

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования

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

Институт химии

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



Рабочая программа дисциплины

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ 2

Направление подготовки бакалавриата

04.03.01 — Химия

Профили подготовки бакалавриата

Аналитическая химия и химическая экспертиза,

Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ,

Физическая химия

Квалификация (степень) выпускника





Бакалавр

Форма обучения

очная

Саратов

2019

Статус	ФИО	Подпись	Дата
Преподаватель-разработчик	Ушаков Арсений Владимирович		16.09.2019
Председатель НМК	Крылатова Яна Георгиевна		16.09.2019
Заведующий кафедрой	Казаринов Иван Алексеевич		16.09.2019
Специалист Учебного управления	Зимина Елена Валерьевна		16.09.2019

1. Цель освоения дисциплины

Целью освоения дисциплины «Физическая химия 2» является развитие у студентов универсальной компетенции в организации системного подхода к решению практических задач; общепрофессиональных компетенций, связанных с проведением, анализом и интерпретацией химического эксперимента, наблюдений и измерений; профессиональной компетенции — владения системой фундаментальных химических понятий и законов.

Освоение предлагаемой дисциплины должно способствовать пониманию природы и закономерностей электрохимических процессов и явлений, особенностей электрохимических систем.

2. Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина Б1.О.13.02 «Физическая химия 2» относится к обязательной части Блока 1 — Дисциплины (модули) рабочего учебного плана ООП по направлению подготовки 04.03.01 — Химия, профилям «Аналитическая химия и химическая экспертиза», «Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ», «Физическая химия» и предлагается к освоению в пятом семестре.

Успешному освоению программы способствуют знания, умения и навыки, формируемые в рамках освоения дисциплин «Физическая химия 1» (Б1.О.13.01), «Неорганическая химия» (Б1.О.10), «Органическая химия» (Б1.О.11), «Физика» (Б1.О.08.01-03), «Математика» (Б1.О.05), «Методы математической статистики в химии» (Б1.О.06) — а также умение работать с литературой на иностранном языке (Б1.О.01).

Успешное освоение программы должно способствовать эффективному освоению отдельных разделов дисциплин обязательной части «Аналитическая химия» (Б1.О.12), «Коллоидная химия» (Б1.О.20), а также ряда дисциплин части, формируемой участниками образовательных отношений, по профилям «Аналитическая химия и химическая экспертиза», «Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ», «Физическая химия».

3. Результаты обучения по дисциплине

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора (индикаторов) достижения компетенции	Результаты обучения
<p>УК-1. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач</p>	<p>1.1_Б.УК-1. Анализирует задачу, выделяя её базовые составляющие. Осуществляет декомпозицию задачи.</p> <p>2.1_Б.УК-1. Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи.</p> <p>3.1_Б.УК-1. Рассматривает различные варианты решения задачи, оценивая их достоинства и недостатки.</p>	<p>Знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> – приёмы решения физико-химических (электрохимических) задач малой и средней сложности; – основные современные источники базовой электрохимической информации. <p>Уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> – решать физико-химические (электрохимические) задачи малой и средней сложности; – проводить поиск электрохимической информации. <p>Владеть:</p> <ul style="list-style-type: none"> – навыками построения пути решения задач по электрохимии малой и средней сложности; – различными подходами решения типовых задач по электрохимии малой и средней сложности.
<p>ОПК-1. Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений</p>	<p>ОПК-1.1. Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчётов свойств веществ и материалов</p> <p>ОПК-1.2. Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчётно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии</p> <p>ОПК-1.3. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчётно-теоретических работ химической направленности</p>	<p>Знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> – способы представления и анализа результатов эксперимента по определению параметров электрохимических систем; – ограничения расчётных (экспериментальных) методов оценки (определения) свойств электрохимических систем. <p>Уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> – систематизировать, интерпретировать результаты расчётов электрохимических свойств и собственного эксперимента по определению параметров электрохимических систем; – формулировать заключение по результатам выполненных вычислительных операций. <p>Владеть:</p>

		<ul style="list-style-type: none"> – навыками обнаружения ошибки в собственных расчётах или собственно проведённой экспериментальной работе; – навыками планирования собственных расчётов или экспериментальной работы.
<p>ОПК-2. Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием</p>	<p>ОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности</p> <p>ОПК-2.4. Исследует свойства веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования</p>	<p>Знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> – нормы техники безопасности обращения с электрооборудованием, разбавленными растворами неорганических и органических кислот, щелочей, солей серебра и меди, галогенидов щелочных металлов; – возможности учебно-лабораторного комплекса «Химия» и других приборов, используемых для определения электрохимических свойств. <p>Уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> – предиктивно определять необходимость ознакомления с нормами техники безопасности обращения с химическими веществами и оборудованием; – проводить измерения с использованием учебно-лабораторного комплекса «Химия» и других приборов для определения электрохимических свойств. <p>Владеть:</p> <ul style="list-style-type: none"> – навыками выбирать необходимое оборудование и принадлежности для исследования свойств электрохимических систем.
<p>ПК-1 Способен владеть системой фундаментальных химических понятий и законов</p>	<p>ПК-1.1. Понимает основные принципы, законы, методологию изучаемых химических дисциплин, теоретические основы физических и физико-химических методов исследования.</p> <p>ПК-1.2. Использует фундаментальные химические понятия в своей профессиональной деятельности</p>	<p>Знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> – основные факторы, определяющие состояние электрохимических систем, и закономерности, связанные с ними; – принцип возможности конструирования методик исследования на основе известных закономерностей; – основные фундаментальные понятия электрохимии.

