

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования

«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ  
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ  
Н. Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО»

Институт химии

УТВЕРЖДАЮ  
Директор Института химии  
д. х. н., профессор О. В. Федотова  
" 16 " \_\_\_\_\_ 2019 г.



Рабочая программа дисциплины

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ 1

Направление подготовки бакалавриата  
04.03.01 — Химия

Профили подготовки бакалавриата  
Аналитическая химия и химическая экспертиза,  
Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ,  
Физическая химия

Квалификация (степень) выпускника  
Бакалавр

Форма обучения  
очная

Саратов  
2019

Статус	ФИО	Подпись	Дата
Преподаватель-разработчик	Казаринов Иван Алексеевич		16.09.2019
Председатель НМК	Крылатова Яна Георгиевна		16.09.2019
Заведующий кафедрой	Казаринов Иван Алексеевич		16.09.2019
Специалист Учебного управления	Зишина Елена Валерьевна		16.09.2019г.

## 1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины «Физическая химия 1» являются изучение основных законов, управляющих химическими процессами, в зависимости от свойств веществ и от условий, при которых эти процессы протекают; научить студентов применять эти законов, четко понимать их принципиальные возможности при решении различных химических задач.

## 2. Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Физическая химия 1» (Б1.О.13.01) относится к базовой части Блока 1 «Дисциплины (модули)» учебного плана ООП ВО по направлению подготовки 04.03.01 - Химия, профиль «Физическая химия», «Аналитическая химия и химическая экспертиза», «Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ» и изучается в 4 семестре.

- Физическая химия как пограничная наука тесно связана с достижениями физических и математических наук и других естественнонаучных дисциплин, которые включены в ООП по направлению 04.03.01 - Химия» и изучение которых должно предшествовать освоению дисциплины «Физическая химия 1»: «Неорганическая химия» (Б1.О.10), «Физика» (Б1.О.08), «Математика» (Б1.О.05).

- Теоретические основы физической химии являются теоретической базой основных физико-химических методов исследования природы химических процессов, растворов, фазовых переходов, фундаментальной основой физико-химических методов анализа веществ и материалов. Поэтому физико-химические теории химических процессов используют при освоении и других базовых дисциплин: «Квантовая химия» (Б1.О.09), «Аналитическая химия» (Б1.О.12), «Органическая химия» (Б1.О.11), «Высокомолекулярные соединения» (Б1.О.14), «Химическая технология» (Б1.О.15). «Коллоидная химия» (Б1.О.20), и др.

- Знание основных физико-химических законов необходимо и при освоении обязательных дисциплин вариативной части ООП: «Основы физико-химического анализа» (Б1.В.01), «Кинетика электродных процессов» (Б1.В.04), «Коррозия и методы защиты» (Б1.В.05), а также при освоении следующих дисциплин по выбору: «Биоэлектрохимия» (Б1.В.ДВ.03.01), «Основы физико-химического анализа» (Б1.В.01), «Гетерогенные равновесия в трехкомпонентных системах» (Б1.В.ДВ.04.01), «Фазовые диаграммы солесодержащих систем» (Б1.В.ДВ.04.02), «Тепло- и массоперенос в химии» (Б1.В.ДВ.07.02).

## 3. Результаты обучения по дисциплине

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора (индикаторов)	Результаты обучения
--------------------------------	---	---------------------

	<b>достижения компетенции</b>	
<p><b>УК-1.</b> Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач.</p>	<p>1.1_Б.УК-1. Анализирует задачу, выделяя ее базовые составляющие. Осуществляет декомпозицию задачи.</p> <p>2.1_Б.УК-1. Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи.</p> <p>3.1_Б.УК-1. Рассматривает различные варианты решения задачи, оценивая их достоинства и недостатки.</p> <p>4.1_Б.УК-1. Грамотно, логично, аргументированно формирует собственные суждения и оценки. Отличает факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности.</p> <p>5.1_Б.УК-1. Определяет и оценивает практические последствия возможных решений задачи.</p>	<p><b>Знать:</b> основы современных теорий в области физической химии и способы их применения для решения теоретических и практических задач в любых областях химии.</p> <p><b>Уметь:</b> самостоятельно ставить задачу физико-химического исследования в химических системах, выбирать оптимальные пути и методы решения подобных задач как экспериментальных, так и теоретических.</p> <p><b>Владеть:</b> методами проведения физико-химических расчетов с помощью известных формул и уравнений, в том числе с помощью компьютерных программ.</p>
<p><b>ОПК-1.</b> Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений.</p>	<p><b>ОПК-1.1.</b> Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов</p> <p><b>ОПК-1.2.</b> Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии</p> <p><b>ОПК-1.3.</b> Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности</p>	<p><b>Знать:</b> понимать механизмы превращения различных классов химических соединений.</p> <p><b>Уметь:</b> обсуждать результаты физико-химических исследований, ориентироваться в современной литературе по физической химии, вести научную дискуссию по вопросам физической химии.</p> <p><b>Владеть:</b> методологией систематизации, анализа и интерпретации собственных результатов химических измерений, а также литературных данных по данной проблематике.</p>
<p><b>ОПК-2.</b> Способен проводить с</p>	<p><b>ОПК-2.1.</b> Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники</p>	<p><b>Знать:</b> нормы техники безопасности при работе с химическими веществами.</p>



