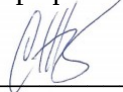


МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ  
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«РЯЗАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ С.А. ЕСЕНИНА»

Утверждаю:  
декан естественно-  
географического факультета

  
С.В. Жеглов  
«31» августа 2020 г.

## **РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ**

### **ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Уровень основной профессиональной образовательной программы

Бакалавриат

Направление подготовки 04.03.01 Химия

Направленность (профиль) подготовки Нефтехимия

Форма обучения очная

Сроки освоения ОПОП 4 года

Факультет естественно-географический

Кафедра химии

Рязань, 2020

## **ВВОДНАЯ ЧАСТЬ**

### **1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**

Целью освоения учебной дисциплины «Физическая химия» является формирование компетенций у студентов в области теоретических основ физической химии, системных знаний, необходимых при рассмотрении физико-химических процессов, происходящих в природе, формирование умений выполнять необходимые термодинамические и кинетические расчеты параметров химических реакций, формировать умение выполнять расчеты фазовых переходов, анализировать механизмы химических реакций и электрохимических процессов, выполнять итоговые расчеты с использованием статистической обработки результатов количественного анализа, оформлять протоколы анализов.

### **2. МЕСТО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВУЗА**

2.1. Дисциплина «Физическая химия» относится к Блоку 1.

2.2. Для изучения данной учебной дисциплины необходимы следующие предшествующие дисциплины:

- Неорганическая химия
- Органическая химия
- Аналитическая химия
- Физика
- Математика

2.3. Перечень последующих учебных дисциплин, для которых необходимо знать, уметь и владеть учебным материалом, формируемым данной учебной дисциплиной:

- Химическая технология

## 2.4 Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения основной профессиональной образовательной программы

Изучение данной учебной дисциплины направлено на формирование у обучающихся общепрофессиональных (ОПК) компетенций:

№ п/п	Номер/индекс компетенции	Содержание компетенции (или ее части)	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны:		
			Знать 4	Уметь 5	Владеть (навыками) 6
1	ОПК-1	Способностью использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	Основные законы, теории, принципы и правила физико-химических основ изучаемых явлений.	Описывать физико-химические процессы; оценивать вероятность протекания процессов на основе теоретических представлений о термодинамики, химической кинетики, электрохимии, теории растворов.	Владеть эффективно химическим аппаратом, методами и методиками необходимыми для профессиональной, минимальными навыками организации и проведения научных исследований, способностью самостоятельно составлять план исследования, навыками решения конкретных практических задач и исследовательской работы.
2.	ОПК -2	Владение навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций	Синтетические и аналитические методы исследования физико-химических процессов	Самостоятельно работать с химической аппаратурой и реактивами, решать возникающие вопросы, связанные как с постановкой химических экспериментов, так и с теоретическими вопросами	Навыками работы на основной аппаратуре, применяемой в физико-химических исследованиях
3.	ОПК-6	Знание норм техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях	Технику безопасности при работе в химической лаборатории, правила хранения и утилизации реактивов, первую помощь при отравлениях, ожогах.	Использовать теоретические знания на практике. Проводить лабораторные исследования химических свойств веществ, выявлять закономерности в свойствах и строении	Приемами обращения с лабораторным оборудованием, реактивами, приборами.

				веществ, прогнозировать свойства веществ, исходя из строения. работать с основными типами приборов (фотоэлектроколориметры, спектрофотометры, потенциометры и др.),	
--	--	--	--	---	--

## 2.5 Карта компетенций дисциплины.

КАРТА КОМПЕТЕНЦИЙ ДИСЦИПЛИНЫ	
<b>НАИМЕНОВАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ</b> Органический синтез	
<b>Цель дисциплины</b>	формирование компетенций у студентов в области теоретических основах физической химии, системных знаний, необходимых при

рассмотрении физико-химических процессов, происходящих в природе, формирование умений выполнять необходимые термодинамические и кинетические расчеты параметров химических реакций, формировать умение выполнять расчеты фазовых переходов, анализировать механизмы химических реакций и электрохимических процессов, выполнять итоговые расчеты с использованием статистической обработки результатов количественного анализа, оформлять протоколы анализов.

**В процессе освоения данной дисциплины студент формирует и демонстрирует следующие компетенции**

КОМПЕТЕНЦИИ		Перечень компонентов	Технологии формирования	Форма оценочного средства	Уровни освоения компетенции
ИНДЕКС	ФОРМУЛИРОВКА				
ОПК-1	Способностью использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	<p>Знать основные законы, теории, принципы и правила теоретических основ физической химии. подходы к определению, объекту и предмету исследования и структуру физической химии, термодинамические и кинетические закономерности, определяющие протекание различных химических и биохимических процессов</p> <p>Уметь применять знания, полученные в процессе изучения математики, физики, аналитической химии для анализа физико-химических процессов, уметь использовать теоретические знания по электродинамике, полученные на занятиях по физике и электрохимии, полученные на занятиях по аналитической химии для объяснения результатов физико-химических экспериментов</p> <p>Владеть навыками решения конкретных практических задач и исследовательской работы.</p> <p>Владеть эффективно химиче-</p>	Обзорная лекция, семинар, Лабораторные занятия	Индивидуальный устный и письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование Экзамен	<p><u>Пороговый</u> Методы сравнения, анализа и прогнозирования процессов, на основе основных законов термодинамики, кинетики и электрохимии.</p> <p><u>Повышенный</u> Синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций</p>

		ским аппаратом, методами и методиками необходимыми для профессиональной, минимальными навыками организации и проведения научных исследований, способностью самостоятельно составлять план исследования			
ОПК -2	Владение навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций	<p><u>Знать</u> синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций, применение основных положений теории растворов, фазовых равновесий, учения о химическом равновесии, химической кинетике, катализе, адсорбции в физической химии</p> <p><u>Уметь</u> самостоятельно работать с химической аппаратурой и реактивами, решать возникающие вопросы, связанные как с постановкой химических экспериментов, так и с теоретическими вопросами, прогнозировать результаты физико-химического анализа, на основе теоретических знаний</p> <p><u>Владеть</u> методами химических исследований свойств веществ, навыками описания наблюдаемых признаков процессов, методологией выбора физико-химического метода анализа в зависимости от задач и объекта анализа</p>	Обзорная лекция, семинар, лабораторные занятия	Индивидуальный устный и письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование экзамен	<p><u>Пороговый</u> Методы сравнения, анализа и прогнозирования процессов, на основе основных законов термодинамики, кинетики и электрохимии.</p> <p><u>Повышенный</u> Синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций</p>

ОПК-6	Знанием норм техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях	<p><u>Знать</u> правила техники безопасности работы в химической лаборатории и с физической аппаратурой</p> <p><u>Уметь</u> работать с основными типами приборов (фотоэлектроколориметры, спектрофотометры, потенциометры и др.),</p> <p>Использовать теоретические знания на практике. Проводить лабораторные исследования химических свойств веществ, выявлять закономерности в свойствах и строении веществ, прогнозировать свойства веществ, исходя из строения.</p> <p><u>Владеть</u> навыками безопасной работы в химической лаборатории</p>	Обзорная лекция, семинар, лабораторные занятия	Индивидуальный устный и письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование экзамен	<p><u>Пороговый</u></p> <p>Использовать теоретические знания на практике. Проводить лабораторные исследования химических свойств веществ, выявлять закономерности в свойствах и строении веществ, прогнозировать свойства веществ, исходя из строения. Приемами обращения с лабораторным оборудованием, реактивами, приборами</p> <p><u>Повышенный</u></p> <p>уметь собирать и использовать химические лабораторные модули, определять возможность рисков при использовании лабораторного оборудования, уметь работать на всех видах лабораторных приборов, используемых для физико-химических исследований.</p>
-------	--	--	--	--	--

## ОСНОВНАЯ ЧАСТЬ

### 1. ОБЪЕМ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр №6(часов)	Семестр № 7 (часов)
1	2	3	4
<b>Аудиторные занятия (всего)</b>	<b>202</b>	<b>90</b>	<b>112</b>
В том числе:			
Лекции (Л)	84	36	48
Лабораторные работы (ЛР)	118	54	64
<b>Самостоятельная работа студента (всего)</b>	<b>302</b>	<b>126</b>	<b>176</b>
В том числе:			
<b>СРС в семестре:</b>	<b>230</b>	<b>90</b>	<b>140</b>
Подготовка к письменному отчету-защите по лабораторным работам	100	40	60
Подготовка к устному собеседованию по теоретическим разделам	50	20	30
Подготовка к тестированию знаний фактического материала	50	20	30
Подготовка к защите электронных рефератов-презентаций	30	10	20
<b>СРС в период сессии:</b>			
Подготовка к экзамену	72	36	36
<b>Вид промежуточной аттестации – экзамен 1, 2 семестр</b>		Э	Э
<b>ИТОГО: Общая трудоемкость</b>	<b>504 часов</b>	<b>216 часов</b>	<b>288 часов</b>
	<b>14 зач.ед</b>	<b>6 зач. ед.</b>	<b>8 зач. ед.</b>

Дисциплина реализуется частично с применением дистанционных образовательных технологий:

- вебинарная платформа Zoom (договор б/н от 10.10.2020г.);
- набор веб-сервисов MS office365 (бесплатное ПО для учебных заведений <https://www.microsoft.com/ru-ru/education/products/office>);
- система электронного обучения Moodle (свободно распространяемое ПО).



## 2. Содержание учебной дисциплины

### 2.1. Содержание разделов учебной дисциплины

№ семестра	№ раздела	Наименование раздела учебной дисциплины	Содержание раздела в дидактических единицах
6	1	Введение	Предмет, задачи и методы физической химии, ее место в системе естественных наук. Основные этапы развития физической химии. Методы исследования
6	2	Кинетическая теория газов. Газовые законы.	<p>Характеристика газообразного состояния. Его отличие от других агрегатных состояний. Модель идеального газа. Законы Бойля-Мариотта, Шарля и Гей-Люссака их математическое и графическое отражение. Уравнение состояния идеального газа. Универсальная газовая постоянная и ее физический смысл. Парциальное давление газа. Закон Дальтона.</p> <p>Кинетическая теория газов. Основное уравнение кинетической теории газов. Кинетическая интерпретация температуры. Энергия молекулы и моль идеального газа. Средняя скорость движения молекул. Средняя квадратичная скорость. Распределение молекул по скоростям и энергиям. Реальные газы. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Конденсация газов. Критическое состояние.</p>
6	3	Первое начало термодинамики. Закон Гесса. Закон Киргофа.	<p>Химическая термодинамика. Термодинамический метод. Основные понятия химической термодинамики: система (открытая, закрытая, изолированная, гомогенная, гетерогенная), фаза, параметры состояния (интенсивные, экстенсивные), функции состояния, термодинамический процесс (обратимый, необратимый, изобарный, изотермический, изохорный, адиабатный). Внутренняя энергия. Обмен энергией. Формы обмена энергией. Теплота и работа.</p> <p>Формулировки и математическое выражение I закона термодинамики. Обмен энергией в форме работы. Работа при изохорном, изобарном изотермическом и адиабатном процессах. Энтальпия – как функция состояния. Обмен энергией в форме теплоты. Теплоемкость (средняя, истинная, удельная, мольная). Изохорная и изобарная теплоемкость идеального газа с точки зрения кинетической теории газов.</p> <p>Тепловой эффект химической реакции при изохорных и изобарных условиях. Экзотермические и эндотермические реакции. Термодинамическая и термохимическая система обозначений. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Энтальпии образования, сгорания, нейтрализации, фазовых переходов, гидратации, растворения (раскрыть смысл определений). Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгофа.</p>
6	4	Второе начало термодинамики. Энтропия. Термодинамические потенциалы. Химическое равновесие	<p>Самопроизвольно протекающие процессы. Интенсивными и экстенсивными параметрами при самопроизвольном процессе. Формулировки II закона термодинамики. Коэффициент полезного действия тепловой машины. Энтропия - как функция состояния. Критерий самопроизвольного протекания процесса в изолированной системе. Изменение энтропии при фазовых переходах, расширении идеального газа при различных процессах. Энтропия и вероятность. Статистический характер II закона термодинамики. Термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана.</p> <p>Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Физический</p>