	<p>ПК-1.3. Интерпретирует полученные результаты, используя базовые понятия химических дисциплин</p>	<p>Уметь: – интерпретировать полученные результаты, используя базовые понятия электрохимии.</p> <p>Владеть: – навыками анализа предлагаемых экспериментальных методик, предполагающих определение электрохимических параметров, на предмет выявления основ для их конструирования.</p>
--	--	--

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 6 зачётных единиц, или 216 академических часов, в том числе 108 часов контактного обучения (36 часов — лекции, 72 часа — обучение в форме лабораторных занятий), 72 часа — самостоятельная работа, 36 часов — промежуточная аттестация.

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра*	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоёмкость (в академических часах)					Формы текущего контроля успеваемости Форма промежуточной аттестации
				Всего	Лекции	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа	Контроль	
1	Введение	5	1	2	1	–	1	–	–
2	Теория электролитов (ионика)	5	1-4	78	15	32*	31*	–	Тесты, отчёты по лабораторным работам, индивидуальные задания, коллоквиум, контрольное задание
2.1	Теория электролитической диссоциации С. А. Аррениуса	5	1	16	3	8	5	–	Тест Отчёт по лабораторной работе 3 индивидуальных задания

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра*	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоёмкость (в академических часах)					Формы текущего контроля успеваемости Форма промежуточной аттестации
				Всего	Лекции	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа	Контроль	
2.2	<i>Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов</i>	5	2	13	3	2	8	–	<i>Индивидуальное задание</i>
2.3	<i>Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов</i>	5	2-3	17	3	6	6	–	<i>Тест</i> <i>Отчёт по лабораторной работе</i> <i>3 индивидуальных задания</i>
2.4	<i>Неравновесные явления в растворах электролитов</i>	5	3-4	28	4	10	4	–	<i>Тест</i> <i>Отчёт по лабораторной работе</i> <i>3 индивидуальных задания</i>
2.5	<i>Разнообразие электролитов</i>	5	4	4	2	–	2	–	–
3	Электрохимия гетерогенных систем (электродика)	5	5- 9	96	18	40*	38*	–	Тесты, отчёты по лабораторным работам, индивидуальные задания, коллоквиум, контрольное задание
3.1	<i>Термодинамика фарадеевских процессов в электрохимических системах</i>	5	5-6	32	4	16	12	–	<i>2 теста</i> <i>Отчёт по лабораторной работе</i> <i>5 индивидуальных заданий</i>
3.2	<i>Разновидности электродов</i>	5	6-7	21	5	8	8	–	<i>Тест</i> <i>Отчёт по лабораторной работе</i> <i>2 индивидуальных задания</i>

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра*	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоёмкость (в академических часах)					Формы текущего контроля успеваемости Форма промежуточной аттестации
				Всего	Лекции	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа	Контроль	
3.3	<i>Разновидности электрохимических цепей</i>	5	7-8	20	4	8	8	–	<i>Тест</i> <i>Отчёт по лабораторной работе</i> <i>3 индивидуальных задания</i>
3.4	<i>Нефарадеевские явления</i>	5	8	4	2	–	2	–	–
3.5	<i>Введение в электрохимическую кинетику</i>	5	8-9	19	3	2	2	–	<i>1 индивидуальное задание</i>
4	Другие разделы фундаментальной и основные разделы прикладной электрохимии	5	9	4	2	–	2	–	–
	<i>Промежуточная аттестация</i>	5		36				36	<i>Зачёт Экзамен</i>
	<i>Итого</i>	5	1-9	216	36	72	72	36	

* **Примечание.** В том числе по 6 часов на подготовку (самостоятельная работа) к коллоквиуму и контрольному заданию и на их проведение или выполнение (часы лабораторного занятия). Коллоквиум и контрольное задание — форма лабораторного занятия, итоговая для всего раздела. Коллоквиум и контрольное задание по второму и третьему разделу проводятся в течение последней недели, отведённой для соответствующего раздела.

Содержание дисциплины

Раздел 1. Введение

Химический и электрохимический механизмы протекания окислительно-восстановительных реакций. Электрохимическая система и её основные составляющие. Законы сохранения вещества и энергии в электрохимических системах. Явления, рассматриваемые электрохимией как разделом химической науки. Основные исторические этапы развития электрохимии.

Раздел 2. Теория электролитов (ионика)

Основное назначение теоретического рассмотрения электролитных систем. Ранние представления об электролитической диссоциации и их отражение в современных представлениях.

Раздел 2.1. Теория электролитической диссоциации

С. А. Аррениуса

Отличительные свойства растворов электролитов. Основные положения теории С. А. Аррениуса. Понятия константы диссоциации и степени диссоциации. Закон действующих масс применительно к электролитической диссоциации. Закон разведения Оствальда. Теоретическая зависимость электропроводности растворов электролитов от концентрации; предельные случаи $\alpha \rightarrow 0$, $\alpha \rightarrow 1$.

Приложение теории С. А. Аррениуса к равновесиям в растворах электролитов. Трактровка кислотно-основных равновесий в водных растворах Й. Брэнстеда. Водородный показатель (рН). Показатели кислотности и основности (рК). Буферные растворы. Ионное произведение воды. Произведение растворимости труднорастворимых соединений. Константы устойчивости комплексов. Уязвимости теории С. А. Аррениуса и дальнейшее развитие представлений об электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.

Раздел 2.2. Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов

Цель рассмотрения взаимодействия ионов с молекулами растворителя. Механизмы образования растворов электролитов. Ионогены и ионофоры.

Теория сольватации М. Борна. Метод М. Борна оценки энергии кристаллической решетки. Экспериментальные энергии кристаллических решеток галогенидов. Термодинамический цикл Борна–Габера.

Энергия сольватации. Метод М. Борна оценки энергии сольватации. Проверка модели М. Борна для водных растворов. Дальнейшее развитие теории сольватации.

Структура воды и водных растворов. Состояние ионов в водных растворах. Растворители ионофоров. Неводные растворители и растворы.

Раздел 2.3. Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов

Цель рассмотрения межионного взаимодействия.

Термодинамический подход к описанию растворов электролитов. Активность и химический потенциал. Активность соли, среднеионная активность. Фактор асимметрии. Активность и коэффициент активности по моляльной, молярной и рациональной (мольной) шкалам. Размерность активности и коэффициента активности. Стандартное состояние раствора. Преимущества и недостатки термодинамического подхода.

Основные положения теории сильных электролитов (теории П. Дебая и Э. Хюккеля). Математические формулировки теории П. Дебая и Э. Хюккеля. Понятие центрального иона и ионной атмосферы. Расчёт потенциала и радиуса ионной атмосферы, энергии центрального иона.

Приложение теории П. Дебая и Э. Хюккеля к оценке коэффициента активности. Ионная сила раствора. Первое приближение и предельный закон П. Дебая и Э. Хюккеля, сопоставление с экспериментальными данными и причины концентрационной ограниченности. Второе приближение теории П. Дебая и Э. Хюккеля. Формула Э. Гюнтельберга. Границы применимости второго приближения. Физические основы падения и роста активности по сравнению с концентрацией.

Третье приближение теории П. Дебая и Э. Хюккеля. Формула Гуггенгейма. Дальнейшие модификации и другие теории сильных электролитов. Применение теории П. Дебая и Э. Хюккеля к растворам слабых электролитов и смесям электролитов.

Раздел 2.4. Неравновесные явления в растворах электролитов

Обзор неравновесных явлений в растворах электролитов.

Поток вещества. Плотность потока. Основные составляющие потока частиц в растворах электролитов. Диффузия. Коэффициент диффузии. Миграция. Электрическая подвижность иона. Диффузионно-миграционный поток ионов, обусловленный градиентом электрохимического потенциала. Зависимость подвижности от температуры и концентрации ионов. Уравнение Нернста-Эйнштейна. Конвективная составляющая потока.

Диффузия электролита. Диффузионный потенциал. Удельные сопротивление и электропроводность растворов электролитов, зависимость от температуры и концентрации. Эквивалентная (молярная) электропроводность, зависимость от температуры и концентрации. Закон Кольрауша, формулы для сильного и слабого электролита. Ионные подвижности.

Электрическое число переноса. Электрический и материальный баланс при переносе заряда в электрохимической цепи. Измерение количества электричества (заряда). Кулонометры. Методы определения чисел переноса: Гитторфа, движущейся границы, измерения разности потенциалов. Зависимость чисел переноса от концентрации.

Зависимость чисел переноса от природы иона. Число переноса компонента. Предельные электропроводности и числа переноса ионов. Зависимость подвижности иона от его размера. Гидродинамическая модель движения ионов в растворе. Стоксовский радиус иона. Уравнение Стокса – Эйнштейна. Роль вязкости среды. Правило Вальдена-Писаржевского.

Зависимость транспортных свойств от концентрации раствора электролита. Тормозящие эффекты ионной атмосферы. Электрофоретический эффект. Релаксационный эффект. Уравнение Дебая-Хюккеля-Онзагера. Аномальные транспортные свойства в растворах электролитов и их объяснение в теории П. Дебая и Э. Хюккеля: эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена.

Аномальная подвижность ионов водорода и гидроксидов в водных растворах. Гидратация протона в водных растворах. Механизм переноса заряда в системах, содержащих сольватированный протон. Аномальная электропроводность растворов электролитов на основе растворителей с низкой диэлектрической проницаемостью и объяснение явления в концепции ионных ассоциатов. Электропроводность в системах с сольватированными электронами.

Особенности гомогенных реакций в растворах электролитов.

Раздел 2.5. Разнообразие электролитов

Полиэлектролиты. Особенности растворов полиэлектролитов. Неводные растворы электролитов. Ионопроводящие расплавы. Электропроводность расплавленных ионных и ковалентных кристаллов. Твёрдые электролиты. Дефекты в ионных кристаллах как причина ионной проводимости.

Условие равновесия на границе электролитов. Гальвани-потенциал.

Раздел 3. Электрохимия гетерогенных систем (электродика)

Проводники первого рода, проводники второго рода. Предмет электрохимии гетерогенных систем.

Раздел 3.1. Термодинамика фарадеевских процессов в электрохимических системах

Электрохимический потенциал. Поверхностный, внешний и внутренний потенциалы. Гальвани-потенциал и вольта-потенциал. Равновесие на границе раздела проводящих фаз: двух проводников I рода, проводников I и II рода. Уравнение Нернста для гальвани-потенциала. Цепи проводников: замкнутая, неправильно и правильно разомкнутые. Понятия «электрод», «электрохимическая цепь». Схематическая запись электрохимических цепей.

Равновесие в электрохимической цепи на примере $\text{Ag} | \text{Pt}, \text{H}_2 | \text{HCl}_{\text{aq}} | \text{AgCl}, \text{Ag}$. Электродвижущая сила (ЭДС). Вывод формулы ЭДС электрохимической цепи как суммы гальвани-потенциалов. Связь ЭДС и изменения свободной энергии Гиббса.

Измерение ЭДС. Диффузионный потенциал: причины возникновения, роль в электрохимических измерениях, способы элиминирования. Формула Гендерсона. Солевой мост.

Зависимость ЭДС от активностей компонентов. Уравнение Нернста для ЭДС цепи.

Гальванический элемент и электролизёр. Уравнение Гиббса-Гельмгольца применительно к электрохимическим системам. Варианты соотношения энтальпийного и энтропийного факторов в гальваническом элементе. Использование ЭДС для нахождения функций перехода и изменений функций состояния.

Окислительно-восстановительные полуреакции. Электрод и электродный потенциал. Энергетическая диаграмма границы проводника I рода и проводника II рода. Относительная шкала электродных потенциалов. Шкала стандартного водородного электрода. Стандартный электродный потенциал. Таблица стандартных электродных потенциалов. Использование таблицы стандартных электродных потенциалов при составлении уравнений химических реакций. Расчёт констант равновесия окислительно-восстановительных реакций.