1	<b>Основы термодинамики</b> 1.1. Первый закон термодинамики и его приложение 1.2. Термохимия 1.3. Второй и третий законы термодинамики и их приложения.	4	1-6  1-2  3  4-6	84	24  8  4  12	48  16  8  24	12  4  4  4		Отчет Контрольное задание
2	<b>Химическая термодинамика</b> 2.1. Общая характеристика химического равновесия. 2.2. Влияние основных параметров на химическое равновесие. 2.3. Гетерогенные равновесия.	4	7-12  7-8  9-10  11-12	84	24  8  8  8	48  18  12  18	12  4  4  4		Отчет Контрольное задание    Контрольные задания
3	<b>Учение о растворах</b> 3.1. Общая характеристика растворов. Газовые растворы. 3.2. Жидкие растворы. 3.3. Растворимость веществ в жидкостях.	4	13-16  13  14-15  16	56	16  4  8  4	32  12  12  8	8  2  4  2		Отчет Контрольное задание
4	<b>Статистическая термодинамика</b> 4.1. Предмет статистической термодинамики. Классический и квантовый подходы при определении макро- и микросостояний системы. Основные	4	17-18  17	28	8  1	16  2	4  0.5		Отчет Контрольные задания

понятия статистической термодинамики.		17		1	2	0.5		
4.2. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для поступательного движения молекулы и её вклад в термодинамические функции.		17		1	2	0.5		
4.3. Колебательная молекулярная сумма по состояниям для гармонического осциллятора и вклад колебательного движения в термодинамические функции.		17		1	2	0.5		
4.4. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для жесткого ротатора. Вращательные составляющие термодинамических функций.		18		1	2	0.5		
4.5. Статистическая молекулярная сумма по электронным состояниям и её вклад в термодинамические функции. Спин ядра.		18		1	2	0.5		
4.6. Связь суммы по состояниям с термодинамическими функциями.		18		2	4	1		

	4.7. Расчет константы химического равновесия методом статистической термодинамики.								
	<b>Промежуточная аттестация</b>	4		36				36	Зачет Экзамен
	<b>Итого</b>			<b>288</b>	<b>72</b>	<b>144</b>	<b>36</b>	<b>36</b>	

## **Содержание дисциплины**

### **Введение**

Предмет и особенности физической химии. Ее место в системе образования специалиста химика. Краткий очерк исторического развития. Методы физической химии. Разделы физической химии.

### **Раздел 1. Основы термодинамики**

#### **Тема 1.1. Первый закон термодинамики и его приложения**

Определение термодинамики и ее особенности. Значение ее в решении современных задач физической химии. Взаимодействие системы и окружающей среды. Нулевое начало термодинамики. Первый закон термодинамики. Параметры воздействия окружающей среды, координата состояния (экстенсивные свойства) и потенциалы (интенсивные свойства) различных видов энергетического взаимодействия. Аналитическое выражение первого закона термодинамики. Свойства функций внутренней энергии.

Уравнение состояния системы. Идеальные и реальные газы. Анализ уравнения Ван-дер-Ваальса. Приведенное уравнение Ван-дер-Ваальса. Закон соответственных состояний. Условия устойчивости системы. Теплота и теплоемкость. Калорические коэффициенты, их взаимосвязь. Применение первого закона термодинамики к идеальным газам. Равновесные и неравновесные процессы, их характерные особенности. Понятие максимальной работы. Обратимые процессы. Термохимия. Понятие теплового эффекта. Закон Гесса. Энергия химической связи и ее расчет по термохимическим данным. Зависимость теплового эффекта от температуры. Закон Кирхгоффа.

#### **Практическое занятие по теме 1.1:**

*Выполнение индивидуальных заданий и решение задач с использованием уравнения состояния идеальных газов.*

*1. Расчет изменения внутренней энергии в процессах нагревания и испарения (возгонки) по индивидуальным заданиям (Задание 1- Львов А.Л., Коноплянцева Н.А., Дворкина Р.М. Сборник вопросов и задач по термодинамике (электронное учебное пособие), далее [И,2].*

*Определение зависимости тепловых эффектов реакций от температуры (Задание 2 в [И,2]).*

### **Контрольное задание**

*Лабораторные работы по теме 1.1*

- 1. Определение теплоты нейтрализации щелочи сильной кислотой калориметрическим методом.*
- 2. Определение теплоты образования кристаллогидрата калориметрическим методом*

### **Тема 1.2. Второй и третий законы термодинамики и их приложения**

Цикл Карно. Второй закон термодинамики. Аналитическое выражение второго закона термодинамики. Энтропия, ее физический смысл. Критика теории тепловой смерти вселенной. Методы расчета энтропии. Постулат Планка, принцип недостижимости абсолютного нуля температур. Расчет абсолютных значений энтропии.