			<p>смысл потенциала Гиббса. Критерий направления термодинамического процесса в закрытой системе. Характеристические функции. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Химический потенциал. Критерий направления термодинамического процесса в открытой системе. Абсолютная энтропия. III закон термодинамики.</p> <p>Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Закон действующих масс. Уравнение изотермы химической реакции. Особенности равновесия в гетерогенных системах. Зависимость константы химического равновесия от температуры. Принцип Ле Шателье. Влияние давления на смещение химического равновесия. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Фазовые равновесия. Фаза, независимый компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клаузиуса-Клайперона и его анализ. Диаграмма состояния чистого вещества.</p>
6	5	Описание химического процесса термодинамическими и кинетическими методами	<p>Описание химического процесса с точек зрения химической термодинамики и кинетики. Скорость реакции. Размерность скорости реакции. Способы определения скоростей реакций. Реакции простые и сложные. Механизм реакции. Основной постулат химической кинетики. Константа скорости и ее физический смысл. Размерность константы. Молекулярность реакции. Физический смысл. Порядок реакции. Какие значения принимает. Парциальный и общий кинетический порядок. Экспериментальное определение порядков реакции. Кинетические уравнения реакций 0,1,2 порядков.</p> <p>Сложные реакции. Постулаты химической кинетики для описания сложных процессов. Особенности кинетики параллельных, двусторонних, последовательных реакций. Сопряженные реакции.</p> <p>Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Анализ уравнения Аррениуса. Энергия активации. Экспериментальное определение энергии активации. Теория активных соударений. Физический смысл констант в уравнении Аррениуса с точки зрения теории. Стерический множитель.</p>
6	6	Особенности каталитических процессов	<p>Теория переходного состояния (активного комплекса). Положение, суть теории, основное уравнение. Сопоставление теории активных соударений и теории переходного состояния.</p> <p>Цепные реакции. Основные понятия и особенности кинетики цепных реакций. Стадийность цепных реакций. Радикалы. Разветвленные и неразветвленные цепные процессы. Фотохимические процессы.</p> <p>Особенности кинетики гетерогенных процессов. Катализ. Виды каталитических процессов. Свойства катализаторов. Особенности каталитических процессов. Теория активных центров. Объяснение некоторых каталитических процессов с точек зрения мультиплетной теории и теории активных ансамблей. Микрогетерогенные процессы. Ферментативный катализ и его особенности.</p>
6	7	Поверхностные явления	<p>Поверхностные явления на границе жидкость-газ, жидкость-жидкость. Поверхностное натяжение и способы его определения. Капиллярные явления. Смачивание и растекание. Условия смачивания и растекания.</p>

			<p>Физическая адсорбция, хемосорбция. Адсорбция на поверхности жидкости. Уравнение Гиббса и его анализ.</p> <p>Адсорбция газов на твердых телах. Адсорбенты. Теория мономолекулярной адсорбции Ленгмюра. Уравнение изотермы Ленгмюра. Уравнение Фрейндлиха.</p> <p>Избирательная адсорбция и ее биологическое значение. Обменная адсорбция. Хроматография. Полимолекулярная адсорбция. Теория Брунауэра-Эммета-Тейлора (БЭТ).</p>
6	8	Растворы неэлектролитов	<p>Определение растворов. Твердые, жидкие, газообразные растворы. Термодинамическая устойчивость растворов. Растворы насыщенные, ненасыщенные, концентрированные, пересыщенные. Способы выражения состава растворов.</p> <p>Межмолекулярные взаимодействия в растворах. Работы Д.И. Менделеева по физико-химическому анализу растворов.</p> <p>Разбавленные и идеальные растворы. Растворы газов в жидкостях. Закон Генри. Давление насыщенного пара летучих компонентов. Закон Рауля. Положительные и отрицательные отклонения от закона Рауля и их причины.</p> <p>Температура кипения и замерзания растворов. Коллигативные свойства растворов. Криоскопическая и эбулиоскопическая константы и их физический смысл. Осмос. Измерение осмотического давления. Закон Вант-Гоффа.</p> <p>Неограниченно растворимые жидкости. Диаграммы давление пара – состав раствора и температура кипения – состав раствора. I закон Коновалова. Перегонка растворов. Ректификация. II закон Коновалова. Азеотропные смеси. Перегонка с водяным паром. Экстракция.</p>
7	9	Растворы электролитов	<p>Электролиты. Сильные и слабые электролиты. Анализ основных положений теории электролитической диссоциации С.Аррениуса. Степень и константа диссоциации. Закон Оствальда. Изотонический коэффициент. Коллигативные свойства растворов электролитов. Достоинства и недостатки теории С. Аррениуса. Приложения теории электролитической диссоциации к растворам электролитов (тепловые эффекты при растворении, понятие кислоты и основания, кислотность растворов, ионные равновесия).</p> <p>Буферные растворы, их свойства. рН буферных растворов. Расчет рН растворов сильных и слабых электролитов.</p> <p>Ион - дипольное взаимодействие. Сольватация (гидратация) ионов. Расчет энергии гидратации. Зависимость энергии гидратации от свойств ионов. Основные положения теории сильных электролитов. Ион – ионное взаимодействие. Активность и коэффициент активности их физический смысл и зависимость от разведения. Ионная сила растворов. Первое приближение теории сильных электролитов. Закон Гюккеля и Дебайя. Развитие теории сильных электролитов. Второе приближение теории. Электропроводность растворов. Удельная и эквивалентная электропроводности. Подвижность ионов. Аномальные значения подвижностей ионов <math>H^+</math> и <math>OH^-</math>. Закон Кольрауша. Кондуктометрия. Теории электропроводности.</p>
7	10	Равновесные электродные процессы	<p>Скачки потенциалов на границе раздела фаз. Электродный потенциал. Гальванический элемент, его</p>

			<p>работа. Электродвижущая сила гальванического элемента (эдс). Термодинамика гальванического элемента. Уравнение Нернста. Электроды I рода. Потенциалопределяющие ионы. Электроды II рода и их особенности. Газовые электроды. Окислительно-восстановительные электроды. Амальгамные электроды. Ионоселективные электроды. Стандартный водородный электрод. Ряд электродных потенциалов и его анализ.</p> <p>Диаграмма потенциал – рН для воды. Простые и сложные химические цепи. Концентрационные цепи. Определение эдс электрохимических цепей. Ионметрия. Потенциометрическое титрование. рН-метрия. Электроды для рН-метрии.</p>
7	11	Неравновесные электродные процессы	<p>Процессы, происходящие на электродах при прохождении электрического тока. Поляризация электродов и ее виды. Стадийность гетерогенных процессов. Кинетические характеристики электрохимических процессов. Перенапряжение перехода. Анализ уравнений Эрдей-Груз-Фольмера и Тафеля. Перенапряжение диффузии. Предельный ток. Потенциал полуволны. Ртутный капаящий электрод. Полярография. Особенности восстановления катионов металлов, <math>H^+</math>, воды.</p> <p>Электролиз расплавов и растворов электролитов. Законы электролиза. Возможности и значение электролиза для промышленности. Коррозия металлов. Классификация и характеристика коррозионных поражений. Электрохимическая коррозия металлов, как частный случай неравновесных электрохимических процессов. Термодинамика коррозионных процессов. Теория микрогальванических элементов. Кинетическая теория коррозии. Пассивность металлов. Теории пассивности. Методы борьбы с коррозией.</p>
7	12	Основы коллоидной химии	<p>Основные понятия коллоидной химии, объекты и цели изучения. Различные типы классификации дисперсных систем: по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды, по размерам частиц, по концентрации и т.д. Проблемы современной коллоидной химии.</p> <p>Молекулярно-кинетические свойства дисперсных систем. Броуновское движение. Диффузия. Уравнения Эйнштейна и Эйнштейна-Смолуховского. Седиментация в поле силы тяжести и центробежном поле. Седиментационный анализ.</p> <p>Оптические свойства дисперсных систем. Поглощение и рассеяние света. Опалесценция. Мутность. Эффект Фарадея – Тиндаля. Применимость уравнения Рэлея к коллоидным растворам.</p> <p>Теория строения двойного электрического слоя Гуи – Чепмена. Влияние индифферентных и неиндифферентных ионов на состояние ДЭС. Электрокинетический потенциал. Изозлектрическое состояние. Теория Штерна. Строение мицеллы. Электрокинетические явления: электрофорез, электроосмос, потенциал течения, потенциал оседания.</p> <p>Устойчивость дисперсных систем.</p> <p>Кинетическая и агрегативная устойчивость. Правила электролитной коагуляции зелей: правило знака заряда, правило валентности, лиотропные ряды коагуляции, влияние ионов-партнеров, коагуляция смесью электролитов (аддитивность, синергизм, антагонизм), старение зелей, взаимная коагуляция зелей. Защита коллоидных растворов от коагуляции.</p>

			Пены, эмульсии, суспензии.
--	--	--	----------------------------

## 2.2. Разделы учебной дисциплины, виды учебной деятельности и формы контроля

№ семестра	№ раздела	Наименование раздела учебной дисциплины	Виды учебной деятельности, включая самостоятельную работу студентов ( в часах)				Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра)
			Л	ЛР	СРС	всего	
1	2	3	4	5	6	7	8
6	1	Введение	2	-	2	4	1 неделя: Индивидуальное собеседование.
6	2	Кинетическая теория газов. Газовые законы.	4	4	8	16	1-2 неделя Индивидуальный устный и письменный отчет – защита лабораторных работ, тестирование
6	3	Первое начало термодинамики. Закон Гесса. Закон Киргофа.	4	6	10	20	3-4 неделя: Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
6	4	Второе начало термодинамики. Энтропия. Термодинамические потенциалы. Химическое равновесие	4	8	10	22	5-7 неделя: Индивидуальное собеседование, письменный отчет – защита лабораторных работ, тестирование
6	5	Описание химического процесса термодинамическими и кинетическими методами	4	6	10	20	8-9 неделя: Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование.
6	6	Особенности каталитических процессов	4	10	15	29	10-12 неделя: Письменный отчет – защита лабораторных работ, тестирование
6	7	Поверхностные явления	4	8	15	27	13-15 неделя Письменный отчет – защита лабораторных работ, тестирование
6	8	Растворы неэлектролитов	10	12	20	42	16-18 неделя Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-

							презентации, тестирование
		Разделы дисциплины № 1-18	36	54	90	180	Экзамен 36 часов
7	9	Растворы электролитов	10	20	30	60	1-3 неделя Письменный отчет – защита лабораторных работ.
7	10	Равновесные электродные процессы	10	10	30	50	4-7 неделя Письменный отчет – защита лабораторных работ.
7	11	Неравновесные электродные процессы	10	10	30	50	8-10 неделя Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
7	12	Основы коллоидной химии	18	24	50	92	11-18 неделя Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
		Разделы дисциплины № 9-12	48	64	140	252	Экзамен 36 часов
	ИТОГО	Разделы дисциплины № 1-12	84	118	230	432	Экзамен 72

## 2.3 Лабораторный практикум

№ семестра	№ раздела	Наименование раздела учебной дисциплины	Наименование лабораторных работ	Всего часов
1	2	3	4	5
6	1	Введение	-	
6	2	Кинетическая теория газов. Газовые законы.	1. Построение диаграммы состояния бинарной системы фенол-нафталин	4

6	3	Первое начало термодинамики. Закон Гесса. Закон Киргофа.	1.Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием  2.Определение содержания кислоты по тепловому эффекту нейтрализации	3  3
6	4	Второе начало термодинамики. Энтропия. Термодинамические потенциалы. Химическое равновесие	1. Определение константы скорости реакции окисления йодистоводородной кислоты перекисью водорода. 2.Определение константы скорости реакции омыления уксусно-этилового эфира щелочью. 3.Изучение кинетики реакции разложения мочевины в водных растворах методом электропроводности	3  3  2
6	5	Описание химического процесса термодинамическими и кинетическими методами	1. Определение константы скорости и энергии активации реакции второго порядка.  2. Криоскопический метод определения молекулярной массы вещества.	3  3
6	6	Особенности каталитических процессов	1. Кинетика гомогенных каталитических реакций 2.Кинетика гетерогенных каталитических реакции 3.Химическое равновесие	3  3  4
6	7	Поверхностные явления	1. Поверхностное натяжение. Измерение поверхностного натяжения по методу взвешивания отрывающейся капли. 2. Измерение адсорбции уксусной кислоты на поверхности активированного угля. 3.Эбулиоскопический метод определения молекулярной массы вещества	3  3

				2
6	8	Растворы неэлектролитов	1. Определение константы и степени диссоциации слабого электролита. 2. Определение константы кислотности уксусной кислоты 3. Приготовление буферных растворов с заранее заданным рН и исследование влияния разбавления на величину рН 4. Определение растворимости и произведения растворимости малорастворимых солей.	3 3 3 3
		Итого в семестре		3 54
7	9	Растворы электролитов	1. Определение концентрации хлорид-ионов методом кондуктометрического титрования 2. Определение концентрации гидрокарбонат-ионов методом кондуктометрического титрования 3. Определение концентрации кислоты методом потенциометрического титрования 4. Определение константы гидролиза соли потенциометрическим методом. Расчёт рН гидролизированных растворов солей 5. Буферные растворы	4 4 4 4
				5
7	10	Равновесные электродные процессы	1. Потенциометрическое титрование 2. Определение потенциалов электродов. 3. Определение ЭДС гальванического элемента 4. Определение константы ионизации слабой кислоты потенциометрическим методом.	3 3 2 2
7	11	Неравновесные электродные процессы	1. Электролиз 2. Установление природы и концентрации кислот в соках и газированных напитках методом рН-метрического титрования 3. Законы электролиза	4 3



				3
7	12	Основы коллоидной химии	1. Хроматография бумажная. Качественный анализ смеси катионов $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Co}^{2+}$ , $\text{Ni}^{2+}$ методом осадочной хроматографии на бумаге 2. Получение лиофобных и лиофильных коллоидных растворов. 3. Влияние концентраций реагирующих веществ на процесс образования коллоидных растворов 4. Коагуляция 5. Электрические свойства коллоидных систем. Очистка и диффузия зелей. 6. Получение и исследование свойств пен. 7. Набухание.	3 3 3 3 4 4 4
		Итого в семестре		64
		Всего		<b>118</b>

Для оценки результатов лабораторной работы используются следующие критерии:

- знание теоретического материала по предметной области;
- глубина изучения дополнительной литературы;
- глубина и полнота ответов на контрольные вопросы.

Для лабораторно-практических работ возможны два основных варианта проведения:

1. В первом случае лабораторно-практические работы проводятся для всей группы студентов одновременно, в запланированный по графику день, при этом все студенты выполняют одну и ту же лабораторную работу. Особенность данного приема в том, что студенты и преподаватель могут оперативно сравнивать результаты и исправлять недочеты в работе, это его достоинство. Недостаток данного варианта работы заключается в том, что необходимо одновременно иметь достаточное количество химической посуды, приборов и реактивов, что бы избежать задержек в работе, это позволит всем студентам в срок справиться с описанной в «Лабораторном практикуме» работой.

2. Для лабораторного практикума выделяется время во второй половине семестра, студенты разбиваются на небольшие подгруппы по 2-3 человека, при этом на занятиях каждая подгруппа выполняет свою лабораторную работу, меняясь по цепочке. Например, на первом занятии первая подгруппа выполняет лабораторную работу №1, вторая подгруппа – лабораторную работу №2, и так далее. На втором занятии первая подгруппа

выполняет лабораторную работу №2, вторая подгруппа – лабораторную работу №3, так пока все подгруппы не выполнят все запланированные работы. Для этого метода существуют свои достоинства: нет необходимости иметь более 1 комплекта оборудования и материалов, студенты готовятся к занятиям индивидуально, неподготовленного к занятию студента легче выявить, поскольку работа идет более индивидуально.

## 2.4 Примерная тематика курсовых работ

Курсовые работы не предусмотрены по учебному плану

## 3. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА СТУДЕНТА

### 3.1 Виды СРС

№ семестра	№ раздела	Наименование раздела учебной дисциплины	Виды СРС	Всего часов
1	2	3	4	5
6	1	Введение	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию	2
6	2	Кинетическая теория газов. Газовые законы.	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2. Подготовка к защите лабораторных работ 3. Подготовка к тестированию 4. Подготовка к экзамену	3 3 2 6
6	3	Первое начало термодинамики.	1. Подготовка к индивидуальному	2

		Закон Гесса. Закон Киргоффа	<p>собеседованию</p> <p>2.Подготовка к защите письменных отчетов по лабораторным работам 3</p> <p>3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 2</p> <p>4.Подготовка к тестированию 3</p> <p>5.Подготовка к экзамену 6</p>
6	4	Второе начало термодинамики. Энтропия, Термодинамические потенциалы. Химическое равновесие.	<p>1.Подготовка к индивидуальному собеседованию 2</p> <p>2.Подготовка к защите письменных отчетов по лабораторным работам 4</p> <p>3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 2</p> <p>4.Подготовка к тестированию 2</p> <p>5.Подготовка к экзамену 6</p>
6	5	Описание химического процесса термодинамическими и кинетическими методами	<p>1.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 6</p> <p>2.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 2</p> <p>3.Подготовка к тестированию. 2</p> <p>4.Подготовка к экзамену 4</p>
6	6	Особенности каталитических процессов	<p>1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 4</p> <p>2. Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 6</p> <p>3. Подготовка к тестированию 3</p> <p>4.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 2</p> <p>5. Подготовка к экзамену 4</p>
6	7	Поверхностные явления	<p>1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2</p> <p>2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 8</p> <p>3.Подготовка к тестированию 3</p> <p>4.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 2</p> <p>5.Подготовка к экзамену 4</p>
6	8	Растворы неэлектролитов	<p>1 Подготовка к индивидуальному собеседованию 5</p> <p>2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 10</p> <p>3.Подготовка к тестированию. 5</p> <p>5.Подготовка к экзамену 6</p>

		<b>Итого за семестр</b>	<b>90 часов + 36 часов – подготовка к экзамену</b>	
7	9	<p>Растворы электролитов</p> <p>Электролиты. Сильные и слабые электролиты. Анализ основных положений теории электролитической диссоциации С.Аррениуса. Степень и константа диссоциации. Закон Оствальда. Изотонический коэффициент. Коллигативные свойства растворов электролитов. Достоинства и недостатки теории С. Аррениуса. Приложения теории электролитической диссоциации к растворам электролитов (тепловые эффекты при растворении, понятие кислоты и основания, кислотность растворов, ионные равновесия).</p> <p>Буферные растворы, их свойства. рН буферных растворов. Расчет рН растворов сильных и слабых электролитов.</p> <p>Ион - дипольное взаимодействие. Сольватация (гидратация) ионов. Расчет энергии гидратации. Зависимость энергии гидратации от свойств ионов. Основные положения теории сильных электролитов. Ион – ионное взаимодействие. Активность и коэффициент активности их физический смысл и зависимость от разведения. Ионная сила растворов.</p>	<p>1. Подготовка к индивидуальному собеседованию</p> <p>2. Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам</p> <p>3. Подготовка к защите электронного реферата-презентации</p> <p>4. Подготовка к тестированию.</p> <p>5. Подготовка к экзамену</p> <p>1. Подготовка к индивидуальному собеседованию</p> <p>2. Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам</p> <p>3. Подготовка к защите электронного реферата-презентации</p> <p>4. Подготовка к тестированию.</p> <p>5. Подготовка к экзамену</p>	<p>2</p> <p>7</p> <p>2</p> <p>2</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>8</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>4</p>
7	10	<p>Равновесные электродные процессы</p> <p>Скачки потенциалов на границе раздела фаз. Электродный потенциал. Гальванический элемент, его работа. Электродвижущая сила гальванического элемента (эдс). Термодинамика гальванического элемента. Уравнение Нернста. Электроды I рода. Потенциалопределяющие ионы.</p>	<p>1. Подготовка к индивидуальному собеседованию</p> <p>2. Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам</p> <p>3. Подготовка к защите электронного реферата-презентации</p> <p>4. Подготовка к тестированию.</p> <p>5. Подготовка к экзамену</p> <p>1. Подготовка к индивидуальному собеседованию</p> <p>2. Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам</p> <p>3. Подготовка к защите электронного реферата-презентации</p> <p>4. Подготовка к тестированию.</p> <p>5. Подготовка к экзамену</p>	<p>3</p> <p>8</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>2</p> <p>7</p> <p>2</p> <p>2</p> <p>3</p>

		<p>Электроды II рода и их особенности. Газовые электроды. Окислительно-восстановительные электроды. Амальгамные электроды. Ионоселективные электроды. Стандартный водородный электрод. Ряд электродных потенциалов и его анализ.</p> <p>Диаграмма потенциал – рН для воды. Простые и сложные химические цепи. Концентрационные цепи. Определение ЭДС электрохимических цепей. Ионметрия. Потенциометрическое титрование. рН-метрия. Электроды для рН-метрии</p>		
7	11	<p>Неравновесные электродные процессы</p> <p>Процессы, происходящие на электродах при прохождении электрического тока.</p> <p>Поляризация электродов и ее виды.</p> <p>Электролиз расплавов и растворов электролитов. Законы электролиза. Возможности и значение электролиза для промышленности. Коррозия металлов. Классификация и характеристика коррозионных поражений.</p>	<p>1. Подготовка к индивидуальному собеседованию</p> <p>2. Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам</p> <p>3. Подготовка к защите электронного реферата-презентации</p> <p>4. Подготовка к тестированию.</p> <p>5. Подготовка к экзамену</p>	<p>3</p> <p>8</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>4</p>
7	12	<p>Основы коллоидной химии</p> <p>Основные понятия коллоидной химии, объекты и цели изучения. Различные типы классификации дисперсных систем: по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды, по размерам частиц, по концентрации и т.д. Проблемы современной коллоидной химии.</p> <p>Теория строения двойного электрического слоя Гуи – Чепмена. Влияние индифферентных и неиндифферентных ионов на состояние ДЭС. Электрокинетический</p>	<p>1. Подготовка к индивидуальному собеседованию</p> <p>2. Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам</p> <p>3. Подготовка к защите электронного реферата-презентации</p> <p>4. Подготовка к тестированию.</p> <p>5. Подготовка к экзамену</p> <p>1. Подготовка к индивидуальному собеседованию</p> <p>2. Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам</p> <p>3. Подготовка к защите электронного реферата-презентации</p> <p>4. Подготовка к тестированию.</p> <p>5. Подготовка к экзамену</p>	<p>3</p> <p>3</p> <p>2</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p>

	<p>потенциал. Изоэлектрическое состояние. Теория Штерна.</p> <p>Строение мицеллы. Электрокинетические явления: электрофорез, электроосмос, потенциал течения, потенциал оседания.</p> <p>Устойчивость дисперсных систем.</p> <p>Пены, эмульсии, суспензии.</p>	<p>реферата-презентации</p> <p>4. Подготовка к тестированию.</p> <p>5. Подготовка к экзамену</p> <p>1. Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам</p> <p>3. Подготовка к тестированию.</p> <p>4. Подготовка к индивидуальному собеседованию</p> <p>5. Подготовка к экзамену</p> <p>1. Подготовка к индивидуальному собеседованию</p> <p>2. Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам</p> <p>4. Подготовка к тестированию.</p> <p>5. Подготовка к экзамену</p>	<p>1</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p> <p>3</p>
	Итого за семестр	140 + 36 часов подготовка к экзамену	
	<b>Всего</b>	<b>302</b>	



### **3.3. Перечень примерных вопросов для самостоятельной работы обучающихся по различным темам**

#### **3.3.1. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующей этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы.**

Варианты тестовых заданий

#### **ПРИМЕРНЫЕ ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ПО ТЕМЕ «КИНЕТИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ ГАЗОВ, ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ».**

1. Жидкое вещество характеризуется:

- А) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия;
- Б) сравнительно большими межмолекулярными силами сцепления, поэтому молекулы теряют способность перемещаться независимо друг от друга, вещество легко меняет свою форму но мало изменяет объём;
- В) определённым порядком расположением молекул, которые образуют кристаллическую решётку;
- Г) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия, хорошей электропроводностью, возможностью влиять на расположение молекул при наложении магнитного поля;

2. Твёрдое вещество характеризуется:

- А) сравнительно большими межмолекулярными силами сцепления, поэтому молекулы теряют способность перемещаться независимо друг от друга, вещество легко меняет свою форму но мало изменяет объём;
- Б) определённым порядком расположением молекул, которые образуют кристаллическую решётку;
- В) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия, хорошей электропроводностью, возможностью влиять на расположение молекул при наложении магнитного поля;
- Г) созданием крупных ассоциатов, имеющих постоянную сложную внутреннюю структуру, но не как не влияющих друг на друга

3. Газы характеризуются:

- А) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия;
- Б) сравнительно большими межмолекулярными силами сцепления, поэтому молекулы теряют способность перемещаться независимо друг от друга, вещество легко меняет свою форму но мало изменяет объём;
- В) определённым порядком расположением молекул, которые образуют кристаллическую решётку;
- Г) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия, хорошей электропроводностью, возможностью влиять на расположение молекул при наложении магнитного поля;

4. Плазма характеризуется:

- А) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия;
- Б) сравнительно большими межмолекулярными силами сцепления, поэтому молекулы теряют способность перемещаться независимо друг от друга, вещество легко меняет свою форму но мало изменяет объём;
- В) крайне малыми силами межмолекулярного взаимодействия, хорошей электропроводностью, возможностью влиять на расположение молекул при наложении магнитного поля;
- Г) созданием крупных ассоциатов, имеющих постоянную сложную внутреннюю структуру, но не как не влияющих друг на друга

5. Состояние газа близкое к идеальному характеризуется:

- А) высокой молекулярной массой;



- Б) очень малыми силами межмолекулярного взаимодействия;
- В) составом газа;
- Г) высокой плотностью.

6. Согласно закону Бойля-Мариотта:

- А) при постоянной температуре объём газа обратно пропорционален давлению;
- Б) при постоянном давлении изменение температуры на один градус изменяет объём на  $1/273$ ;
- В) при одинаковом давлении и одинаковой температуре равные объёмы газов содержат равное число молекул;
- Г) общее давление смеси газов находящихся в определённом объёме равно сумме парциальных давлений всех газов

7. Согласно закону Шарля:

- А) при постоянной температуре объём газа обратно пропорционален давлению;
- Б) при одинаковом давлении и одинаковой температуре равные объёмы газов содержат равное число молекул;
- В) общее давление смеси газов находящихся в определённом объёме равно сумме парциальных давлений всех газов
- Г) при постоянном давлении изменение температуры на один градус изменяет объём на  $1/273$ ;

8. Согласно закону Авогадро:

- А) при постоянной температуре объём газа обратно пропорционален давлению;
- Б) при одинаковом давлении и одинаковой температуре равные объёмы газов содержат равное число молекул;
- В) при постоянном давлении изменение температуры на один градус изменяет объём на  $1/273$ ;
- Г) общее давление смеси газов находящихся в определённом объёме равно сумме парциальных давлений всех газов

9. Согласно закону Дальтона:

- А) общее давление смеси газов находящихся в определённом объёме равно сумме парциальных давлений всех газов
- Б) при постоянной температуре объём газа обратно пропорционален давлению;
- В) при одинаковом давлении и одинаковой температуре равные объёмы газов содержат равное число молекул;
- Г) при постоянном давлении изменение температуры на один градус изменяет объём на  $1/273$ ;

10. Выберите положение не соответствующее кинетической теории газов:

- А) молекулы рассматриваются как математические точки;
- Б) силами взаимного притяжения можно пренебречь;
- В) молекулы находятся в постоянном упорядоченном движении;
- Г) при столкновении молекул общее количество их кинетической энергии не изменяется.

11. Основное уравнение кинетической теории газов:

- А)  $pV = \nu RT$ ;
- Б)  $\varepsilon = 3/2 kT$ ;
- В) отношение скоростей движения молекул двух газов обратно пропорционально корню квадратному из отношения их масс;
- Г) средняя скорость молекул газа прямо пропорционально корню квадратному из абсолютной его температуры.

12. Кинетическая энергия молекулы газа подчиняется закону:

- А)  $pV = \nu RT$ ;

- Б)  $\varepsilon = 3/2 kT$ ;  
В) отношение скоростей движения молекул двух газов обратно пропорционально корню квадратному из отношения их масс;  
Г) средняя скорость молекул газа прямо пропорционально корню квадратному из абсолютной его температуры.

13. Уравнение Больцмана показывает что:

- А) кинетическая энергия молекулы газа прямо пропорционально абсолютной температуре и не зависит от массы его молекул;  
Б) кинетическая энергия молекулы газа обратно пропорционально абсолютной температуре и не зависит от массы его молекул;  
В) кинетическая энергия молекулы газа прямо пропорционально массе молекулы и не зависит от абсолютной температуры;  
Г) кинетическая энергия молекулы газа обратно пропорционально массе молекулы и не зависит от абсолютной температуры.

14. Закон распределения молекул по скоростям (Максвелла):

- А) с повышением температуры средняя скорость молекул уменьшается;  
Б) изменения температуры не влияют на скорость молекул;  
В) с повышением температуры средняя скорость молекул увеличивается;  
Г) с повышением давления газа средняя скорость увеличивается

15. Уравнение Ван-дер-Ваальса:

- А)  $pV = \nu RT$ ;  
Б)  $\varepsilon = 3/2 kT$ ;  
В)  $(p + a/V^2)(V - b) = nRT$   
Г)  $N_e = N e^{-E/RT}$

Часть В:

Задача 1: При нормальных условиях плотность метана равна 0,7168 г/л. Какова будет плотность газа при  $t = -10$  градусов Цельсия?

Задача 2: Какой объёма 1 моль азота при температуре 57 градусов Цельсия и давлении  $3,03 \times 10^5$  н/м<sup>2</sup>?

### ПРИМЕРНЫЕ ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ПО ТЕМЕ «ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ»

1. Математические выражения для энтальпии:

- А)  $H = U + pV$ .  
Б)  $H = U - TS$ .  
В)  $H = G + TS$ .  
Г)  $H = F - TS$ .

2. Математические выражения для энергии Гиббса

- А)  $G = U - TS$ .  
Б)  $G = H - TS$ .  
В)  $G = F + pV$ .  
Г)  $G = F - TS$ .

3. Определение выражения для функции Гельмгольца

- А)  $F = H - TS$ .  
Б)  $F = U - TS$ .  
В)  $F = G - TS$ .  
Г)  $F = G - pV$ .

4. Фундаментальное уравнение Гиббса для закрытой системы без химического превращения имеет вид:

А)  $dG = TdS - pdV$ .

Б)  $dG = -TdS - Vdp$ .

В)  $dG = -SdT + Vdp$ .

Г)  $dG = SdT + pdV$ .

5. Математическое выражение первого закона термодинамики для изолированной системы:

А)  $dU = 0$ .

Б)  $dU = dQ - pdV$ .

В)  $U = const$ .

Г)  $dU = dQ + pdV$ .

6. Второй закон термодинамики:

А) Абсолютен в применении.

Б) Выведен на основании законов квантовой химии.

В) Носит статистический характер.

Г) Имеет ограничения по области действия.

7. Выражение: энтропия бездефектного кристалла при абсолютном нуле равна нулю:

А) Называется постулатом Планка.

Б) Законом Гесса.

В) Третьим законом термодинамики.

Г) Законом фазового равновесия.

8. Общей количественной мерой, характеризующей различные типы взаимодействия системы с окружающей средой, является:

А) Энергия Гиббса.

Б) Работа.

В) Теплота.

Г) Внутренняя энергия.

9. Энтропия изолированной системы при обратимом процессе:

А) Равна нулю.

Б) Возрастает.

В) Уменьшается.

Г) Неизменна всегда.

10. В состоянии равновесия энергия Гиббса:

А) Имеет максимальное значение.

Б) Имеет минимальное значение.

В) Равна нулю.

Г) Равна нулю при постоянстве температуры.

11. Энтальпия закрытой системы без химического превращения:

А) Не изменяется с ростом энтропии.

Б) Уменьшается с ростом энтропии.

В) Увеличивается с ростом давления.

Г) Уменьшается с ростом давления.

12. Если переменные: объём системы, температура и число молей компонентов, то характеристическая функция:

- А) Энергия Гиббса.
- Б) Энергия Гельмгольца.
- В) Энтальпия.
- Г) Внутренняя энергия.

13. Критерий самопроизвольности изобарно-изотермического процесса в закрытой системе:

- А) Энергия Гельмгольца.
- Б) Энергия Гиббса.
- В) Энтальпия.
- Г) Внутренняя энергия.

14. Критерий самопроизвольности изохорно-изотермического процесса в закрытой системе:

- А) Энергия Гельмгольца.
- Б) Энергия Гиббса.
- В) Энтальпия.
- Г) Внутренняя энергия.

15. Разность между количеством сообщённой системе теплоты и количеством работы это изменение:

- А) Энергии Гельмгольца.
- Б) Энергии Гиббса.
- В) Энтальпии**

ПРИМЕРНЫЕ ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ ПО ТЕМЕ «ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА».

1. Значение константы скорости реакции зависит от

- А. От температуры.
- Б. От концентрации реагентов.
- В. От вида растворителя.
- Г. От концентрации продуктов.
- Д. От давления.

2. Константа скорости реакции при увеличении температуры:

- А. Возрастает по экспоненциальному закону.
- Б. Убывает по экспоненциальному закону.
- В. Возрастает в соответствии с уравнением Аррениуса.
- Д. Убывает с ростом температуры.
- Г. Растет пропорционально квадрату температуры.

3. Размерность константы скорости реакции первого порядка

- А. м/с.
- Б. 1/с.
- В. м<sup>3</sup>/(моль · с).
- Д. м<sup>6</sup>/(моль<sup>2</sup> · с).
- Г. с/м.

4. Кинетическое уравнение реакции первого порядка

- А.  $w = kc^2$
- Б.  $\ln \frac{c_0}{c} = k\tau$
- В.  $\frac{1}{c_0} - \frac{1}{c} = k\tau$
- Г.  $\ln c_0 - \ln c = k\tau$
- Д.  $\frac{1}{c_0^2} - \frac{1}{c^2} = k\tau$

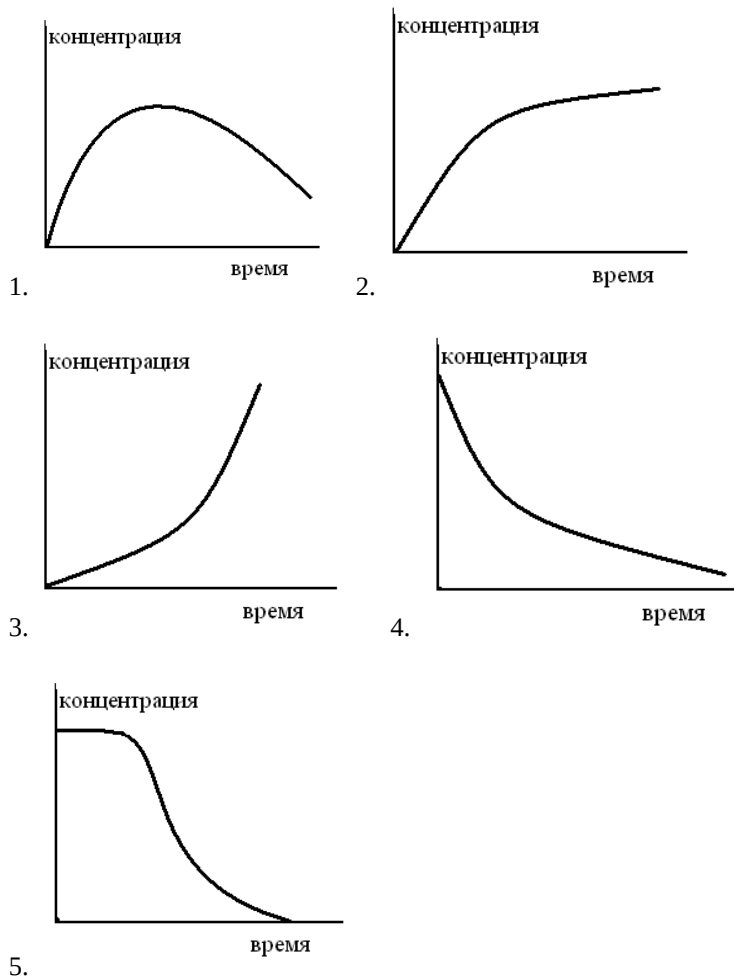
5. Соответствие стехиометрического уравнения реакции и кинетического закона действующих масс

- |                   |                                |
|-------------------|--------------------------------|
| 1. A = B          | а) $w = kc_A c_B$              |
| 2. A + B = C      | б) $w = kc_A c_B c_C$          |
| 3. 2A + B = C + D | в) $w = kc_A$                  |
|                   | г) $w = kc_A^2 c_B$            |
|                   | д) $w = \frac{kc_A}{c_B}$      |
|                   | е) $w = k \frac{c_A c_B}{c_C}$ |

6. Соответствие вида сложной реакции первого порядка кинетической схеме

- |                     |   |
|---------------------|---|
| 1. Параллельная     | а) $A \rightarrow B \rightarrow C$ .    |
| 2. Последовательная | б) $2A \rightarrow C$ .                 |
| 3. Двусторонняя     | в) $A \rightarrow B; B \rightarrow A$ . |
|                     | г) $A \rightarrow B; 2B \rightarrow C$  |
|                     | д) $A \rightarrow B; A \rightarrow C$ . |
|                     | е) $2A \rightarrow B \rightarrow C$ .   |

7. Кинетическая кривая промежуточного продукта мономолекулярной последовательной реакции имеет вид



8. Реакции, химическое равновесие в которых при увеличении давления смещается вправо (в сторону продуктов)

- А)  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{p-p}) + \text{CO}_2(\text{r}) = \text{CaCO}_3(\text{тв}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$
- Б)  $\text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{r}) = \text{CaCO}_3(\text{тв})$
- В)  $2\text{AsH}_3(\text{r}) = 2\text{As}(\text{тв}) + 3\text{H}_2(\text{r})$
- Г)  $\text{Pb}(\text{тв}) + \text{PbO}_2(\text{тв}) = 2\text{PbO}(\text{тв})$
- Д)  $\text{Sb}_2\text{O}_4(\text{тв}) + 4\text{C}(\text{тв}) = 2\text{Sb}(\text{тв}) + 4\text{CO}(\text{r})$
- Е)  $\text{Si}(\text{тв}) + 2\text{Li}_2\text{O}(\text{тв}) = \text{SiO}_2(\text{тв}) + 4\text{Li}(\text{тв})$

9. Реакции в идеальной газовой фазе, для которых константы равновесия, выраженные через равновесные парциальные давления, мольные доли или молярные концентрации численно совпадают

- А)  $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$
- Б)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$
- В)  $\text{H}_2 + \text{J}_2(\text{r}) = 2\text{HJ}(\text{r})$
- Г)  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$
- Д)  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}(\text{r}) = \text{CO}_2 + \text{H}_2$
- Е)  $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}(\text{r}) = \text{CO} + 3\text{H}_2$
- Ж)  $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$

10. Константа равновесия процесса  $\text{FeO} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_2$  выражаются следующим уравнением:

1. 
$$k = \frac{[\text{FeO}][\text{CO}]}{[\text{Fe}][\text{CO}_2]}$$

2. 
$$k = \frac{[\text{CO}]}{[\text{CO}_2]}$$

3. 
$$k = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]}$$

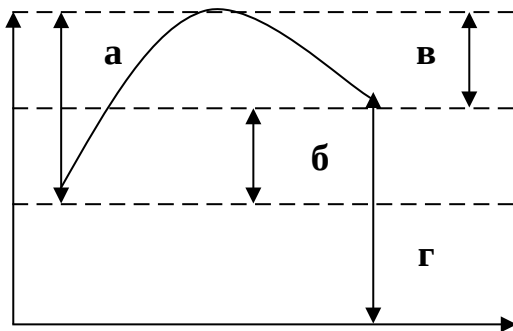
$$4. k = \frac{[\text{FeO}][\text{CO}_2]}{[\text{FeO}][\text{CO}]}$$

11. Какое кинетическое уравнение выражает зависимость скорости от концентрации для реакции  $2A + B \rightarrow C$ , если порядок по веществу А первый

1.  $V = k [B]$
2.  $V = k [A]$
3.  $V = k [A][B]$
4.  $V = k [A]^2[B]$

12. Какой отрезок на диаграмме показывает значение теплового эффекта реакции:

1. а
2. б
3. в
4. г



13. Равновесие реакции  $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} \rightleftharpoons 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2$ ,  $\Delta H = 43,7 \text{ кДж}$  смещается в сторону образования продуктов реакции при:

1. понижении температуры
2. повышении температуры
3. уменьшении давления
4. увеличении давления

1 вариант

Вопросы:

1. Какой процесс не является самопроизвольным:
  - А) нейтрализация кислоты щелочью
  - Б) ржавление железа
  - В) заряд аккумулятора
  - Г) переход теплоты от горячего тела к холодному
2. Математические выражения для энергии Гиббса
  - А)  $G = U - TS$ .
  - Б)  $G = F + pV$ .
  - В)  $G = H - TS$ .
  - Г)  $G = H - pV$ .
3. Энтропия изолированной системы при обратимом процессе:
  - А) Неизменна всегда.
  - Б) Возрастает.
  - В) Уменьшается.
  - Г) Равна нулю.
4. Какое изменение функции состояния соответствует протеканию химического процесса:
  - А)  $\Delta S > 0$
  - Б)  $\Delta G > 0$
  - В)  $\Delta H = 0$
  - Г)  $\Delta \mu > 0$
5. Критерий самопроизвольности изобарно-изотермического процесса в закрытой системе:
  - А) Энергия Гельмгольца.
  - Б) Внутренняя энергия.
  - В) Энтальпия.
  - Г) Энергия Гиббса.

**6. Соответствие термодинамической функции ее определительному выражению**

- |                        |              |
|------------------------|--------------|
| 1. Энтальпия           | а) $H - TS$  |
| 2. Энергия Гельмгольца | б) $H + pV$  |
| 3. Энергия Гиббса      | в) $U + TS$  |
|                        | г) $U - TS$  |
|                        | д) $U + pV$  |
|                        | е) $TS + pV$ |

**7. Согласно закону Шарля:**

- А) при постоянной температуре объём газа обратно пропорционален давлению;  
Б) при одинаковом давлении и одинаковой температуре равные объёмы газов содержат равное число молекул;  
В) общее давление смеси газов находящихся в определённом объёме равно сумме парциальных давлений всех газов  
Г) при постоянном давлении изменение температуры на один градус изменяет объём на  $1/273$ ;

**8. Основное уравнение кинетической теории газов:**

- А)  $pV = \nu RT$ ;  
Б)  $\epsilon = 3/2 kT$ ;  
В) отношение скоростей движения молекул двух газов обратно пропорционально корню квадратному из отношения их масс;  
Г) средняя скорость молекул газа прямо пропорционально корню квадратному из абсолютной его температуры.

**9. Закон распределения молекул по скоростям (Максвелла):**

- А) с повышением температуры средняя скорость молекул уменьшается;  
Б) изменения температуры не влияют на скорость молекул;  
В) с повышением температуры средняя скорость молекул увеличивается;  
Г) с повышением давления газа средняя скорость увеличивается

**10. Экстенсивные переменные**

- А) Масса.  
Б) Давление.  
В) Объём.  
Г) Температура.  
Д) Концентрация.

**11. В состоянии равновесия энергия Гельмгольца**

- А) Имеет максимальное значение.  
Б) Имеет минимальное значение.  
В) Равна нулю.  
Г) Равна нулю при постоянстве температуры.  
Д) При постоянстве объёма равна нулю.

**12. Если переменные: объём системы, температура, число молей компонентов, то характеристические функции:**

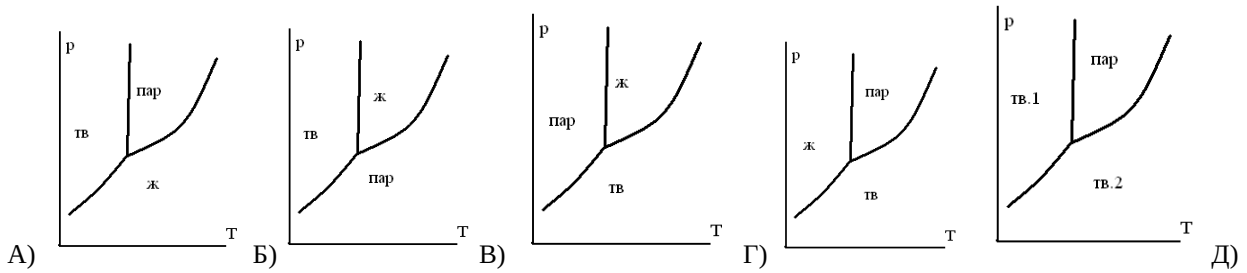
- А) Энергия Гиббса  
Б) Энергия Гельмгольца.  
В) Энтальпия.  
Г) Внутренняя энергия.  
Д) Энтропия.

**13. Закон действующих масс сформулировали**

- А) Гиббс и Гельмгольц.  
Б) Гульдберг и Вааге.  
В) Гугенгейм.  
Г) Гиббс и Дюгем.  
Д) Ван дер Ваальс.

**14. Области равновесного сосуществования фаз на диаграмме состояния однокомпонентной системы**





15. На диаграмме состояния для чистого вещества имеются линии для равновесия

- А) жидкость-пар
- Б) для равновесия трех фаз
- В) для равновесия двух газообразных фаз
- Г) для равновесия кристаллы-пар
- Д) для равновесия жидкость-кристаллы

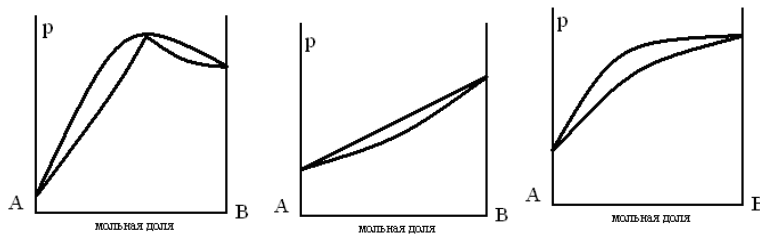
16. В однокомпонентной системе уравнение Клаузиуса-Клайперона характеризует зависимость

- А) Давления от температуры при равновесии двух фаз.
- Б) Температуры тройной точки от давления.
- В) Критической температуры от давления.
- Г) Координат тройной точки от критической температуры.
- Д) Давления от состава раствора.

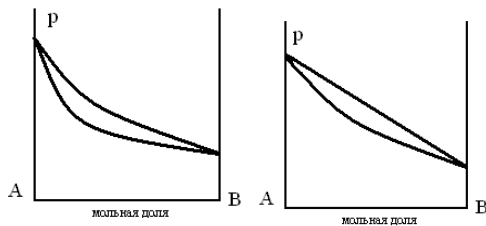
17. Условия, отличающие изолированную термодинамическую систему

- А) совокупность материальных объектов, занимающих ограниченную область пространства
- Б) совокупность материальных объектов, занимающих неограниченную область пространства
- В) исключен обмен веществом и энергией с окружающей средой;
- Г) возможен обмен энергией с окружающей средой, но исключен обмен энергией;
- Д) возможен обмен веществом с окружающей средой, но исключен обмен энергией
- Е) возможен обмен веществом и энергией с окружающей средой

18. Парожидкостная диаграмма состояния бинарной системы для случая, когда жидкость представляет собой идеальный раствор



- А)      Б)      В)



- Г)      Д)

## 1. Математическое выражение для энтальпии

- А)  $H = U + pV$ .  
 Б)  $H = U - TS$ .  
 В)  $H = G + TS$ .  
 Г)  $H = F - TS$ .  
 Д)  $H = G - TS$ .

## 1. Математическое выражение первого закона термодинамики для изолированной системы:

- А)  $dU = 0$ .  
 Б)  $U = \text{const}$ .  
 В)  $dU = dQ - pdV$ .  
 Г)  $dU = dQ + pdV$ .

## 3. Определительное выражение для функции Гельмгольца

- А)  $F = H - TS$ .  
 Б)  $F = U - TS$ .  
 В)  $F = G - TS$ .  
 Г)  $F = G - pV$ .  
 Д)  $F = U + pV$ .

## 4. Энтропия возрастает в следующем процессе

- А)  $\text{CO}_2(\text{r}) + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{r})$       Б)  $\text{CH}_4(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{r}) \rightarrow \text{CO}(\text{r}) + 3\text{H}_2(\text{r})$   
 В)  $\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{лед})$       Г)  $\text{NaCl}(\text{r}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{p-p})$

## 5. В состоянии равновесия энергия Гиббса:

- А) Равна нулю.  
 Б) Имеет минимальное значение.  
 В) Имеет максимальное значение.  
 Г) Равна нулю при постоянстве температуры

## 6. Дифференциальная форма Первого закона термодинамики для открытой системы без химического превращения

- А)  $dU = TdS - pdV + \sum_k \mu_k dn_k$   
 Б)  $dU = -TdS + pdV + \sum_k \mu_k dn_k$   
 В)  $dU = SdT - pdV + \sum_k n_k d\mu_k$   
 Г)  $dU = SdT - pdV$   
 Д)  $dU = TdS - pdV$

## 7. Второй закон термодинамики

- А) Сформулирован постулативно.  
 Б) Выведен на основании законов квантовой химии.  
 В) Носит статистический характер.  
 Г) Имеет ограничения по области действия.  
 Д) Абсолютен в применении

## 8. Согласно закону Бойля-Мариотта:

- А) при постоянной температуре объём газа обратно пропорционален давлению;  
 Б) при постоянном давлении изменение температуры на один градус изменяет объём на 1/273;  
 В) при одинаковом давлении и одинаковой температуре равные объёмы газов содержат равное число молекул;  
 Г) общее давление смеси газов находящихся в определённом объёме равно сумме парциальных давлений всех газов

## 9. Кинетическая энергия молекулы газа подчиняется закону:

- А)  $pV = \nu RT$ ;  
 Б)  $\varepsilon = 3/2 kT$ ;  
 В) отношение скоростей движения молекул двух газов обратно пропорционально корню квадратному из отношения их масс;  
 Г) средняя скорость молекул газа прямо пропорционально корню квадратному из абсолютной его температуры.

## 10. Интенсивные переменные

- А) Масса.  
 Б) Температура.  
 В) Давление.  
 Г) Теплоёмкость.  
 Д) Число молей вещества.

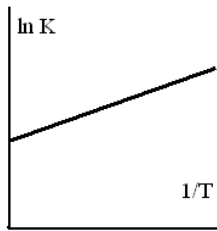
## 11. Общей количественной мерой, характеризующие различные типы взаимодействия системы с окружающей средой, является

- А) Энергия Гиббса.
- Б) Работа.
- В) Теплота.
- Г) Внутренняя энергия.
- Д) Энтальпия.

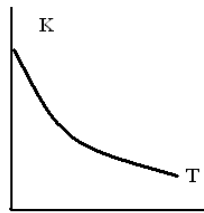
12. Энтальпия закрытой системы без химического превращения:

- А) Не изменяется с ростом энтропии.
- Б) Уменьшается с ростом энтропии.
- В) Уменьшается с ростом давления.
- Г) Увеличивается с ростом давления

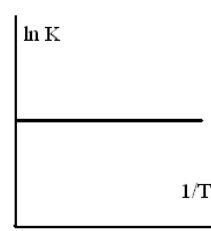
14. Зависимость константы равновесия экзотермической реакции от температуры



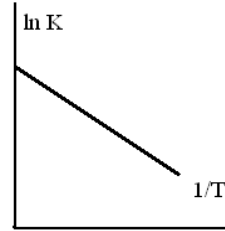
А)



Б)



Г)



Д)

4. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (см. Фонд оценочных средств)

## 4.2. Рейтинговая система оценки знаний обучающихся по учебной дисциплине

## 5. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

### 5.1. Основная литература

№ п/п	Автор (ы), наименование, место издания и издательство, год	Используется при изучении разделов	Семестр	Количество экземпляров	
				В библиотеке	На кафедре
1	2	3	4	5	6
1.	Е.Г.Ипполитов, А.В.Артемов, В.В.Батраков; под ред. Ипполитова. - М. : Академия, 2005. - 448 с.	1-12	6-7	37	
2	Афанасьев, Б.Н. Физическая химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Б.Н. Афанасьев, Ю.П. Акулова. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2012. — 416 с. — Режим доступа: <a href="https://e.lanbook.com/book/4312">https://e.lanbook.com/book/4312</a> . — Загл. с экрана.	1-12	6-7	ЭБС	
3	Физическая и коллоидная химия. Практикум [Электронный ресурс] : учеб. пособие / П.М. Кругляков [и др.]. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2013. — 288 с. — Режим доступа: <a href="https://e.lanbook.com/book/5246">https://e.lanbook.com/book/5246</a> . — Загл. с экрана.	1-12	6-7	ЭБС	
4	Основы физической химии. Теория : учебное пособие : в 2 ч [Электронный ресурс] : учеб. пособие / В.В. Еремин [и др.]. — Электрон. дан. — Москва : Издательство "Лаборатория знаний", 2015. — 589 с. — Режим доступа: <a href="https://e.lanbook.com/book/84118">https://e.lanbook.com/book/84118</a> . — Загл. с экрана.	1-12	6-7	ЭБС	

### 5.2. Дополнительная литература

№ п/п	Автор (ы), наименование, место издания и издательство, год	Используется при изучении разделов	Семестр	Количество экземпляров	
				В библиотеке	На кафедре
1	2	3	4	5	6
1	Кудряшева, Н. С. Физическая и коллоидная химия : учебник и практикум для прикладного бакалавриата / Н. С. Кудряшева, Л. Г. Бондарева. — 2-е изд., перераб.	1-12	6-7	ЭБС	

	и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017. — 379 с. — (Серия : Бакалавр. Прикладной курс). — ISBN 978-5-534-01087-9. — Режим доступа : <a href="http://www.biblio-online.ru/book/2DA78425-E69E-4850-91ED-390A7527473F">www.biblio-online.ru/book/2DA78425-E69E-4850-91ED-390A7527473F</a> .				
2	Щукин, Е. Д. Коллоидная химия : учебник для академического бакалавриата / Е. Д. Щукин, А. В. Перцов, Е. А. Амелина. — 7-е изд., испр. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2017. — 444 с. — (Серия : Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-534-01191-3. — Режим доступа : <a href="http://www.biblio-online.ru/book/DAA9C0A4-CAC2-4226-9134-D0B7CBA3D2B7">www.biblio-online.ru/book/DAA9C0A4-CAC2-4226-9134-D0B7CBA3D2B7</a> .	1-12	6-7	ЭБС	
3	Гавронская, Ю. Ю. Коллоидная химия : учебник и практикум для академического бакалавриата / Ю. Ю. Гавронская, В. Н. Пак. — М. : Издательство Юрайт, 2017. — 287 с. — (Серия : Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-534-02502-6. — Режим доступа : <a href="http://www.biblio-online.ru/book/AA C4C989-8819-4A50-9889-5EE188C101B9">www.biblio-online.ru/book/AA C4C989-8819-4A50-9889-5EE188C101B9</a> .	1-12	6-7	ЭБС	
4	Гельфман, М.И. Практикум по физической химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2004. — 256 с. — Режим доступа: <a href="https://e.lanbook.com/book/4031">https://e.lanbook.com/book/4031</a> . — Загл. с экрана.	1-12	6-7	ЭБС	
5	Типовые расчеты по физической и коллоидной химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие / А.Н. Васюкова [и др.]. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2014. — 144 с. — Режим доступа: <a href="https://e.lanbook.com/book/45679">https://e.lanbook.com/book/45679</a> . — Загл. с экрана.	1-12	6-7	ЭБС	
6	Нигматуллин, Н.Г. Физическая и коллоидная химия [Электронный ресурс] : учеб. пособие —	1-12	6-7	ЭБС	

	Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2015. — 288 с. — Режим доступа: <a href="https://e.lanbook.com/book/67473">https://e.lanbook.com/book/67473</a> . — Загл. с экрана.				
7	Гамеева, О.С. Сборник задач и упражнений по физической и коллоидной химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2017. — 192 с. — Режим доступа: <a href="https://e.lanbook.com/book/92621">https://e.lanbook.com/book/92621</a> . — Загл. с экрана.	1-12	6-7	ЭБС	

### 5.3. Базы данных, информационно-справочные и поисковые системы:

1. eLIBRARY.RU [Электронный ресурс] : научная электронная библиотека. – Доступ зарегистрированным пользователям по паролю. – Режим доступа: <http://elibrary.ru/defaultx.asp> (дата обращения: 15.10.2016).
2. Лань [Электронный ресурс] : электронная библиотека. – Доступ к полным текстам по паролю. – Режим доступа: <https://e.lanbook.com> (дата обращения: 01.03.2016).
3. Научная библиотека РГУ имени С. А. Есенина [Электронный ресурс] : сайт. – Режим доступа: <http://library.rsu.edu.ru>, свободный (дата обращения: 15.10.2016).
4. Университетская библиотека ONLINE [Электронный ресурс] : электронная библиотека. – Доступ к полным текстам по паролю. – Режим доступа: [http://biblioclub.ru/index.php?page=main\\_ub\\_red](http://biblioclub.ru/index.php?page=main_ub_red) (дата обращения: 15.10.2016).
5. Юрайт [Электронный ресурс] : электронная библиотека. – Доступ к полным текстам по паролю. – Режим доступа: <https://www.biblio-online.ru> (дата обращения: 20.04.2017).
6. Springer (платформа SpringerLink) SpringerLink [Электронный ресурс]: полнотекстовая база данных научных журналов, Режим доступа: <http://www.springerlink.com> (дата обращения: 20.04.2017).
7. Royal Society of Chemistry (RSC) [Электронный ресурс]: Открытый доступ [к архивам всех журналов](#), изданных Royal Society of Chemistry с 1841 по 2007 годы. Архив охватывает такие предметные области, как биология, нанонаука и нанотехнология, физика, химия. Режим доступа: <http://pubs.rsc.org/en/journals?key=title&value=archive> (дата обращения: 01.05.2017).

### 5.4. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» (далее – сеть «Интернет»), необходимых для освоения дисциплины (модуля)\*

1. ChemNet. Россия [Электронный ресурс] : химическая информационная сеть. – Режим доступа: [www.chemnet.ru](http://www.chemnet.ru), свободный (дата обращения: 15.10.2016).
2. ChemPort.Ru [Электронный ресурс] : портал. – Режим доступа: [www.chemport.ru](http://www.chemport.ru), свободный (дата обращения: 15.10.2016).
3. <http://www.ximuk.ru/> [Электронный ресурс] : портал. – Режим доступа: [www.ximuk.ru](http://www.ximuk.ru), свободный (дата обращения: 15.10.2016).
4. Аналитическая химия и химический анализ [Электронный ресурс] : Портал химиков-аналитиков – Режим доступа: [ANCHEM.RU](http://ANCHEM.RU), свободный (дата обращения: 15.10.2016).
5. [ABC Chemistry](http://ABC.Chemistry) [Электронный ресурс] : бесплатный полнотекстовый каталог журналов по химии. – Режим доступа: <http://abc-chemistry.org/index.html>, свободный (дата обращения: 15.10.2016).

6. [ChemSpider](http://www.chemspider.com/) [Электронный ресурс] : база данных химических соединений и смесей, принадлежащая королевскому химическому обществу Великобритании. – Режим доступа: <http://www.chemspider.com/>, свободный (дата обращения: 15.10.2016).
7. И.Э.Нифантьев, П.В.Ивченко Практикум по органической химии. [Электронный ресурс]: практикум. – Режим доступа: [http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/nifantev/2006\\_praktikum.pdf](http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/nifantev/2006_praktikum.pdf), свободный (дата обращения: 15.10.2016).
8. Н.Н. Быкова, А.П. Кузьмин Органический синтез. [Электронный ресурс] : практикум. – Режим доступа: <http://www.tstu.ru/education/elib/pdf/2007/bikova-r.pdf>, свободный (дата обращения: 15.10.2016).

## 6. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

### 6.1. Требования к аудиториям (помещениям, местам) для проведения занятий:

Стандартно оборудованные лекционные аудитории

Аудитории, оборудованные мультимедийными проекторами, системными блоками, интерактивная доска используемые в учебном процессе.

### 6.2. Требования к оборудованию рабочих мест преподавателя и обучающихся: стандартное оборудование для учебной аудитории.

### 6.3. Требования к специализированному оборудованию:

Специализированных химические лаборатории, оборудованные наборами необходимых реактивов и химической посудой.

## 7. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

### 8. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Вид учебных занятий	Организация деятельности студента
Лекция	Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; пометить важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Обозначить вопросы, термины, материал, который вызывает трудности, пометить и попытаться найти ответ в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на консультации, на практическом занятии.
Электронные презентации	Электронные презентации теоретического материала – проблемные лекции в форме электронной презентации с последующим кратким обсуждением и подведением итогов работы (технология «заключительного слова»), направленным на обобщение, толкование и интерпретацию материала Электронные рефераты-презентации – исследование, интерпретация и демонстрация материала по выбранной проблематике с последующим анализом, дискуссией, оппонированием, и оценкой. Ориентированы на индивидуальное интеллектуальное и творческое развитие. Также выступает как

	одна из форм групповой работы по: - единой проблеме и одинаковым вопросам; - различным проблемам; - общей проблеме, но различным ее аспектам. Направлены на фиксацию, рецензирование, систематизацию, демонстрацию фактического материала и составление суждения с последующим обсуждением в группе.
лабораторная работа	<i>Лабораторные работы</i> проводятся согласно методическим указаниям. Описания лабораторных работ и методические указания по их выполнению имеются на кафедре в электронном и текстовом вариантах.
Тестирование	Работа с конспектом лекций, подготовка ответов к контрольным вопросам и др.
Подготовка к экзамену	При подготовке к экзамену необходимо ориентироваться на конспекты лекций, рекомендуемую литературу и др.

9. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем (*при необходимости*)

## 10. ТРЕБОВАНИЯ К ПРОГРАММНОМУ ОБЕСПЕЧЕНИЮ УЧЕБНОГО ПРОЦЕССА

Название ПО	№ лицензии
Операционная система WindowsPro	Договор №65/2019 от 02.10.2019
Антивирус Kaspersky Endpoint Security	Договор № 14-ЗК-2020 от 06.07.2020г.
Офисное приложение Libre Office	Свободно распространяемое ПО
Архиватор 7-zip	Свободно распространяемое ПО
Браузер изображений Fast Stone ImageViewer	Свободно распространяемое ПО
PDF ридер Foxit Reader	Свободно распространяемое ПО
Медиа проигрыватель VLC mediaplayer	Свободно распространяемое ПО
Запись дисков Image Burn	Свободно распространяемое ПО
DJVU браузер DjVuBrowser Plug-in	Свободно распространяемое ПО

При реализации дисциплины с применением (частичным применением) дистанционных образовательных технологий используются:

- вебинарная платформа Zoom (договор б/н от 10.10.2020г.);
- набор веб-сервисов MS office365 (бесплатное ПО для учебных заведе-



ний <https://www.microsoft.com/ru-ru/education/products/office>);

- система электронного обучения Moodle (свободно распространяемое ПО).

## 11. Иные сведения

## Приложение 1

### Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине

*Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине для промежуточного контроля успеваемости*

№ п/п	Контролируемые разделы дисциплины (результаты по разделам)	Код контролируемой компетенции (или её части)	Наименование оценочного средства
1.	Введение	ОПК-1, ОПК-2	Экзамен
2.	Кинетическая теория газов. Газовые законы	ОПК-6, ОПК-1	Экзамен
3.	Первое начало термодинамики. Закон Гесса, закон Киргофа	ОПК-6 ОПК-2	Экзамен
4	Второе начало термодинамики. Энтропия. Термодинамические потенциалы. Химическое равновесие	ОПК-6, ОПК-1	Экзамен
5	Описание химического процесса термодинамическими и кинетическими методами	ОПК-6 ОПК-1 ПК-2	Экзамен
6	Особенности каталитических процессов	ОПК-1 ОПК-6	Экзамен
7	Поверхностные явления	ОПК 2, ОПК-6 ОПК-2	Экзамен
8	Растворы неэлектролитов	ОПК-1, ОПК-2	Экзамен
9	Растворы электролитов	ОПК-2, ОПК-6, ОПК-1	Экзамен
10.	Равновесные электродные процессы	ОПК-1 ОПК-6	Экзамен
11	Неравновесные электродные процессы	ОПК 1 ОПК 2 ОПК 6	Экзамен
12	Основы коллоидной химии	ОПК 1 ОПК 2 ОПК 6	Экзамен

### ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОБУЧЕНИЯ ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ

Индекс компетенции	Содержание компетенции	Элементы компетенции	Индекс элемента
ОПК 1	Способностью использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	Знать	
		Основные законы, теории, принципы и правила физико-химических основ изучаемых явлений.	ОПК1 31
		Уметь	
		Описывать физико-химические процессы;	ОПК1 У1
		оценивать вероятность протекания процессов на основе теоретических представлений о термодинамике,	ОПК1 У2

		химической кинетики, электрохимии, теории растворов.	
		владеть	
		Владеть эффективно химическим аппаратом, методами и методиками необходимыми для профессиональной, минимальными навыками организации и проведения научных исследований, способностью самостоятельно составлять план исследования, навыками решения конкретных практических задач и исследовательской работы.	ОПК1 В1
ОПК-2	Владение навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций	знать	
		Синтетические и аналитические методы исследования физико-химических процессов	ОПК-2 31
		уметь	
		Самостоятельно работать с химической аппаратурой и реактивами, решать возникающие вопросы, связанные как с постановкой химических экспериментов, так и с теоретическими вопросами	ОПК-2 У1
		Владеть	
		Навыками работы на основной аппаратуре, применяемой в физико-химических исследованиях	ОПК 2 В1
ОПК 6	Знание норм техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях	знать	
		Технику безопасности при работе в химической лаборатории, правила хранения и утилизации реактивов, первую помощь при отравлениях, ожогах	ОПК 6 31
		уметь	
		Использовать теоретические знания на практике.	ОПК 6 У1
		Проводить лабораторные исследования химических свойств веществ, выявлять закономерности в свойствах и строении веществ, прогнозировать свойства веществ, исходя из строения. работать с основными типами приборов (фотоэлектроколориметры, спектрофотометры, потенциометры и др.),	ОПК 6 У2
		Владеть	
		Приемами обращения с лабораторным оборудованием	ОПК 6