Раздел 3.2. Разновидности электродов

Признаки электродов для классификации. Потенциал отдельного электрода как ЭДС условной цепи со стандартным водородным электродом. Электроды первого рода. Электроды второго рода. Примеры практических электродов второго рода (хлорсеребряный, каломельный и др.). Электроды третьего рода. Окислительно-восстановительные (редокс) электроды. Уравнения Нернста для электродов первого, второго, третьего рода и редокс-электродов. Правило

Лютера. Газовые электроды. Примеры практических окислительно-восстановительных электродов (хингидронный, водородный, кислородный, хлорный и др.). Диапазон потенциалов термодинамической устойчивости воды.

Электродные надсистемы. Мембранный потенциал. Теория мембранного равновесия Ф. Доннана. Стекланный электрод: устройство, природа потенциала, применение. Щелочная и кислотная ошибки. Теория стекланный электрода. Уравнение Никольского и его анализ.

Ионселективные электроды, чувствительные к определенному иону. Конструкции ионселективных электродов. Ферментные электроды (биоэлектрохимические сенсоры).

Электрохимические свойства клеточных мембран. Электрохимический механизм окисления в живых организмах.

Раздел 3.3. Разновидности электрохимических цепей

Признаки электрохимических цепей для классификации.

Физические цепи: гравитационные и аллотропические цепи, цепи с электродами с различной поверхностной энергией.

Концентрационные цепи. Концентрационные цепи с переносом по аниону (с электродами первого рода), по катиону (с электродами второго рода). Оценка ЭДС цепи с переносом. Концентрационные цепи без переноса. Примеры концентрационных цепей без переноса. Химические цепи. Химические цепи без переноса. Химические цепи с переносом. Примеры гальванических элементов.

Раздел 3.4. Нефарадеевские явления

Фарадеевские и нефарадеевские явления. Поверхностный и межфазный слои. Поверхностные избытки вещества и энергии. Явление адсорбции. Положительная и отрицательная адсорбция в электродной системе.

Термодинамика поверхностных явлений. Вывод уравнения Г. Липпмана. Электрокапиллярные явления. Электрокапиллярная кривая. Потенциал нулевого заряда. Приведённый потенциал.

Поверхностный избыток и поверхностная концентрация вещества. Относительный поверхностный избыток. Модели для перехода от поверхностного избытка к поверхностной концентрации.

Двойной электрический слой (ДЭС). Поверхностный и пограничный ДЭС. Ёмкость ДЭС. Характер зависимости ёмкости ДЭС от потенциала и концентрации электролита, специфической адсорбции. Модели строения ДЭС: Гельмгольца, Гуи-Чапмена, Штерна. Преимущества и недостатки каждой из моделей.

Раздел 3.5. Введение в электрохимическую кинетику

Основы электрохимической кинетики. Равновесная ЭДС, напряжение и поляризация. Составляющие тока в электрохимической цепи. Плотность тока. Равновесный потенциал и поляризация электродов, поляризационная характеристика. Стадии электрохимического процесса. Лимитирующая стадия. Стадии электровосстановления ионов гидроксония.

Поляризационная характеристика в условиях лимитирующей стадии массопереноса. Концентрационная поляризация. Стационарное решение уравнений А. Фика в условиях замедленной диффузии. Уравнение предельного диффузионного тока.

Перенапряжение. Теория замедленного разряда. Анализ основного уравнения теории замедленного разряда. Коэффициент переноса, ток обмена, сопротивление стадии разряда-ионизации, поляризуемость электродов. Уравнение Ю. Тафеля.

Раздел 4. Другие разделы фундаментальной и основные разделы прикладной электрохимии

Электрохимические методы анализа. Полярографический метод. Электрохимия органических соединений. Примеры реакций электросинтеза органических соединений. Предметы изучения фотоэлектрохимии и биоэлектрохимии.

Электрометаллургия: электролиз расплавов, электроэкстракция, электролитическое рафинирование, электрохимическая размерная обработка металлических изделий. Электролиз с нерасходуемыми электродами. Гальванотехника: гальванопластика и гальваностегия. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты от коррозии.

Практические гальванические элементы — химические источники тока. Анод, катод, отрицательный и положительный электроды, напряжение разомкнутой

цепи. Первичные источники тока, вторичные источники тока (аккумуляторы), топливные, полутопливные и возобновляемые элементы. Основные требования к химическим источникам тока. Электрохимические системы, используемые в современных источниках тока. Примеры первичных и вторичных химических источников тока. Электродные и токообразующие реакции. Применение химических источников тока. Ионисторы (суперконденсаторы).

5. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины

Традиционные и инновационные образовательные технологии: лекции; лабораторные занятия с интерактивным разбором примеров; выполнение индивидуальных заданий; лабораторные работы; коллоквиум; контрольные задания; самостоятельная работа студентов.

Лекции проводятся в форме устного изложения лектором разделов дисциплины с демонстрацией поясняющих иллюстраций (презентаций), интерактивным разбором избранных вопросов.

Формы *лабораторных* занятий:

- 1) тестирование (сокращённо — «Т.») — оперативный контроль самостоятельной подготовки студентов по вопросам самоконтроля.
- 2) интерактивный разбор примеров задач (сокращённо — «И.Р.»);
- 3) выполнение индивидуальных заданий (сокращённо — «И.З.»);
- 4) выполнение лабораторных работ и отчёт по их результатам (сокращённо — «Л.Р.»);
- 5) коллоквиум (сокращённо — «К.»);
- 6) выполнение контрольных заданий (сокращённо — «К.З.»).

Студент не допускается к выполнению следующей лабораторной работы, пока не отчитался по предыдущей, также как не допускается к выполнению индивидуального задания, пока не отчитался по предыдущему. Если студент не выполняет лабораторную работу или индивидуальное задание в отведённое время на лабораторных занятиях, выполнение производится в счёт его свободного времени.