Дифференциальные соотношения в термодинамике. Характеристические функции. Изотермические потенциалы. Уравнение максимальной работы. Проблема химического сродства. Характеристика состояния равновесия в системе. Принцип максимальной работы. Характеристические функции идеального газа. Летучесть. Методы определения и расчета летучести.

Фазовые переходы первого рода. Уравнение Клаузиуса-Клайперона. Плавление, испарение и возгонка. Зависимость упругости насыщенного пара вещества от температуры. Истинная химическая постоянная. Понятие о фазовых переходах второго рода. Уравнение Эренфеста.

#### **Практическое занятие по теме 1.2:**

*Расчет изменения энтропии по индивидуальным заданиям в процессе нагревания и испарения (возгонки) веществ (Задание 3 [И,2]).*

*Определение зависимости изменения энтропии при химическом превращении в зависимости от температуры. (Задание 5 [И,2]).*

*Определение зависимости упругости насыщенного пара веществ от температуры (Задание 6 [И,2]).*

*Лабораторные работы по теме 1.2*

- 1. Определение давления насыщенного пара жидкостей (ацетон, хлороформ, четыреххлористый углерод, аммиак) динамическим методом.*
- 2. Определение теплоты испарения по значениям давления насыщенного пара при двух температурах.*

## **Раздел 2. Химическая термодинамика**

### **Тема 2.1. Химическое равновесие**

Условия химического равновесия. Координата состояния и обобщенный потенциал химической реакции. Закон действия масс. Способы выражения констант равновесия химической реакции. Расчет равновесного состава газовой смеси при химическом превращении. Способы составления уравнений нормировки. Изменение изобарного потенциала химической



реакции, уравнение изотермы. Гомогенные и гетерогенные химические превращения. Экспериментальные методы определения констант равновесия.

#### **Практическое занятие по теме 2.1:**

*Определение равновесного состава газовой смеси при химическом превращении в заданных условиях. Составление уравнений материального баланса (Задание 8 [И,2].)*

#### **Тема 2.2. Влияние основных параметров на химическое равновесие**

Зависимость химического равновесия от температуры и давления. Принцип Ле-Шателье-Брауна. Уравнение изобары и изохоры химической реакции. Уравнение Ван Лаара-Планка. Вычисление зависимости константы равновесия от температуры по табличным данным: способ с определением постоянной интегрирования, способ Шварцмана-Темкина. Тепловой закон Нернста. Его роль в установлении третьего закона термодинамики. Применение его для расчета констант равновесия в конденсированной и газовой фазах. Приближенные методы расчета констант равновесия. Правило Киреева.

#### **Практические занятия по теме 2.2**

*Вычисление констант равновесия химических реакций по способу Шварцмана-Темкина (Задание 9 [И,2]).*

*Определение зависимости констант химического равновесия от температуры с вычислением постоянной интегрирования (Задание 10 [И,2]).*

**Контрольное задание.**

*Лабораторные работы по темам 2.1 и 2.2:*

- 1. Определение константы равновесия гомогенной реакции.*
- 2. Определение теплового эффекта реакции по значениям константы равновесия при двух температурах.*

#### **Тема 2.3. Гетерогенные равновесия**

Гетерогенное равновесие и его условия. Правило фаз. Применение его к однокомпонентным системам. Объемная и плоская диаграмма состояния вещества. Метастабильные состояния, явления энантиотропии и монотропии. Применение правила фаз к двухкомпонентным системам. Объемная диаграмма состояния для двухкомпонентной системы.

Гетерогенное равновесие в конденсированных фазах. Образование простой эвтектики. Криогидратные смеси. Термический анализ. Образование химического соединения в бинарной системе. Диаграммы состояния при различной термической устойчивости химического соединения. Физико-химический анализ и его основные принципы. Учение о сингулярных точках.

Образование твердых растворов. Диаграммы состояния твердых растворов замещения и внедрения. Дальтонида и бертолида. Применение правила фаз к трехкомпонентным системам. Треугольник состава. Диаграмма состояния при образовании тройной эвтектики.

Моноэктический треугольник. Испарение воды из раствора двух солей с общим ионом.

### **Практические занятия по теме 2.3**

*Использование данных зависимостей упругости насыщенного пара над жидкостью и твердым веществом от температуры для расчета параметров гетерогенного равновесия (Задание 7 [И,2]).*

*Лабораторная работа по теме 2.3:*

**1.** *Изучение взаимной растворимости в системе фенол-вода. Построение бинодальной кривой. Определение критической температуры растворимости.*

## **Раздел 3. Учение о растворах**

### **Тема 3.1. Основные понятия растворов. Газовые растворы**

Способы выражения концентрации в растворе. Межмолекулярное взаимодействие в растворах. Энтропийный фактор растворения. Теории растворов.