	дованием, реактивами, приборами.	B1
--	----------------------------------	----

**КОМПЛЕКТ ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ  
АТТЕСТАЦИИ (ЭКЗАМЕН)  
Экзамен 6 семестр**

<b>№</b>	<b>*Содержание оценочного средства</b>	<b>Индекс оцениваемой компетенции и ее элементов</b>
1	Молекулярно-кинетическая теория газов. Основное уравнение молекулярно-кинетической теории. Распределение молекул по скоростям и энергиям.	ОПК1 31 ОПК 2 B1 ОПК 6 У2
2	Уравнение состояния идеального газа. Газовые законы. Парциальное давление газов. Закон Дальтона.	ОПК 2 B1 ОПК 6 31 ОПК-1 У1
3	Реальные газы. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Критическое состояние и конденсация газов.	ОПК2 31 ОПК 6 У1 ОПК1 B1
4	Предмет и задачи термодинамики. Термодинамический метод. Первый закон термодинамики. Обмен энергией в форме теплоты и работы. Внутренняя энергия и энтальпия.	ОПК-2 31 ОПК-1 У1 ОПК 6 B1
5	Теплоемкость. Мольная теплоемкость идеального газа. Число степеней свободы.	ОПК-1 31 ОПК-2 У1 ОПК6 B1
6	Тепловой эффект химической реакции при изохорных и изобарных условиях. Закон Гесса и следствия из него. Термохимические уравнения. Энтальпии образования, сгорания, фазовых переходов, растворения, нейтрализации.	ОПК-2 31 ОПК-1 У1 ОПК 6 B1
7	Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Закон Кирхгоффа.	ОПК 6 31 ОПК 6 У2 ОПК 1 B1
8	Цикл Карно и максимальный коэффициент полезного действия.	ОПК2 31 ОПК 6 B1 ОПК 1 У1
9	Второй закон термодинамики. Предсказание возможности и направления термодинамического процесса.	ОПК-2 31 ОПК-1 У1 ОПК 6 B1
10	Энтропия и вероятность. Статистическая интерпретация энтропии. Изменение энтропии в обратимых и необратимых процессах.	ОПК 1 B1 ОПК2 31 ОПК-6 У1

11	Термодинамические потенциалы. Физический смысл потенциалов. Условия самопроизвольного протекания процессов и достижения равновесия в изолированной, закрытой и открытой системах.	ОПК-1 31 ОПК-1 У1 ОПК 2 В1
12	Описание химического процесса с точек зрения химической термодинамики и кинетики. Скорость реакции. Размерность скорости реакции. Способы определения скоростей реакций.	ОПК-6 31 ОПК-1 У1 ОПК2 В1
13	Уравнение изотермы Вант-Гоффа. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Уравнение изобары химической реакции.	ОПК-2 31 ОПК-1 У1 ОПК 6 В1
14	Условия равновесия между фазами. Правило фаз. Диаграмма состояния чистого вещества.	ОПК-2 31 ОПК-6 У1В1 ОПК1 В1
15	Значение химической кинетики для описания протекания процессов. Простые и сложные реакции. Механизм реакции. Скорость реакции. Константа скорости. Экспериментальное определение скоростей	ОПК-1 31 ОПК-2 У1 ОПК 6 В1
16	Кинетика необратимых гомогенных процессов. Реакции нулевого, первого и второго порядков и их кинетические уравнения.	ОПК-1 31 ОПК-1 У1 ОПК-6 В1
17	Сложные реакции. Особенности кинетики последовательных и параллельных реакций. Сопряженные реакции.	ОПК-2 31 ОПК-6 У1В1 ОПК1 В2
18	Цепные реакции. Особенности кинетики цепных реакций. Свободные радикалы. Разветвленные и неразветвленные цепные процессы.	ОПК-2 31 ОПК-1 У1 ОПК 6 В1
19	Молекулярность и порядок реакций. Парциальный и общий кинетический порядок. Экспериментальное определение порядков реакций.	ОПК2 31 ОПК 6 В1 ОПК 1 У1
20	Коэффициент полезного действия тепловой машины. Цикл Карно.	ОПК-6 31 ОПК-1 У1 ОПК2 В1
21	Особенности кинетики гетерогенных процессов.	ОПК-2 31 ОПК-6 У1В1 ОПК1 В1
22	Зависимость скорости химической реакции от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса и его анализ. Экспериментальное определение энергии активации	ОПК 1 31 ОПК 1 У1 ОПК 1 В1 ОПК-2 У1В1
23	Теория молекулярных столкновений и ее применение к бимолекулярным реакциям.	ОПК2 31 ОПК 6 У1 ОПК 1 В1
24	Теория переходного состояния(активированного комплекса). Энтальпия и энтропия активации.	ОПК2 31 ОПК 6 У1 31 ОПК1 В1
25	Теория активных столкновений и ее применение к бимолекулярным реакциям. Физический смысл констант в уравнении Аррениуса с точки зрения теории.	ОПК2 31 ОПК 6 В2 ОПК 1 У1
26	Теория активных центров. Объяснение некоторых каталитических процессов с точек зрения мультиплетной теории и теории активных ансамблей.	ОПК-2 31 ОПК-1 У1 ОПК 6 В1У1

27	Особенности кинетики гетерогенных реакций. Гомогенный и гетерогенный катализ. Теории катализа. Ферментативный катализ и его особенности.	ОПК-6 31 ОПК-1 У1 ОПК2 В1
28	Общая характеристика растворов. Растворы неэлектролитов. Межмолекулярные взаимодействия в растворах. Способы выражения состава раствора.	ОПК2 31 ОПК 6 У2 ОПК1 В1
29	Идеальные растворы. Зависимость растворимости газов от давления, природы, температуры. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля и их причины.	ОПК2 31 ОПК 6 В1 ОПК 1 У1
30	Растворы газов в жидкостях. Закон Генри.	ОПК2 31 ОПК 6 В2У 1 ОПК 1 У1
31	Температура кипения и замерзания растворов. Криоскопическая и эбулиоскопическая константы и их физический смысл.	ОПК2 331 ОПК 6 У2 ОПК1 В1
32	Диаграмма состояния воды. Коллигативные свойства растворов.	ОПК-2 31 ОПК-1 У1 ОПК 6 В1
33	Осмоз. Осмотическое давление. Значение осмотического давления для биологических систем.	ОПК-1 31 ОПК-2 У1 ОПК6 В1
34	Диаграммы состав-давление пара, состав-температура кипения. Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Перегонка растворов.	ОПК 6 31 ОПК 6 У1 ОПК 1 В1
35	Микрогетерогенные процессы. Ферментативный катализ и его особенности.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
36	Можно ли восстановить водородом оксид меди (II) и оксид кальция при стандартных условиях, если $\Delta G^\circ$ (кДж/моль) : CuO - 129,5; CaO -603,6; H <sub>2</sub> O <sub>(г)</sub> -228,8.	ОПК 1 У1 ОПК 2В1 ОПК 6 У1
37	Сто граммов воды, взятой при 45°C, превращены в пар с температурой 200°C. Вычислить изменение энтропии этого перехода, если удельная теплота испарения воды при 100°C – 2257 Дж/г. Удельная теплоемкость воды 4,187 Дж/г град, удельная теплоемкость водяного пара – 1,968 Дж/г град.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
38	Определите молярную массу неизвестного вещества, если 0,582 г его паров при температуре 35°C и давлении 750 мм рт. ст. занимают объем, равный 200 мл.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
39	Выразите изменение изобарно-изотермического потенциала реакции: $2H_{2r} + O_{2r} = 2H_2O_r$ через изменение изобарно-изотермических потенциалов следующих реакций: $2CO_{2r} = 2CO_r + O_{2r}$ $CO_r + H_2O_r = CO_{2r} + H_{2r}$	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
40	К котлу с водой, находящейся при 100°C подвели 8374 Дж теплоты. Найти КПД и максимальную работу, которую можно получить от котла, если температура холодильника 30°C.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
41	Сколько нужно затратить теплоты, чтобы изохорически нагреть 60 г азота от 20 до 100°C?	ОПК 1 У1 ОПК 2В1 ОПК 6 У1

42	Во сколько раз средняя квадратичная скорость молекул водорода больше средней квадратичной скорости молекул бромоводорода при одинаковых условиях.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
43	Поскольку в состав азотной кислоты входят азот, водород и кислород, весьма заманчиво осуществить реакцию между азотом, кислородом и водой, воспользовавшись веществами, широко распространенными в природе: $2\text{N}_2(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = 4\text{HNO}_3(\text{ж})$ Возможно ли получение азотной кислоты непосредственным взаимодействием азота, кислорода и воды? Ответ обоснуйте.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
44	Сколько г сахарозы содержится в 100 г воды, если этот раствор замерзает при той же температуре, что и раствор хлорида калия 0,1 моль/кг. Кажущаяся степень диссоциации 83%.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
45	При нормальных условиях плотность метана равна 0,7168 г/л. Какова будет плотность газа при температуре равной $-10^\circ\text{C}$ .	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
46	Процесс алюминотермии выражается уравнением $8\text{Al} + \text{Fe}_3\text{O}_4 = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe} + \Delta\text{H}$ Рассчитать, сколько выделится теплоты при сгорании 2 кг термита ( $8\text{Al} + \text{Fe}_3\text{O}_4$ )	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
47	При изучении кинетики реакции $\text{A} + \text{B} + 2\text{D} = \text{F}$ было установлено, что скорость реакции при увеличении концентрации А в 2 раза - возрастает в 4 раза, не зависит от концентрации В и возрастает в 3 раза при увеличении концентрации D в 3 раза. Записать кинетическое уравнение и определить порядок реакции.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 У1
48	Каким путем можно повысить выход $\text{NO}_2$ при реакциях, идущих по уравнениям: $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2, \Delta\text{H} = -113 \text{ кДж}$  $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2, \Delta\text{H} = 58,2 \text{ кДж}$	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
49	Смесь из двух молей азота, трех молей кислорода и некоторого количества аммиака при $20^\circ\text{C}$ и давления $4 \cdot 10^5 \text{ н/м}^2$ занимает объем $40 \text{ дм}^3$ . Вычислить число молей аммиака в смеси и парциальное давление каждого из газов.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
50	1. Вычислите тепловой эффект реакции $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$ при постоянном давлении и при постоянном объеме, если $\Delta\text{H}^\circ(\text{CO}) = -110,6 \text{ кДж}$ ; $\Delta\text{H}^\circ(\text{CO}_2) = -393,8 \text{ кДж}$ ; $\Delta\text{H}^\circ(\text{CH}_4) = -74,9 \text{ кДж}$ .	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 У1

### Экзамен 7 Семестр

1	Буферные растворы. Их значение, свойства, применение, получение. Определение pH буферных растворов.	ОПК 6 З1 ОПК 6 У1 ОПК 1 В1
2	Растворы сильных электролитов. Ион-ионное взаимодействие. Основные положения теории Гюккеля и Дебайя. Активность и коэффициент активности. Ионная сила растворов.	ОПК 6 З1 ОПК 6 У1 ОПК 1 В1

3	Электропроводность растворов. Зависимость электропроводности от разведения. Подвижность ионов. Аномальная подвижность иона водорода. Кондуктометрия.	ОПК-1 З1 ОПК-2 У1 ОПК6 В1
4	Теория электролитической диссоциации. Причины и механизм диссоциации. Достоинства и недостатки теории. Изотонический коэффициент.	ОПК 1 У1 ОПК2 В1 ОПК -6 У2
5	Скачки потенциалов на границе фаз. Равновесные электродные потенциалы. Водородная шкала электродных потенциалов. Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений металлов и его анализ.	ОПК-1 З1 ОПК-2 У1 ОПК6 В1
6	Общая характеристика электрохимических процессов. Термодинамические соотношения между э.д.с. и химической энергией. Уравнение Нернста. Работа гальванического элемента	ОПК 1 У1 ОПК 2В1 ОПК 6 У1
7	Самопроизвольное возникновение электрического заряда на поверхности твердого тела. Двойной электрический слой и его структура. Электрокинетический (дзета-потенциал)	ОПК 6 З1 ОПК 6 У1 ОПК 1 В1
8	Электролиз. Законы электролиза. Особенности электролиза водных растворов и расплавов электролитов. Значение электролиза.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6В1
9	Электроды первого и второго рода.	ОПК 1 В 1 ОПК 2 В1 ОПК 6 У1
10	Газовые электроды. Водородный, кислородный электрод.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
11	Ионоселективные электроды.	ОПК 1 У1 ОПК2 В1 ОПК -6 У1 З1
12	Окислительно-восстановительные электроды. Хингидронный электрод.	ОПК 1 У1 ОПК 2В1 ОПК 6 У1
13	Классификация электрохимических цепей.	ОПК 1 У1 ОПК2 В1 ОПК -6 У1
14	Компенсационный метод измерения э.д.с. гальванического элемента.	ОПК 1 У1 ОПК 2В1 ОПК 6 У1
15	Ионометрия. Электрохимический метод определения рН. Электроды для рН-метрии. Потенциометрическое титрование.	ОПК 1 У1 ОПК2 В1 ОПК -6 У1
16	Поляризация электродов при прохождении электрического тока. Перенапряжение перехода. Уравнение Эрдей-Груз-Фольмера. Уравнение Тафеля.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
17	Перенапряжение диффузии. Предельный ток. Полярография.	ОПК 1 У1 ОПК 2В2 ОПК 6 У1
18	Электрокинетические явления. Опыты Ф.Ф. Рейсса. Электроосмос и электрофорез. Электрофоретическая подвижность. Потенциалы течения (эффект Квинке) и оседания (эффект Дорна)	ОПК 6 З1 ОПК 6 У1 ОПК 1 В1
19	Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Классификация коррозионных поражений. Коррозия с	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1