Распределение времени на упомянутые формы лабораторных занятий по разделам и подразделам дисциплины отражено в следующей таблице:

№ раздела или подраздела	Название раздела или подраздела	Распределение длительности частей занятий (ч), по формам:						Общая длительность лабораторных занятий, ч
		Т.	И.Р.	И.З.	Л.Р.	К.	К.З.	
2	Теория электролитов (ионика)	1.5	7	8.5	9	3	3	32
<i>в том числе для подразделов (кроме К. и К.З.):</i>								
2.1	<i>Теория электролитической диссоциации С. А. Аррениуса</i>	0.5	2	2.5	3	–	–	8
2.2	<i>Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов</i>	–	1	1	–	–	–	2
2.3	<i>Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов</i>	0.5	1	1.5	3	–	–	6
2.4	<i>Неравновесные явления в растворах электролитов</i>	0.5	3	3.5	3	–	–	10
3	Электрохимия гетерогенных систем (электродика)	2	10.5	12.5	9	3	3	40
<i>в том числе для подразделов (кроме К. и К.З.):</i>								
3.1	<i>Термодинамика фарадеевских процессов в электрохимических системах</i>	1	6	6	3	–	–	16
3.2	<i>Разновидности электродов</i>	0.5	2	2.5	3	–	–	8
3.3	<i>Разновидности электрохимических цепей</i>	0.5	1.5	3	3	–	–	8
3.5	<i>Введение в электрохимическую кинетику</i>	–	1	1	–	–	–	2

Доля лабораторных занятий, проводимых в интерактивных формах, составляет 32.6%.

Для учебно-методического сопровождения студента с ограниченными возможностями здоровья (ОВЗ) и инвалидностью возможно применение дистанционного обучения, средства для которого размещаются на сайте университета course.sgu.ru. Проводятся консультации с преподавателем онлайн. В процессе обучения выстраивается индивидуальный образовательный маршрут для каждого студента с ОВЗ и инвалида, применяются технологии поэтапного включения студентов с ОВЗ и инвалидов в образовательный процесс, ориентированных на самообразование. При организации учебного процесса со студентами с ОВЗ и инвалидов преподаватель учитывает время на подготовку студентов при отчёте и зачёте. Для подготовки к занятиям и работы в интернете студентам с ОВЗ и инвалидам в Институте химии предоставляется ноутбук.

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

Самостоятельная работа студентов предполагает знакомство с понятийным аппаратом и закономерностями по содержанию дисциплины; подготовку к лабораторным занятиям, тестам, выполнению лабораторных работ и индивидуальных заданий; подготовку к зачёту и экзамену.

Самостоятельная работа может осуществляться как с применением компьютеров в дисплейном классе Института химии, так и на личных компьютерах и ноутбуках студентов. Доступ к отдельным интернет-ресурсам возможен только с компьютеров в сети СГУ или с домашних компьютеров после однократной саморегистрации с любого компьютера СГУ.

6.1. Вопросы для самоконтроля по разделам дисциплины и для подготовки к лабораторным занятиям, тестам и к коллоквиуму

Раздел 1. Введение

1. Химический и электрохимический механизмы протекания окислительно-восстановительных реакций.
2. Электрохимическая система и её основные составляющие.
3. Законы сохранения вещества и энергии в электрохимических системах.
4. Явления, рассматриваемые электрохимией как разделом химической науки.

5. Основные исторические этапы развития электрохимии.

Раздел 2. Теория электролитов (ионика)

1. Теория электролитической диссоциации, её количественные характеристики. Причины устойчивости ионных систем.
2. Энергия и теплота разрушения кристаллической решётки. Уравнение Борна. Ион-дипольные взаимодействия. Механизмы образования и причины устойчивости ионных систем.
3. Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов. Активность, коэффициент активности. Эмпирическое правило Льюиса-Рендала.
4. Ион-ионные взаимодействия в растворах сильных электролитов. Модель Дебая-Хюккеля. Ионная атмосфера и её количественные характеристики.
5. Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Уравнения для среднего ионного коэффициента активности в I, II и III-ем приближениях.
6. Неравновесные свойства растворов электролитов. Диффузия и миграция ионов. Удельная и эквивалентная электропроводность. Скорость движения ионов. Электрическая подвижность и ионная электропроводность. Поток миграции. Вывод закона Кольрауша.
7. Влияние концентрации на удельную и эквивалентную электропроводность для слабых и сильных электролитов. Эмпирическое уравнение Кольрауша. Уравнение Онзагера.
8. Влияние различных факторов на подвижность ионов. Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксида. Электропроводность неводных растворов. Явление ассоциации ионов.
9. Числа переноса и методы их определения.

Раздел 3. Электрохимия гетерогенных систем (электродика)

1. Скачки потенциала на разных межфазных границах. Гальвани-потенциал. Электрохимический потенциал. Процессы, происходящие на границах металл-металл, раствор-раствор и металл-раствор.
2. Условие перехода заряженной частицы через границу металл-раствор. Условие электрохимического равновесия. Формула Нернста для гальвани-потенциала.
3. Понятие электродного потенциала. Водородный электрод и его роль в электрохимии. Значение водородной шкалы потенциалов.
4. Термодинамика гальванического элемента. Формула Нернста для ЭДС электрохимической цепи. Расчёт константы равновесия и термодинамических функций. Уравнение Гиббса-Гельмгольца и его исследование.
5. Классификация электродов. Формула Нернста для электродного потенциала.
6. Измерение рН методом ЭДС. Хингидронный, водородный и стеклянный электроды.