Изменение изобарного потенциала при смешении. Химический потенциал компонента в растворе. Парциальные молярные величины. Уравнение Гиббса-Дюгема. Влияние силовых полей на равновесие вещества в системе. Полные потенциалы. Термодинамические функции идеальных растворов газов. Реальные растворы газов. Использование метода летучести. Ограниченная растворимость газов.

### **Тема 3.2. Жидкие растворы**

Жидкие растворы. Межмолекулярные взаимодействия в жидких растворах. Равновесие жидкости и пара. Закон Рауля. Идеальные растворы. Термодинамическая классификация растворов. Функции смешения. Избыточные термодинамические функции и их свойства. Положительные и отрицательные отклонения. Законы Коновалова и их обоснование по уравнению Гиббса-Дюгема. Диаграмма бинарного равновесия в системе жидкость-пар. Фракционная перегонка жидкостей. Азеотропные смеси.

### **Практические занятия по теме 3.2**

*Определение мольных долей растворимого вещества по парциальному давлению растворителя над раствором и чистым растворителем и расчет различных свойств предельно разбавленных (Задание 11 [И,2]).*

*Лабораторная работа по теме 3.2:*

**1.** *Определение равновесных составов жидкости и пара. Проверка законов Коновалова.*

### **Тема 3.3. Растворимость веществ в жидкостях**

Растворимость газов в жидкостях. Идеальная растворимость. Законы растворимости газов в жидкостях. Зависимость растворимости газов от температуры. Ограниченная растворимость жидкостей и влияние на нее температуры. Несмешивающиеся жидкости, перегонка с водяным паром. Идеальная растворимость твердых веществ в жидкостях. Уравнение

Шредера. Реальные растворы твердых веществ в жидкостях. Явления криоскопии и эбулиоскопии. Теория данных явлений. Практика криоскопического опыта. Осмотические явления. Термодинамика осмотического давления. Ограниченная растворимость 3-х компонентной жидкой системы. Правило Тарасенкова. Законы распределения Нернста.

Химический потенциал компонента в реальных растворах. Понятие активности компонента в реальных растворах. Выбор стандартного состояния для определения активности растворителя и растворенного вещества. Коэффициент активности. Избыточные термодинамические функции растворения. Регулярные и атермальные жидкие растворы.

### **Практические занятия по теме 3.3**

*Применение закона распределения Нернста для определения активности растворенного вещества в более растворяющей жидкости (Задание 12 [И,2]).*

## **Раздел 4. Статистическая термодинамика**

**Тема 4.1. Предмет статистической термодинамики.** Классический и квантовый подходы при определении макро- и микросостояний системы. Основные понятия статистической термодинамики. Сумма по состояниям. Вырожденность уровня энергии.

**Тема 4.2. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для поступательного движения молекулы и её вклад в термодинамические функции.** Свободное линейное движение. Свободное движение по поверхности. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для свободного движения в замкнутом пространстве.

**Тема 4.3. Колебательная молекулярная сумма по состояниям для гармонического осциллятора и вклад колебательного движения в термодинамические функции.**

**Тема 4.4. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для жесткого ротатора. Вращательные составляющие термодинамических функций.** Свободное вращение. Внутреннее вращение.

### **Практическое занятие по темам 4.1-4.4**

*Основные понятия и определения в статистической термодинамике. Молекулярные суммы по состояниям для различных степеней свободы и их вклад в значения термодинамических функций.*

**Тема 4.5. Статистическая молекулярная сумма по электронным состояниям и её вклад в термодинамические функции. Спин ядра.** Полные статистические молекулярные суммы по состояниям.

**Тема 4.6. Связь суммы по состояниям с термодинамическими функциями.** Внутренняя энергия. Связь суммы по состояниям с энтропией. Связь суммы по состояниям с энергией Гельмгольца и энергией Гиббса.

**Тема 4.7. Расчет константы химического равновесия методом статистической термодинамики.**

#### **Практическое занятие по теме 4.5 – 4.7**

*Расчет термодинамических функций и константы равновесия химической реакции методом статистической термодинамики.*

### **5. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины**

Программа дисциплины поделена на разделы (9 разделов), каждый раздел в свою очередь поделен на темы. Лекции читаются всему потоку, практические и лабораторные занятия проводятся в группах по 10-12 студентов.

При подготовке к выполнению лабораторных работ со студентом обсуждаются физико-химическая сущность предложенного метода, его особенность при выполнении индивидуальной лабораторной работы. Для самостоятельной подготовки студентам выдаются задания, включающие набор многовариантных и индивидуальных задач. Для проведения расчетов имеется набор компьютерных программ, что позволяет ускорить вычислительную часть задания и, в то же время, способствует развитию навыков использования компьютерных технологий для решения физико-химических задач.

Лабораторный практикум по физической химии выполняется с использованием цифровых технологий. Для этого в лаборатории имеются учебно-лабораторные комплексы «Химия», позволяющие проводить измерения по термохимии, по термодинамике растворов, гомогенных и гетерогенных химических равновесий с использованием компьютерных технологий. Это позволяет увеличить вариативность заданий и дает возможность каждому студенту выполнять индивидуальное задание.

Текущий контроль знаний осуществляется в форме тестов и контрольных заданий. Промежуточный контроль – в форме зачета и экзамена.

Развитию творческого потенциала обучающихся способствует участие студентов в научно-исследовательской работе, которая проводится в основном в двух формах: выполнение курсовой работы и научная работа по индивидуальному плану.

Форма проведения занятий для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья устанавливается с учетом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно на бумаге, письменно на

компьютере, в форме тестирования), при необходимости предоставляется дополнительное время для подготовки ответа.

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

Самостоятельная работа студентов предполагает освоение теоретического материала, подготовку к лабораторным работам, выполнение письменных домашних заданий, подготовку к контрольным работам, текущему и итоговому контролю. Текущий контроль проводится по тестам. Форма итогового контроля – экзамен. Билеты для экзамена составляются на основании вопросов для самоконтроля.

### 6.1 Перечень тем для самостоятельной работы

№ п/п	№ темы дисциплины	Наименование тем индивидуальных заданий для самостоятельной работы [электронные учебные пособия]
1.	1.1	<p>Выполнение индивидуальных заданий и решение задач с использованием уравнения состояния идеальных газов.</p> <p>Расчет изменения внутренней энергии в процессах нагревания и испарения (возгонки) по индивидуальным заданиям (Задание 1 в [И,2]).</p> <p>Определение зависимости тепловых эффектов реакций от температуры (Задание 2 в [И,2]).</p> <p><b>Контрольное задание.</b></p>
2.	1.2	<p>Расчет изменения энтропии по индивидуальным заданиям в процессе нагревания и испарения (возгонки) веществ (Задание 3 [И,2]).</p> <p>Определение зависимости изменения энтропии при химическом превращении в зависимости от температуры. (Задание 5 [И,2]).</p> <p>Определение зависимости упругости насыщенного пара веществ от температуры (Задание 6 [И,2]).</p>
3.	2.1	<p>Определение равновесного состава газовой смеси при химическом превращении в заданных условиях. Составление уравнений материального баланса (Задание 8 [И,2]).</p>
4	2.2	<p>Вычисление констант равновесия химических реакций по способу Шварцмана-Темкина (Задание 9 [И,2]).</p> <p>Определение зависимости констант химического равновесия от температуры с вычислением постоянной интегрирования (Задание 10 [Д,13]).</p> <p><b>Контрольное задание.</b></p>
5	2.3	<p>Использование данных зависимостей упругости насыщенного пара над жидкостью и твердым веществом от температуры для расчета параметров гетерогенного равновесия (Задание 7 [И,2]).</p>
6	3.2	<p>Определение мольных долей растворимого вещества по парциальному давлению растворителя над раствором и чистым растворителем и расчет различных свойств предельно разбавленных (Задание 11 [И,2]).</p>

7	3.3	<i>Применение закона распределения Нернста для определения активности растворенного вещества в более растворяющей жидкости (Задание 12 [И,2]). <b>Контрольное задание.</b></i>
8	4.1-4.4	<i>Основные понятия и определения в статистической термодинамике. Молекулярные суммы по состояниям для различных степеней свободы и их вклад в значения термодинамических функций.</i>
9	4.5-4.7	<i>Расчет термодинамических функций и константы равновесия химической реакции методом статистической термодинамики. <b>Контрольное задание.</b></i>

## **6.2. Вопросы для самоконтроля**

### **I. Общая термодинамика**

1. Термодинамическая система: изолированная, закрытая, открытая. Уравнения состояния системы. Приведенное уравнение Ван-дер-Ваальса. Закон соответственных состояний.
2. Первый закон термодинамики. Его формулировки и значение.
3. Условие протекания процессов в системе. Нулевое начало термодинамики.
4. Теплота и работа – как формы передачи энергии. Понятие обобщенной силы.
5. Теплоемкость вещества, ее зависимость от температуры. Калорические коэффициенты.
6. Применение первого закона термодинамики к идеальным газам.
7. Равновесные и неравновесные процессы. Понятие максимальной работы.
8. Работа расширения идеального газа при различных процессах. Уравнение адиабаты идеального газа.
9. Закон Гесса и его значение.
10. Стандартные теплоты образования и теплоты сгорания вещества. Расчет тепловых эффектов по теплотам образования и сгорания химических веществ.
11. Тепловые эффекты химической реакции при постоянном объеме и постоянном давлении, связь между ними.
12. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа.
13. Энергия химической связи и методы ее расчета.
14. Условие превращения теплоты в работу. Цикл Карно.
15. Второй закон термодинамики. Его формулировки и значение.
16. Обоснование второго закона термодинамики по Карно-Клаузиусу.
17. Аналитическое выражение второго закона термодинамики. Физический смысл энтропии. Статистическое толкование энтропии.
18. Методы расчета энтропии.
19. Возрастание энтропии при необратимых процессах. Неравенство Клаузиуса. Несостоятельность "тепловой смерти Вселенной".

20. Третий закон термодинамики. Постулат Планка. Абсолютная энтропия. Принцип недостижимости абсолютного нуля температуры.
21. Дифференциальные соотношения в термодинамике.
22. Термодинамические потенциалы и характеристические функции.
23. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Его физический смысл и значение.
24. Условия равновесия и самопроизвольного протекания процессов в системе.
25. Характеристические функции идеального газа.
26. Летучесть. Методы определения летучести.
27. Фазовые переходы первого рода. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.
28. Зависимость давления насыщенного пара от температуры. Истинная химическая постоянная.
29. Понятие о фазовых переходах второго рода.
30. Аксиоматика второго закона термодинамики. Понятие о методе Каратеодори.

## **II. Химическая термодинамика**

1. Термодинамика химического равновесия. Химическая переменная.
2. Закон действия масс. Константа равновесия. Способы выражения константы равновесия.
3. Уравнение изотермы химической реакции.
4. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изобары химической реакции.
5. Уравнение изохоры химической реакции.
6. Влияние давления на химическое равновесие. Уравнение Планка-Ван-Лаара.
7. Влияние параметров на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье-Брауна.
8. Расчет равновесного состава газовых реакций. Уравнение материального баланса.
9. Расчет константы равновесия с вычислением постоянной интегрирования.
10. Расчет константы равновесия по методу Шварцмана-Темкина.
11. Расчет константы равновесия с использованием теплового закона Нернста.
12. Приближенные методы расчета констант равновесия.
13. Расчет равновесного состава, исходя из одного моля исходного вещества.
14. Расчет равновесного состава, зная состав исходной смеси.
15. Расчет равновесного состава через степень превращения.
16. Расчет равновесного состава двух последовательных реакций по методу материального баланса.

## **III. Растворы и гетерогенные равновесия**

1. Фундаментальные уравнения Гиббса. Химический потенциал.
2. Химический потенциал компонента идеального и реального газового раствора.

3. Парциальные молярные величины. Уравнение Гиббса-Дюгема.
4. Межмолекулярное взаимодействие в растворах. Энтропийный фактор растворения.
5. Равновесие жидкости с паром. Идеальные растворы. Закон Рауля.
6. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения. Закон Генри. Предельно разбавленные растворы.
7. Первый закон Коновалова, Фракционная перегонка жидкостей.
8. Второй закон Коновалова. Разделение азеотропных смесей.
9. Несмешивающиеся жидкости. Перегонка с водяным паром.
10. Растворимость газов в жидкости: влияние давления, температуры и электролитов.
11. Химический потенциал компонента в жидком растворе. Активность. Коэффициент активности. Выбор стандартного состояния для растворителя и растворенного вещества.
12. Активность растворителя в растворе. Ее определение по криоскопическим данным.
13. Идеальная растворимость твердых тел в жидкостях. Уравнение Шредера. Криоскопия и эбулиоскопия.
14. Термодинамика осмотического давления. Закон Вант-Гоффа.
15. Растворение третьего вещества в двух несмешивающихся жидкостях. Закон распределения Нернста. Экстракция.
16. Регулярные и атермальные растворы.
17. Правило фаз Гиббса.
18. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды.
19. Диаграмма состояния серы. Монотропные и энантиотропные превращения.
20. Плоская диаграмма двухкомпонентной системы при образовании эвтектики. Криогидратные смеси.
21. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы, образующей химическое соединение, плавящееся конгруентно.
22. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы, образующей химическое соединение, плавящееся инконгруентно.
23. Физико-химический анализ. Учение о сингулярных точках.
24. Твердые растворы. Диаграмма состояния двухкомпонентной системы с неограниченной растворимостью в твердом состоянии.
25. Диаграммы состояния двухкомпонентной системы с ограниченной растворимостью в твердом состоянии (I и II типы).
26. Диаграммы состояния двухкомпонентной системы с ограниченной растворимостью компонентов в жидком состоянии. Явление ликвации.
27. Сплавы металлов. Интерметаллические соединения. Дальтониды и бертолиды.
28. Трехкомпонентные системы. Треугольник состава Гиббса-Розебома.
29. Объемная диаграмма состояния трехкомпонентной системы при образовании тройной эвтектики.



30. Фазовое равновесие в трехкомпонентной системе вода-две соли с одноименным ионом.