	кислородной и водородной деполяризации.	ОПК 6 В1
20	Пассивность металлов. Теории пассивности. Методы борьбы с коррозией.	ОПК 1 У1 ОПК2 В1 ОПК -6 У1
21	Поверхностные явления на границе жидкость-газ, жидкость-жидкость. Поверхностное натяжение и способы его определения. Капиллярные явления. Смачивание и растекание. Условия смачивания и растекания	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
22	Физическая адсорбция, хемосорбция. Адсорбция на поверхности жидкости. Уравнение Гиббса и его анализ	ОПК 1 У1 ОПК 2В1 ОПК 6 У1
23	Адсорбция газов на твердых телах. Адсорбенты. Теория мономолекулярной адсорбции Ленгмюра. Уравнение изотермы Ленгмюра. Уравнение Фрейндлиха.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
24	Избирательная адсорбция и ее биологическое значение. Обменная адсорбция. Хроматография. Полимолекулярная адсорбция. Теория Брунауэра-Эммета-Тейлора (БЭТ).	ОПК 1 У1 ОПК 2В1 ОПК 6 У1
25	Оптические свойства дисперсных систем. Рассеяние света. Уравнение Рэлея. Опалесценция. Конус Тиндаля в коллоидных растворах.	ОПК-2 З1 ОПК-6 У1В1 ОПК1 В1
26	Суспензии и их основные особенности.	ОПК 2 З1 ОПК 6 В1 ОПК 1 У1
27	Диффузия высокодисперсных коллоидных частиц. Коэффициент диффузии. Первый закон Фика. Связь среднеквадратичного смещения частицы с коэффициентом диффузии (уравнение Эйнштейна)	ОПК-1 З1 ОПК-2 У1 ОПК6 В1
28	Диспергирование – способ получения дисперсных систем. Самопроизвольное диспергирование лиофильных и несамопроизвольное диспергирование лиофобных систем. Термодинамика процессов диспергирования. Основные способы диспергирования.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
29	Мицелла и ее строение	ОПК 2 З1 ОПК 6 В1 ОПК 1 У1
30	Эмульсии и их типы. Агрегативная устойчивость эмульсий. Методы получения и разрушения эмульсий. Биологическое значение эмульсий.	ОПК 6 З1 ОПК 6 У1 ОПК 1 В1
31	Какие процессы протекают на электродах при прохождении электрического тока через расплав и раствор гидроксида натрия.	ОПК-1 З1 ОПК-2 У1 ОПК6 В1
32	При рафинировании меди из раствора выделяется 338 г меди при пропускании 300 А · ч электричества. Определить выход по току.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
33	Для получения коллоидного раствора сульфата бария к раствору $BaCl_2$ с $C_m(BaCl_2) = 0,005$ моль/л и объемом 10 мл добавили 20 мл $K_2SO_4$ с $C_m(K_2SO_4) = 0,002$ моль/л. Укажите: <ul style="list-style-type: none"> <li>• Метод и способ получения коллоидного раствора.</li> <li>• Потенциалобразующие ионы, противоионы.</li> <li>• Формулу мицеллы; назвать ее составные части.</li> <li>• Знак заряда золя.</li> <li>• К какому электроду будет перемещаться дисперсная фаза при электрофорезе.</li> <li>• Какой ион электролита <math>KNO_3</math> вызывает коагуляцию золя?</li> </ul>	ОПК 1 У1 ОПК 2В1 ОПК 6 У1



34	Потенциал никелевого электрода в растворе сульфата никеля при 25° –0,275 В. Вычислить активность ионов никеля в растворе.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
35	Определить молярную концентрацию гидроксида аммония, если рН =10, а степень диссоциации 20,4%.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
36	ЭДС элемента $Hg   Hg_2Cl_2, KCl_{(нас)}    CuSO_4 (a_+ = 0,5)   Cu$ при 25°С равна 0,083 В. Определить потенциал медного электрода и полученную величину сравнить с вычисленной.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 У1
37	Даны электроды $Zn/Zn^{2+}$ ( $a = 0,3$ ) и $Mn/Mn^{2+}$ ( $a = 0,5$ ). Вычислить их потенциалы и ЭДС элемента. Записать схему гальванического элемента и уравнения электродных реакций	ОПК-1 З1 ОПК-2 У1 ОПК6 В1
38	Сколько времени надо пропускать ток силой 1А через раствор нитрата серебра, чтобы покрыть предмет, поверхность которого 150 см <sup>2</sup> слоем 0,01 мм. Плотность серебра 10,5 г/см <sup>3</sup> .	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
39	Написать формулу мицеллы сульфида марганца, полученную смешением 5 мл 0,1н. $Mn(NO_3)_2$ и 5 мл 0,05н. $Na_2S$ .	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
40	При 25° эдс элемента $Ni   NiSO_4 (a_+ = 0,05)    KCl_{нас}, Hg_2Cl_2   Hg$ равна 0,532 В. Потенциал насыщенного каломельного электрода 0,2438 В. Определить потенциал никелевого электрода и сравнить с вычисленным по формуле.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
41	Вычислить изотонический коэффициент и кажущуюся степень диссоциации соли, если раствор, содержащий в воде массой 100 г сульфат натрия массой 2,25 г, кипит при температуре 100, 186° С. Эбулиоскопическая константа воды 0,512.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 У1
42	В три колбы налито по 100см <sup>3</sup> золя $Fe(OH)_3$ . Чтобы вызвать явную коагуляцию золя, потребовалось добавить в первую колбу 10,5 см <sup>3</sup> /н $KCl$ , во вторую – 62,5 см <sup>3</sup> 0,01н $Na_2SO_4$ , в третью – 37,0 см <sup>3</sup> 0,001н $Na_3PO_4$ . Вычислить порог коагуляции и определить знак заряда частиц золя	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
43	При прохождении тока через раствор едкого натрия в течение 2 мин выделилось при 18° и давлении 740 мм рт ст 30 см <sup>3</sup> водорода. Какова сила тока?	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
44	Давление пара воды при 90°С равно 526 мм рт. ст. При растворении в 100 г воды 3,4 г $BaCl_2$ давление пара понизилось на 3,85 мм рт. ст. Определить кажущуюся степень диссоциации.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
45	Даны электроды $Ag/AgNO_3(a_+ = 0,1)$ и $Ag/AgNO_3(a_+ = 0,01)$ . Составить схему гальванического элемента.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 У1
46	Золь йодида серебра получен при постепенном добавлении к 20см <sup>3</sup> 0,01н раствора $KI$ 15см <sup>3</sup> 0,2% - ного раствора нитрата серебра. Написать формулу мицеллы образующегося золя и определить направление движения частиц его в электрическом поле. Плотность раствора нитрата серебра принять равной единице.	ОПК-1 З1 ОПК-2 У1 ОПК6 В1
47	Золь хлорида серебра получен смешением равных объемов 0,0095М $KCl$ и 0,012н. $AgNO_3$ . Какой из электролитов: $K_3[Fe(CN)_6]$ , $K_4[Fe(CN)_6]$ или $MgSO_4$ будет обладать наименьшей коагулирующей способностью?	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
48	Вычислить рН раствора бензойной кислоты ( $C=0,1$ моль/л), если	ОПК 1 У1

	$K_d = 6,27 \cdot 10^{-5}$ .	ОПК 2В1 ОПК 6 У1
49	Даны электроды $Zn/Zn^{2+}$ ( $a = 0,3$ ) и $Mn/Mn^{2+}$ ( $a = 0,5$ ). Вычислить их потенциалы и эдс элемента. Записать схему гальванического элемента и уравнения электродных реакций	ОПК 1 У1 ОПК 2 В1 ОПК 6 В1
50	Даны электроды $Cd/Cd^{2+}$ и $Zn/Zn^{2+}$ ( $a_{Cd^{2+}}, Zn^{2+} = 1$ ). Вычислить их потенциалы, эдс элемента. Записать схему гальванического элемента и написать электродные реакции.	ОПК 1 У1 ОПК 2В1 ОПК 6 У1

## ПОКАЗАТЕЛИ И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ КОМПЕТЕНЦИЙ (Шкалы оценивания)

Результаты выполнения обучающимся заданий на экзамене оцениваются по шкале - по пятибалльной шкале.

В основе оценивания лежат критерии порогового и повышенного уровня характеристик компетенций или их составляющих частей, формируемых на учебных занятиях по дисциплине (Таблица 2.5 рабочей программы дисциплины).

«Отлично» (5) / «зачтено» – оценка соответствует повышенному уровню и выставляется обучающемуся, если он глубоко и прочно усвоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, причем не затрудняется с ответом при видоизменении заданий, использует в ответе материал монографической литературы, правильно обосновывает принятое решение, владеет разносторонними навыками и приемами выполнения практических задач.

«Хорошо» (4) / «зачтено» - оценка соответствует повышенному уровню и выставляется обучающемуся, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос или выполнении заданий, правильно применяет теоретические положения при решении практических вопросов и задач, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения.

«Удовлетворительно» (3) / «зачтено» - оценка соответствует пороговому уровню и выставляется обучающемуся, если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, демонстрирует недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, испытывает затруднения при выполнении практических работ.

«Неудовлетворительно» (2) / «не зачтено» - оценка выставляется обучающемуся, который не достигает порогового уровня, демонстрирует непонимание проблемы, не знает значительной части программного материала,

допускает существенные ошибки, неуверенно, с большими затруднениями выполняет практические работы.

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ  
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«РЯЗАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ С.А. ЕСЕНИНА»**

Утверждаю:

декан естественно-

географического факультета

 С.В. Жеглов «31»

августа 2020 г.

**Аннотация рабочей программы дисциплины  
«ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

Уровень основной профессиональной образовательной программы: **бакалавриат**

Направление подготовки: **04.03.01 Химия**

Направленность (профиль) подготовки: **Нефтехимия**

Форма обучения: **очная**

Срок освоения ОПОП: **нормативный – 4 года**

Факультет: **Естественно-географический факультет**

Кафедра: **химии**

### 1. Цель освоения дисциплины

Целью освоения учебной дисциплины «Физическая химия» является формирование компетенций у студентов в области теоретических основах физической химии, системных знаний, необходимых при рассмотрении физико-химических процессов, происходящих в природе, формирование умений выполнять необходимые термодинамические и кинетические расчеты параметров химических реакций, формировать умение выполнять расчеты фазовых переходов, анализировать механизмы химических реакций и электрохимических процессов, выполнять итоговые расчеты с использованием статистической обработки результатов количественного анализа, оформлять протоколы анализов.

### 2. Место дисциплины в структуре ОПОП

Учебная дисциплина Б1.Б11. «Физическая химия» относится к базовой части Блока 1. Дисциплина изучается на 3-4 курсах, 6-7 семестрах.

3. **Трудоемкость дисциплины:** 14 зачетных единиц, 504 академических часа.

### 4. Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы

№ П/П	НОМЕР/ИНДЕКС КОМПЕТЕНЦИИ	СОДЕРЖАНИЕ КОМПЕТЕНЦИИ (ИЛИ ЕЕ ЧАСТИ)	ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ИЗУЧЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ ОБУЧАЮЩИЕСЯ ДОЛЖНЫ:		
			ЗНАТЬ	УМЕТЬ	ВЛАДЕТЬ
1.	ОПК-1	Способностью использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	Основные законы, теории, принципы и правила физико-химических основ изучаемых явлений.	Описывать физико-химические процессы; оценивать вероятность протекания процессов на основе теоретических представлений о термодинамики, химической кинетики, электрохимии, теории растворов.	Владеть эффективно химическим аппаратом, методами и методиками необходимыми для профессиональной, минимальными навыками организации и проведения научных исследований, способностью самостоятельно составлять план исследования, навыками решения конкретных практических задач и исследо-

					вательской работы.
2.	ОПК -2	Владение навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций	Синтетические и аналитические методы исследования физико-химических процессов	Самостоятельно работать с химической аппаратурой и реактивами, решать возникающие вопросы, связанные как с постановкой химических экспериментов, так и с теоретическими вопросами	Навыками работы на основной аппаратуре, применяемой в физико-химических исследованиях
3.	ОПК-6	Знание норм техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях	Технику безопасности при работе в химической лаборатории, правила хранения и утилизации реактивов, первую помощь при отравлениях, ожогах.	Использовать теоретические знания на практике. Проводить лабораторные исследования химических свойств веществ, выявлять закономерности в свойствах и строении веществ, прогнозировать свойства веществ, исходя из строения. работать с основными типами приборов (фотоэлектроколориметры, спектрофотометры, потенциометры и др.),	Приемами обращения с лабораторным оборудованием, реактивами, приборами.

## 5. Форма промежуточной аттестации и семестр (ы) прохождения

Экзамен — 6,7 семестры.

Дисциплина реализуется частично с применением дистанционных образовательных технологий.