7. Определение коэффициентов активности методом ЭДС.
8. Классификация электрохимических цепей. Обратимые и необратимые химические цепи. Элемент Вестона.
9. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Причины возникновения диффузионного потенциала и способы его элиминирования.
10. Сдвоенные химические цепи и их применение.
11. Двойной электрический слой. Механизм его возникновения. Модельные представления о строении двойного электрического слоя.
12. Основные уравнения диффузионной кинетики в условиях стационарной диффузии для неподвижного и вращающегося дискового электродов.
13. Полярография. Качественный и количественный анализ электролита.
14. Теория замедленного разряда-ионизации и её современное обоснование. Анализ основного уравнения. Формула Тафеля.

Раздел 4. Другие разделы фундаментальной и основные разделы прикладной электрохимии

1. Анодная поляризация ионов. Явление пассивности. Анодная защита.
2. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Термодинамика коррозионного процесса. Кинетические кривые. Понятие равновесного и стационарного потенциала.
3. Термодинамика Водородного и кислородного электродов. Диаграмма устойчивости воды и её значение.
4. Химические источники тока. Требования, предъявляемые к ХИТ. Первичные источники тока. Аккумуляторы и топливные элементы.

6.2. Перечень лабораторных работ по подразделам

№ подраздела дисциплины	Название подраздела	Название лабораторной работы
2.1	Теория электролитической диссоциации С. А. Аррениуса	Определение константы диссоциации слабой кислоты методом электропроводности
2.3	Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов	Определение предельной молярной электропроводности сильного электролита
2.4	Неравновесные явления в растворах электролитов	Определение чисел переноса ионов в разбавленном растворе серной кислоты методом И. В. Гитторфа
3.1	Термодинамика фарадеевских процессов в электрохимических системах	Определение ЭДС гальванических цепей

№ подраздела дисциплины	Название подраздела	Название лабораторной работы
3.2	Разновидности электродов	Определение pH водного раствора с применением хингидронного электрода
3.3	Разновидности электрохимических цепей	Определение произведения растворимости труднорастворимой соли методом ЭДС

6.3. Перечень индивидуальных заданий по подразделам

№ подраздела дисциплины	Название подраздела	Индивидуальные задания
2.1	Теория электролитической диссоциации С. А. Аррениуса	<ol style="list-style-type: none"> 1. Оценка pH раствора слабого электролита при известных $K_{\text{дис}}, \alpha, T$ 2. Оценка pH буферного раствора смеси слабой кислоты и её соли при $t = 25^\circ\text{C}$ при известных концентрациях и $K_{\text{дис}}$. 3. Оценка состава буферного раствора аммиака и соли аммония при температуре, отличной от 25°C, при известных pH, общей концентрации веществ и температурной зависимости $K_{\text{дис}}$.
2.2	Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов	Оценка энергии кристаллической решётки ионофора по модели Борна.
2.3	Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов	<ol style="list-style-type: none"> 1. Оценка средней ионной активности электролита при известных природе, молярности и коэффициенте активности. 2. Оценка эффективного радиуса ионной атмосферы иона в водном растворе известной соли известной концентрации. 3. Оценка pH растворов сильного электролита и смесей сильных электролитов.
2.4	Неравновесные явления в растворах электролитов	<ol style="list-style-type: none"> 1. Оценка удельной электропроводности насыщенного раствора труднорастворимой соли 2. Оценка растворимости и произведения растворимости труднорастворимого соединения при известных сведениях об электропроводности раствора, чистого растворителя, концентрации хорошо растворимой соли.

№ подраздела дисциплины	Название подраздела	Индивидуальные задания
		3. Составление электрического и материального баланса электролизёра и оценка параметра при известных экспериментальных данных
3.1	Термодинамика фарадеевских процессов в электрохимических системах	<p>1. Составление схемы цепи и уравнения реакции, протекающей в цепи с известными электродами. Оценка константы равновесия по термодинамическим и электрохимическим данным.</p> <p>2. Определение направления протекания реакции в гальваническом элементе известной схемы. Оценка ЭДС элемента по электрохимическим и термодинамическим данным. Вывод уравнения В. Г. Нернста для ЭДС через среднюю ионную активность.</p> <p>3. Составление схемы гальванического элемента при известной реакции, протекающей в нём.</p> <p>4. Расчёт ЭДС, функций перехода и изменения функций состояния при известных реакции, температурной зависимости ЭДС и температуре.</p> <p>5. Расчёт ЭДС, функций перехода и изменения функций состояния, определение температурной зависимости ЭДС по термодинамическим данным при известной схеме элемента.</p>
3.2	Разновидности электродов	<p>1. Оценка произведения растворимости по соответствующим электрохимическим данным электродов I и II рода.</p> <p>2. Оценка ЭДС элемента, составленного из хлорсеребряного электрода с известными электролитом и его концентрацией и водородного электрода при заданных типе электролита, его концентрации и парциальном давлении водорода.</p>
3.3	Разновидности электрохимических цепей	<p>1. Вывод формулы для оценки и расчёт ЭДС концентрационной цепи без переноса с заданной схемой.</p> <p>2. Вывод формулы для оценки и расчёт ЭДС концентрационной цепи с переносом для заданных электрода, электролита и концентраций.</p>

№ подраздела дисциплины	Название подраздела	Индивидуальные задания
		3. Оценка стандартной ЭДС цепи без переноса при известных молярностях и соответствующих им ЭДС, оценка коэффициента активности для раствора известной молярности
3.5	Введение в электрохимическую кинетику	Оценка параметров уравнения Тафеля для процесса электровосстановления иона гидроксония в электролите заданного состава при известных плотностях тока и потенциалах

