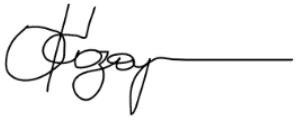
МИНОБРНАУКИ РОССИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕГОСУДАРСТВЕННОЕБЮДЖЕТНОЕОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕВЫСШЕГООБРАЗОВАНИЯ
«ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «ВГУ»)

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий
кафедрой
физической
химии



д.х.н., доц. О.А. Козадеров

10.04.2025 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
Б1.О.10 Физическая химия

1. **Код и наименование специальности:** 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия

2. **Специализация:** Фундаментальная химия в профессиональном образовании

3. **Квалификация выпускника:** Химик. Преподаватель химии.

4. **Форма обучения:** очная

5. **Кафедра, отвечающая за реализацию дисциплины:** 1004 физической химии

6. **Составители программы:** Козадеров Олег Александрович, д.х.н., доц.; Бобринская Елена Валерьевна, к.х.н., доц.

7. **Рекомендована:** НМС химического факультета от 27.03.2025, протокол № 10-03

8. **Учебный год:** 2026-2027 **Семестр(ы):** 3, 4

9. Цели и задачи учебной дисциплины:

Целями освоения учебной дисциплины являются:
- формирование системы знаний о фундаментальных законах протекания физико-химических процессов и химических реакций;
- применение полученных знаний в научных и прикладных исследованиях.
Задачи учебной дисциплины:
– *познакомить учащихся с основами химической и электрохимической термодинамики;*
– *сфокусировать внимание на учении о химическом и фазовом равновесии;*
– *дать основы учения о растворах, включая растворы электролитов;*
– *познакомить с основными понятиями и законами химической и электрохимической кинетики;*
– *познакомить с явлениями, протекающими на межфазных границах разных типов;*
– *вскрыть закономерности процессов массопереноса в физико-химических системах;*
– *показать возможности применения фундаментальных основ физической химии и электрохимии для решения практических задач в области физико-химического анализа, металлургии, энергетики, коррозионной защиты и синтеза новых функциональных материалов с заданными свойствами.*

10. Место учебной дисциплины в структуре ООП:

Обязательная часть блока 1. