но содержащие отдельные пробелы знания	Сформированные систематические знания	<p>Вопросы и билеты к текущим и рубежным аттестациям;</p> <p>Вопросы к зачету и экзамену;</p> <p>Вопросы для контрольной и самостоятельной работы</p>

<p>уметь:          –определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ;          - прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях;          - определять направленность процесса в заданных начальных условиях; устанавливать границы областей устойчивости фаз в однокомпонентных и бинарных системах;          -составлять кинетические уравнения в для кинетически простых реакций и прогнозировать влияние температуры на скорость процесса;</p>	<p>Частичные умения</p>	<p>Неполные умения</p>	<p>Умения полные, допускаются небольшие ошибки</p>	<p>Сформированные умения</p>	
<p>владеть:          - навыками вычисления тепловых эффектов химических реакций; констант равновесия химических реакций; давления насыщенного пара над индивидуальным</p>	<p>Частичное владение навыками</p>	<p>Несистематическое применение навыков</p>	<p>В систематическом применении навыков допускаются пробелы</p>	<p>Успешное и систематическое применение навыков</p>	

<p>веществом, состава сосуществующих фаз в двухкомпонентных системах; методами определения констант скорости реакций;</p> <p>- полученными знаниями для управления процессом производства и контролем продуктов питания.</p> <p>Знать основные закономерности протекания химических процессов.</p>					
--	--	--	--	--	--

## **8. Особенности реализации дисциплины для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья**

Для осуществления процедур текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся созданы фонды оценочных средств, адаптированные для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья и позволяющие оценить достижение ими запланированных в основной образовательной программе результатов обучения и уровень сформированности всех компетенций, заявленных в образовательной программе. Форма проведения текущей аттестации для студентов-инвалидов устанавливается с учетом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно на бумаге, письменно на компьютере, в форме тестирования и т.п.). При тестировании для слабовидящих студентов используются фонды оценочных средств с укрупненным шрифтом. На экзамен приглашается сопровождающий, который обеспечивает техническое сопровождение студенту. При необходимости студенту-инвалиду предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на экзамене (или зачете). Обучающиеся с ограниченными возможностями здоровья и обучающиеся инвалиды обеспечиваются печатными и электронными образовательными ресурсами (программы, учебные пособия для самостоятельной работы и т.д.) в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:

1) для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по зрению:

- для слепых: задания для выполнения на семинарах и практических занятиях оформляются рельефно-точечным шрифтом Брайля или в виде электронного документа, доступного с помощью компьютера со специализированным программным обеспечением для слепых, либо зачитываются ассистентом; письменные задания выполняются на бумаге рельефно-точечным шрифтом Брайля или на компьютере со специализированным программным обеспечением для слепых либо 14 надиктовываются ассистенту; обучающимся для выполнения задания при необходимости предоставляется комплект письменных принадлежностей и бумага для письма рельефно-точечным шрифтом Брайля, компьютер со специализированным программным обеспечением для слепых;

- для слабовидящих: обеспечивается индивидуальное равномерное освещение не менее 300 люкс; обучающимся для выполнения задания при необходимости предоставляется увеличивающее устройство; возможно также использование собственных увеличивающих устройств; задания для выполнения заданий оформляются увеличенным шрифтом;

2) для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по слуху:

- для глухих и слабослышащих: обеспечивается наличие звукоусиливающей аппаратуры коллективного пользования, при необходимости обучающимся предоставляется звукоусиливающая аппаратура индивидуального пользования; предоставляются услуги сурдопереводчика;

- для слепоглухих допускается присутствие ассистента, оказывающего услуги тифлосурдопереводчика (помимо требований, выполняемых соответственно для слепых и глухих);

3) для лиц с тяжелыми нарушениями речи, глухих, слабослышащих лекции и семинары, проводимые в устной форме, проводятся в письменной форме;

4) для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, имеющих нарушения опорно-двигательного аппарата:

- для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата, нарушениями двигательных функций верхних конечностей или отсутствием верхних конечностей: письменные задания выполняются на компьютере со специализированным программным обеспечением или надиктовываются ассистенту; выполнение заданий (тестов, контрольных работ), проводимые в письменной форме, проводятся в устной форме путем опроса, беседы с обучающимся.