#### IV. Статистическая термодинамика

1. Микро- и макросостояние системы. Классический и квантовый подход при описании микросостояния системы.
2. Основные понятия статистической термодинамики. Сумма по состояниям. Вырожденность уровня энергии.
3. Связь суммы по состояниям с термодинамическими функциями. Внутренняя энергия.
4. Связь суммы по состояниям с энтропией.
5. Связь суммы по состояниям с энергией Гельмгольца и энергией Гиббса.
6. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для поступательного движения молекулы и её вклад в термодинамические функции. Свободное линейное движение. Свободное движение по поверхности.
7. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для свободного движения в замкнутом пространстве.
8. Колебательная молекулярная сумма по состояниям для гармонического осциллятора и вклад колебательного движения в термодинамические функции.
9. Статистическая молекулярная сумма по состояниям для жесткого ротатора. Вращательные составляющие термодинамических функций. Свободное вращение. Внутреннее вращение.
10. Статистическая молекулярная сумма по электронным состояниям и её вклад в термодинамические функции. Спин ядра.
11. Полные статистические молекулярные суммы по состояниям.
12. Расчет химического равновесия методом статистической термодинамики.

#### 7. Данные для учета успеваемости студентов в БАРС

Таблица 1.1 (а) Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности.

1	2	3	4	5	6	7	8	9
Семестр	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация (зачет)	Итого
4	0	30	0	10	0	30	30	100

#### Программа оценивания учебной деятельности студента

4 семестр

Лекции - оценивание не предусмотрено

**Лабораторные работы – от 0 до 30 баллов**, оцениваются самостоятельность при выполнении работы (10 баллов), грамотность в оформлении (5 баллов), правильность выполнения (15 баллов).

**Практические занятия** — не предусмотрены

**Самостоятельная работа – от 0 до 10 баллов**, оценивается качество подготовки к лабораторным занятиям: устный отчет по теории лабораторной работы (5 баллов), правильное описание хода эксперимента (5 баллов).

**Автоматизированное тестирование** — не предусмотрено

**Другие виды учебной деятельности (контрольные задания) – от 0 до 30 баллов**, оцениваются самостоятельность выполнения (10 баллов), правильность (15 баллов), аккуратность (5 баллов).

**Промежуточная аттестация (зачет) — от 0 до 30 баллов**, зачет при необходимости проходит в виде устного опроса: знание основных определений и законов (10 баллов), умение записать итоговые уравнения (10 баллов), анализ основных уравнений, пределы их применимости, практическая значимость (10 баллов)

При проведении промежуточной аттестации

ответ на «отлично» / «зачтено» оценивается от 25 до 30 баллов;

ответ на «хорошо» / «зачтено» оценивается от 18 до 24 баллов;

ответ на «удовлетворительно» / «зачтено» оценивается от 10 до 17 баллов;

ответ на «неудовлетворительно» / «не зачтено» от 0 до 9 баллов.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 4 семестр по дисциплине «Физическая химия 1» за зачет составляет 100 баллов.

Таблица 2.1 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Физическая химия 1» в оценку (зачет)

60 баллов и более	«зачтено»
меньше 60 баллов	«не зачтено»

Таблица 1.1 (б) Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности.

1	2	3	4	5	6	7	8	9
Семестр	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация (экзамен)	Итого
4	10	0	0	20	0	30	40	100

## **Программа оценивания учебной деятельности студента**

4 семестр

**Лекции** – от 0 до 10 баллов, оцениваются посещаемость (7 баллов), активность в аудитории (3 балла).

**Лабораторные работы** — оценивание не предусмотрено

**Практические занятия** — не предусмотрены

**Самостоятельная работа** – от 0 до 20 баллов, оценивается качество и количество выполненных домашних работ (15 баллов), грамотность в оформлении (5 баллов).

**Автоматизированное тестирование** — не предусмотрено

**Другие виды учебной деятельности (домашние задания)** –от 0 до 30 баллов, своевременность выполнении домашних заданий (10 баллов), правильность выполнения домашних заданий (20 баллов).

**Промежуточная аттестация (экзамен)** — от 0 до 40 баллов, зачет проходит в виде устного опроса: знание основных определений и законов (10 баллов), умение записать итоговые уравнения (10 баллов), анализ основных уравнений, пределы их применимости, практическая значимость (20 баллов)

При проведении промежуточной аттестации

ответ на «отлично» оценивается от 35 до 40 баллов;

ответ на «хорошо» оценивается от 28 до 34 баллов;

ответ на «удовлетворительно» оценивается от 20 до 27 баллов;

ответ на «неудовлетворительно» оценивается от 0 до 19 баллов

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 4 семестр по дисциплине «Физическая химия 1» за экзамен составляет 100 баллов.