6.4. Перечень контрольных заданий по разделам

№ раздела дисциплины	Название раздела	Контрольные задания
2	Теория электролитов (ионика)	<p>1. Оценка $K_{\text{дис}}$ слабой кислоты при $t = 25^\circ\text{C}$ при известных pH раствора и концентрации. Оценка pH буферного раствора смеси этой кислоты и её соли при $t = 25^\circ\text{C}$ при известных концентрациях.</p> <p>2. Оценка pH растворов сильного электролита и смесей сильных электролитов при температуре, отличной от 25°C.</p> <p>3. Оценка удельной электропроводности насыщенного раствора труднорастворимой соли при 25°C или деионизованной воды при заданной температуре.</p> <p>4. Составление электрического и материального баланса электролизёра и определение неизвестных из соответствующих соотношений по известным данным.</p>
3	Электрохимия гетерогенных систем (электродика)	<p>Анализ предлагаемое электрохимической системы, реализованной в химических источниках тока, по плану:</p> <p>1. Составление электродных реакций по известной токообразующей реакции и словесному описанию химического источника тока.</p> <p>2. Оценка теоретической удельной ёмкости электродных материалов.</p> <p>3. Составление схемы гальванического элемента.</p>

№ раздела дисциплины	Название раздела	Контрольные задания
		<p>4. Оценка термодинамических функций и электрохимических параметров цепи по справочным термодинамическим данным.</p> <p>5. Составление уравнения Нернста для отдельных электродов и полной цепи.</p> <p>6. Оценка ЭДС гальванического элемента в заданных условиях.</p> <p>7. Общие суждения и доводы о преимуществах и недостатках химических источников тока на основе анализируемой электрохимической системы.</p>

7. Данные для учёта успеваемости студентов в БАРС

Таблица 1.1 — Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности (к зачёту)

Семестр	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация (зачёт)	Итого
5	0	30	0	21	0	28	21	100

Программа оценивания учебной деятельности студента к зачёту

5 семестр

Лекции

Не предусмотрены для учёта к промежуточной аттестации в форме зачёта.

Лабораторные занятия (максимально 30 баллов)

В рамках данного вида учебной деятельности оценивается 6 лабораторных работ, за выполнение *каждой* максимально предусмотрено **5 баллов**, в том числе: *от 0 до 3 баллов* за грамотность выполнения; *от 0 до 1 балла* за

оригинальность и аккуратность оформления; *от 0 до 1 балла* за своевременность предоставления отчёта.

Практические занятия

Не предусмотрены

Самостоятельная работа (максимально 21 балл)

В рамках данного вида учебной деятельности оценивается 21 индивидуальное задание, за выполнение *каждого* максимально предусмотрен **1 балл**.

При этом изначально оценка осуществляется по *пятибальной* шкале, в том числе: *от 0 до 3 баллов* за грамотность выполнения; *от 0 до 1 балла* за оригинальность пути решения и аккуратность оформления; *от 0 до 1 балла* за самостоятельность решения и своевременность его предоставления на проверку. Итоговый результат равен оценке по пятибальной шкале, *умноженной на 0,2*.

Автоматизированное тестирование

Не предусмотрено.

Другие виды учебной деятельности (максимально 28 баллов)

Предусмотрены к оценке 7 тестов, за выполнение каждого максимально можно получить 4 балла. На выполнение теста отводится 20-25 минут, выполнение осуществляется при наблюдении преподавателем; оценивается правильность ответов на вопросы равной сложности.

Промежуточная аттестация — зачёт (максимально 21 балл)

Предусмотрена в форме собеседования по вопросам дисциплины.

Максимально за собеседование можно получить **21 балл**.

0 — студент не отвечает на вопросы преподавателя;

1–9 — студент отвечает на некоторые вопросы преподавателя или не даёт развёрнутых ответов («неудовлетворительно» / «не зачтено»);

10–13 — студент отвечает на большинство вопросов преподавателя, но не имеет целостного представления и не участвует в диалоге с преподавателем по теме собеседования («удовлетворительно» / «зачтено»);

14–17 — студент имеет целостное представление, поддерживает диалог с преподавателем по теме собеседования, грамотно отвечает на большинство вопросов преподавателя («хорошо» / «зачтено»);

18–21 — студент имеет целостное представление, поддерживает диалог с преподавателем по теме собеседования и отвечает на все вопросы («отлично» / «зачтено»).

Таблица 1.2 — Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности (к экзамену)

Семестр	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация (экзамен)	Итого
5	20	0	0	30	0	20	30	100

Программа оценивания учебной деятельности студента к экзамену

5 семестр

Лекции (максимально 20 баллов)

Оцениваются *посещаемость* (максимально 10 баллов), *активность в аудитории* (максимально 10 баллов); баллы начисляются в конце семестра.

За посещаемость начисляются баллы в соответствии со следующими критериями:

- студент присутствовал на всех (18-ти) лекционных занятиях — **10 баллов**;
- студент присутствовал на 9-17 лекционных занятиях — **1-9 баллов**;
- студент присутствовал менее чем на 9 лекционных занятиях — **0 баллов**.

За активность в аудитории могут быть начислены баллы в случае, если *студент посетил не менее 9 лекционных занятий*, в соответствии с нижеприведёнными критериями:

- студент проявлял активность в обсуждении затрагиваемых вопросов не менее чем на 90% посещённых им лекционных занятий — **10 баллов**;
- студент проявлял активность в обсуждении затрагиваемых вопросов не менее, чем на $(10 \cdot (n - 1)) \%$, но меньше, чем на $(10 \cdot n) \%$ посещённых им лекционных занятиях — **n баллов (n — от 1 до 9)**;
- студент не проявлял активности в обсуждении затрагиваемых вопросов ни на одной из лекций — **0 баллов**.

Студенту может быть начислено до 10 баллов и в случае полного непосещения лекций, если за участие в коллоквиумах он набирает минимум 28 баллов, за выполнение контрольных заданий — минимум 18 баллов.

Лабораторные занятия

Не предусмотрены для учёта к промежуточной аттестации в форме экзамена.

Практические занятия

Не предусмотрены

Самостоятельная работа (максимально 30 баллов)

Оценивается в формате коллоквиумов по двум разделам дисциплины. За каждый коллоквиум можно максимально получить 15 баллов.