## **9. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины**

### **9.1. Литература**

1. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия.-М.: Высшая школа, 2003.- 527с.
2. Горшков В.И. Основы физической химии : учебник / Горшков В.И., Кузнецов И.А.. — Москва : Лаборатория знаний, 2021. — 408 с. — ЭБС «IPRbooks».
3. Корнеева В.В. Некоторые аспекты химической термодинамики : учебное пособие / Корнеева В.В., Корнеева А.Н., Небольсин В.А.. — Воронеж : Воронежский государственный технический университет, ЭБС АСВ, 2020. — 150 с.— URL: <https://www.iprbookshop.ru/111502.html>.
4. Архипова Н.В. Физическая химия : учебное пособие / Архипова Н.В., Кособудский И.Д.. — Саратов : Саратовский государственный технический университет имени Ю.А. Гагарина, ЭБС АСВ, 2020. — 160 с. — ЭБС «IPRbooks».
5. Сметанина Е.И. Лабораторный практикум по физической химии : учебное пособие / Сметанина Е.И., Колпаков В.А.. — Томск : Томский политехнический университет, 2019. — 272 с. — ЭБС «IPRbooks».
6. Основы физической химии. В 2 частях. Ч.1. Теория : учебник / В.В. Еремин [и др.].. — Москва : Лаборатория знаний, 2019. — 349 с. — ЭБС «IPRbooks».
7. Зимон А.Д., Лещенко Н.Ф.. Физическая химия.-М.: Химия, 2000.-315с.
8. Гельфман М.И. Практикум по физической химии. С-П.: Лань, 2004.-254с. — ЭБС «Лань».
9. Гельфман М.И. Практикум по коллоидной химии. С-П.: Лань, 2005.-251с. — ЭБС «Лань».
10. Методические указания к выполнению лабораторных работ. Грозный: ГГНТУ.

#### **программное и коммуникационное обеспечение дисциплины**

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

### **9.2 Методические указания по освоению дисциплины (Приложение)**

#### **10. Материально-техническое обеспечение дисциплины**

В учебном процессе для освоения дисциплины используются следующие технические средства:

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

**Методические указания по освоению дисциплины  
«Физическая химия»**

**1. Методические указания для обучающихся по планированию и организации времени, необходимого для освоения дисциплины.**

Изучение рекомендуется начать с ознакомления с рабочей программой дисциплины, ее структурой и содержанием разделов (модулей), фондом оценочных средств, ознакомиться с учебно-методическим и информационным обеспечением дисциплины.

Дисциплина **«Физическая химия»** состоит из 8 связанных между собою тем, обеспечивающих последовательное изучение материала. Обучение по дисциплине **«Физическая химия»** осуществляется в следующих формах:

1. Аудиторные занятия (лекции, лабораторные и практические занятия).
2. Самостоятельная работа студента (вопросы для самостоятельного изучения, подготовка к лабораторным работам, подготовка к зачету).
3. Интерактивные формы проведения занятий (коллоквиум, лекция-дискуссия, групповое решение кейса и др. формы).

Учебный материал структурирован и изучение дисциплины производится в тематической последовательности. Каждому практическому и самостоятельному изучению материала предшествует лекция по данной теме. Обучающиеся самостоятельно проводят предварительную подготовку к занятию, принимают активное и творческое участие в обсуждении теоретических вопросов, разборе проблемных ситуаций и поисков путей их решения. Многие проблемы, изучаемые в курсе, носят дискуссионный характер, что предполагает интерактивный характер проведения занятий на конкретных примерах.

Описание последовательности действий обучающегося:

При изучении курса следует внимательно слушать и конспектировать материал, излагаемый на аудиторных занятиях. Для его понимания и качественного усвоения рекомендуется следующая последовательность действий:

1. После окончания учебных занятий для закрепления материала просмотреть и обдумать текст лекции, прослушанной сегодня, разобрать рассмотренные примеры (10 - 15 минут).
2. При подготовке к лекции следующего дня повторить текст предыдущей лекции, подумать о том, какая может быть следующая тема (10 -15 минут).
3. В течение недели выбрать время для работы с литературой в библиотеке (по 1 часу).
4. При подготовке к лабораторному занятию повторить основные понятия по теме, изучить примеры. Решая конкретную ситуацию, - предварительно понять, какой теоретический материал нужно использовать. Наметить план решения, попробовать на его основе решить 1 - 2 практические ситуации (лаб. работы).

**2. Методические указания по работе обучающихся во время проведения лекций.**

Лекции дают обучающимся систематизированные знания по дисциплине, концентрируют их внимание на наиболее сложных и важных вопросах. Лекции обычно излагаются в традиционном или в проблемном стиле. Для студентов в большинстве случаев в проблемном стиле. Проблемный стиль позволяет стимулировать активную познавательную деятельность обучающихся и их интерес к дисциплине, формировать творческое мышление, прибегать к противопоставлениям и сравнениям, делать обобщения, активизировать внимание обучающихся путем постановки проблемных вопросов, поощрять дискуссию.

Во время лекционных занятий рекомендуется вести конспектирование учебного материала, обращать внимание на формулировки и категории, раскрывающие суть того или иного явления, или процессов, выводы и практические рекомендации.

Конспект лекции лучше подразделять на пункты, соблюдая красную строку. Этому в большой степени будут способствовать вопросы плана лекции, предложенные

преподавателям. Следует обращать внимание на акценты, выводы, которые делает преподаватель, отмечая наиболее важные моменты в лекционном материале замечаниями «важно», «хорошо запомнить» и т.п. Можно делать это и с помощью разноцветных маркеров или ручек, подчеркивая термины и определения.