Таблица 2.2 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Физическая химия 1» в оценку (экзамен):

86 – 100 баллов	«отлично»
70 – 85 баллов	«хорошо»
50 – 69 баллов	«удовлетворительно»
0 – 49 баллов	«не удовлетворительно»

Экзаменационные билеты для промежуточной аттестации по дисциплине «Физическая химия 1» приведены в приложении 1

## 8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.

### а) литература:

1. Химическая термодинамика: теория, задачи и вопросы / И. А. Казаринов, Н. А. Коноплянцева. – Саратов: Изд-во Саратов. ун-та, 2017. – 256 с. ✓38
2. Борщевский, А. Я. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебник: Том 1: Общая химическая термодинамика / А. Я. Борщевский. - 1. - Москва : ООО "Научно-издательский центр ИНФРА-М", 2017. - 606 с. - ISBN 9785160117850 : Б. ц. <http://znanium.com/go.php?id=543133> ✓
3. Борщевский, А. Я. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебник: Том 2: Статистическая термодинамика / А. Я. Борщевский. - 1. - Москва : ООО "Научно-издательский центр ИНФРА-М", 2017. - 382 с. - ISBN 9785160117881 : Б. ц. <http://znanium.com/go.php?id=543170> ✓
4. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия: Учеб. для хим. спец. вузов. – М.: Высшая школа, 2003. – 527 с.1. ✓69

### б) программное обеспечение и Интернет-ресурсы

1. Microsoft Excel версии 2003 или новее или соответствующий аналог свободно распространяемых пакетов офисных приложений;
2. Microsoft Word версии 2003 или новее или соответствующий аналог свободно распространяемых пакетов офисных приложений.
3. И. М. Гамаюнова, М. М. Бурашникова, М.П. Смотров. «Электронные тестовые задания по химической термодинамике» [Электронный ресурс], 50 с, 2014 г.  
[http://elibrary.sgu.ru/uch\\_lit/1046.pdf](http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1046.pdf)

## 9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Для реализации учебного плана дисциплины «Физическая химия 1» имеющееся материально-техническое обеспечение включает в себя:

- лекционные (поточные или групповые) аудитории;
- лабораторные практикумы по физической химии;
- аудитории для семинарских занятий;
- лаборатории для проведения научно-исследовательской работы.

Имеющаяся материальная база обеспечивает:

- проведение лекций - различной аппаратурой для демонстрации иллюстративного материала;
- выполнение лабораторных работ - химическими реактивами, лабораторной посудой и учебным (учебно-научным) оборудованием в соответствии с программой лабораторных работ;
- проведение семинарских занятий - компьютерами для выполнения вычислений и использования информационных систем.

При использовании электронных изданий каждый обучающийся обеспечен во время самостоятельной подготовки рабочим местом в компьютерном классе с выходом в Интернет в соответствии с объемом

изучаемой дисциплины.

Для обработки результатов измерений и их графического представления, расширения коммуникационных возможностей обучающиеся имеют возможность работать в компьютерных классах с соответствующим программным обеспечением и выходом в Интернет.

Все компьютеры обеспечены необходимым комплектом лицензионного программного обеспечения: Microsoft Office 2003, 2007, Mathcad, Matlab.

Использование технических средств является доступным для широкого круга пользователей с ограниченными возможностями здоровья и позволяет осуществлять прием-передачу информации в доступной форме.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 04.03.01- Химия и профилю «Физическая химия», «Аналитическая химия и химическая экспертиза», «Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ».

Автор: профессор, д.х.н. Казаринов И.А.

Программа одобрена на заседании кафедры физической химии (протокол № 1 от 28 августа 2019 года).

**Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины**

## Рекомендуемая литература:

1. Основы физической химии : учебник : в 2 ч. Ч. 1 : Теория / В. В. Еремин, С. И. Каргов, И. А. Успенская, Н. Е. Кузьменко, В. В. Лунин. – М.: Лаборатория знаний, 2019. – 348 с.
2. Основы физической химии [Электронный ресурс] / В. И. Горшков. - Москва : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2013. - 407 с. : ил. - ISBN 978-5-9963-2284-8 : Б. ц. (ЭБС «Айбукс»).
3. Карякин Н.В. Основы химической термодинамики: Учеб. пособие для вузов. – Н. Новгород: Изд-во ННГУ; М.: ИЦ «Академия», 2003. – 464 с.
4. Бажин Н.М., Иванченко В.А., Пармон В.Н. Термодинамика для химиков. – М.: Химия, КолосС, 2000. – 416 с.
5. Эткинс П., де Паула Дж. Физическая химия. В 3-х ч. Ч.1: Равновесная термодинамика. – М.: Мир, 2007. – 494 с.
6. Ягодовский В.Д. Статистическая термодинамика в физической химии. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2005. – 495 с.
7. Пригожин И., Кондепуди Д. Современная термодинамика. От тепловых двигателей до диссипативных структур. – М.: Мир, 2002. – 461 с.
8. Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А.А. Равделя и А.М. Пономаревой. – СПб.: «Иван Федоров», 2003. – 240 с.