Ориентировочные

0 — студент не отвечает на вопросы преподавателя;

1–7 — студент отвечает на некоторые вопросы преподавателя или не даёт развёрнутых ответов;

8–10 — студент отвечает на большинство вопросов преподавателя, но не имеет целостного представления и не участвует в диалоге с преподавателем по теме собеседования («удовлетворительно»);

11–13 — студент имеет целостное представление, поддерживает диалог с преподавателем по теме собеседования, грамотно отвечает на большинство вопросов преподавателя («хорошо»);

14–15 — студент имеет целостное представление, поддерживает диалог с преподавателем по теме собеседования и отвечает на все вопросы («отлично»).

Автоматизированное тестирование

Не предусмотрено.

Другие виды учебной деятельности (максимально 20 баллов)

Предусмотрены к оценке 2 контрольных задания, за выполнение каждого максимально можно получить 10 баллов, в том числе: *от 0 до 6 баллов* за структурированность решения и правильный результат; *от 0 до 2 баллов* за оригинальность хода решения и аккуратность оформления; *от 0 до 2 баллов* самостоятельность решения и своевременность его предоставления на проверку.

Промежуточная аттестация — экзамен (максимально 30 баллов)

Предусмотрена в форме собеседования по вопросам дисциплины.

Максимально за собеседование можно получить **30 баллов**.

0 — студент не отвечает на вопросы преподавателя;

1–14 — студент отвечает на некоторые вопросы преподавателя или не даёт развёрнутых ответов («неудовлетворительно»);

- 15–20 — студент отвечает на большинство вопросов преподавателя, но не имеет целостного представления и не участвует в диалоге с преподавателем по теме собеседования («удовлетворительно»);
- 21–27 — студент имеет целостное представление, поддерживает диалог с преподавателем по теме собеседования, грамотно отвечает на большинство вопросов преподавателя («хорошо»);
- 28–30 — студент имеет целостное представление, поддерживает диалог с преподавателем по теме собеседования и отвечает на все вопросы («отлично»).

Студенту могут быть начислены 30 баллов за экзамен без собеседования, если по итогам деятельности к зачёту он набирает минимум 90 баллов (с учётом участия в промежуточной аттестации в форме зачёта), за участие в коллоквиумах — минимум 28 баллов, за выполнение контрольных заданий — минимум 18 баллов.

Таким образом, *максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 5 семестр по дисциплине «Физическая химия 2» составляет 100 баллов к зачёту и 100 баллов к экзамену.*

Таблица 2.1 Таблица пересчёта полученной суммы баллов по дисциплине «Физическая химия 2» в оценку (зачёт):

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

Таблица 2.2 Таблица пересчёта полученной суммы баллов по дисциплине «Физическая химия 2» в оценку (экзамен):

85 баллов и более	«отлично»
не меньше 75, но меньше 85 баллов	«хорошо»
не меньше 60, но меньше 75 баллов	«удовлетворительно»
<i>меньше 60 баллов</i>	«не удовлетворительно»

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.

а) литература:

- 1) Электрохимия [Текст] : учеб. по направлению и специальности "Химия" / Б. Б. Дамаскин, О. А. Петрий, Г. А. Цирлина. - Москва : Химия, 2001. - 623 с. (И более поздние издания учебника) ✓
- 2) Дамаскин, Б.Б. Электрохимия : учебное пособие / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий, Г.А. Цирлина. — 3-е изд., испр. — Санкт-Петербург : Лань, 2015. — 672 с. — ISBN 978-5-8114-1878-7. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система «Лань» : [сайт]. — URL: <https://e.lanbook.com/book/58166>. — Режим доступа: для авториз. пользователей. ✓
- 3) Электрохимия и химическая кинетика : учебное пособие / Г. В. Булидорова, Ю. Г. Галяметдинов, Х. М. Ярошевская, В. П. Барабанов. — Казань : Казанский национальный исследовательский технологический университет, 2014. — 371 с. — ISBN 978-5-7882-1658-4. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <http://www.iprbookshop.ru/63561.html>. — Режим доступа: для авториз. пользователей. ✓

б) программное обеспечение и интернет-ресурсы:

Программное обеспечение:

- 1) Microsoft Excel версии 2003 или новее или соответствующий аналог свободно распространяемых пакетов офисных приложений;
- 2) Microsoft Word версии 2003 или новее или соответствующий аналог свободно распространяемых пакетов офисных приложений.

Интернет-ресурсы:

1. Чуриков А.В. Электронный курс лекций Физхимия, 2 часть, "Электрохимия" 2012 г.. <https://www.sgu.ru/node/27/studentu/uchebnyye-materialy>.
2. Чуриков А.В., Казаринов И.А. Электронный вариант курса лекций «Современные химические источники тока» // 1 файл; 1,7 Мб; 2012 год; размещено на сайте НБ СГУ в рубрике "ЭБ учебно-методической литературы" — http://library.sgu.ru/uch_lit/657.pdf.
3. И. М. Гамаюнова, М. М. Бурашникова, М.П. Смотров. «Электронные тестовые задания по электрохимии» [Электронный ресурс], 41 с, 2014 г. http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1047.pdf.

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

1. Аудитория на 60 мест, проектор, экран, доска, мел для проведения лекционных занятий.
2. Аудитория на 15 мест, проектор, экран, доска, мел для проведения лабораторных занятий.
3. Химические реактивы, лабораторная посуда, УЛК «Химия», учебное и учебно-научное оборудование собственного производства, вспомогательные принадлежности — для выполнения лабораторных работ.
4. Выполнение индивидуальных заданий и ряда лабораторных работ, а также обработка данных лабораторных работ могут осуществляться на компьютерах в учебной лаборатории физической химии с установленным необходимым программным обеспечением.

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

Автор:

доцент кафедры физической химии
к. х. н.

А. В. Ушаков

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