Целесообразно разработать собственную систему сокращений, аббревиатур и символов. Однако при дальнейшей работе с конспектом символы лучше заменить обычными словами для быстрого зрительного восприятия текста.

Работая над конспектом лекций, необходимо использовать не только основную литературу, но и ту литературу, которую дополнительно рекомендовал преподаватель. Именно такая серьезная, кропотливая работа с лекционным материалом позволит глубоко овладеть теоретическим материалом.

Тематика лекций дается в рабочей программе дисциплины.

### **3. Методические указания обучающимся по подготовке к лабораторным занятиям**

На лабораторных занятиях приветствуется активное участие в обсуждении конкретных ситуаций, способность на основе полученных знаний находить наиболее эффективные решения поставленных проблем, уметь находить полезный дополнительный материал по тематике семинарских занятий.

Студенту рекомендуется следующая схема подготовки к лабораторному занятию:

1. Ознакомление с планом практического/семинарского занятия, который отражает содержание предложенной темы;
2. Проработать конспект лекций;
3. Прочитать основную и дополнительную литературу.

В процессе подготовки к практическим занятиям, необходимо обратить особое внимание на самостоятельное изучение рекомендованной литературы. При всей полноте конспектирования лекции в ней невозможно изложить весь материал из-за лимита аудиторных часов. Поэтому самостоятельная работа с учебниками, учебными пособиями, научной, справочной литературой, материалами периодических изданий и Интернета является наиболее эффективным методом получения дополнительных знаний, позволяет значительно активизировать процесс овладения информацией, способствует более глубокому усвоению изучаемого материала, формирует у студентов отношение к конкретной проблеме. Все новые понятия по изучаемой теме необходимо выучить наизусть и внести в глоссарий, который целесообразно вести с самого начала изучения курса;

4. Ответить на вопросы плана лабораторного занятия;
5. Выполнить домашнее задание;
6. Проработать тестовые задания и задачи;
7. При затруднениях сформулировать вопросы к преподавателю.

Результат такой работы должен проявиться в способности студента свободно ответить на теоретические вопросы практикума, выступать и участвовать в коллективном обсуждении вопросов изучаемой темы, правильно выполнять практические задания и иные задания, которые даются в фонде оценочных средств дисциплины.

### **4. Методические указания обучающимся по организации самостоятельной работы.**

Цель организации самостоятельной работы по дисциплине **«Физическая химия»** - это углубление и расширение знаний в области целостной химической науки; формирование навыка и интереса к самостоятельной познавательной деятельности.

Самостоятельная работа обучающихся является важнейшим видом освоения содержания дисциплины, подготовки к практическим занятиям и к контрольной работе. Сюда же относятся и самостоятельное углубленное изучение тем дисциплины. Самостоятельная работа представляет собой постоянно действующую систему, основу образовательного процесса и носит исследовательский характер, что послужит в будущем



основанием для написания выпускной квалификационной работы, практического применения полученных знаний.

Организация самостоятельной работы обучающихся ориентируется на активные методы овладения знаниями, развитие творческих способностей, переход от поточного к индивидуализированному обучению, с учетом потребностей и возможностей личности.

Правильная организация самостоятельных учебных занятий, их систематичность, целесообразное планирование рабочего времени позволяет студентам развивать умения и навыки в усвоении и систематизации приобретаемых знаний, обеспечивать высокий уровень успеваемости в период обучения, получить навыки повышения профессионального уровня.

Самостоятельная работа реализуется:

- непосредственно в процессе аудиторных занятий - на лекциях, практических занятиях;

- в контакте с преподавателем вне рамок расписания

- на консультациях по учебным вопросам, в ходе творческих контактов, при ликвидации задолженностей, при выполнении индивидуальных заданий и т.д.

- в библиотеке, дома, на кафедре при выполнении обучающимся учебных и практических задач.

#### Виды СРС

(по балльно-рейтинговой системе ГГНТУ, СРС оценивается в 15 баллов)

1. Вопросы для самостоятельного изучения
2. Рефераты
4. Участие в мероприятиях.

Темы для самостоятельной работы прописаны в рабочей программе дисциплины. Эффективным средством осуществления обучающимся самостоятельной работы является электронная информационно-образовательная среда университета, которая обеспечивает доступ к учебным планам, рабочим программам дисциплин (модулей), практик, к изданиям электронных библиотечных систем.

**Составитель:**

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



/Ж.Т. Хадисова/

**СОГЛАСОВАНО:**

Зав. кафедрой  
«Химическая технология нефти и газа»



/Л.Ш. Махмудова /

Зав. выпускающей кафедрой  
«Технологии продуктов питания и  
бродильных производств»



/Б.А. Джамалдинова/

Директор ДУМР



/ М.А. Магомаева /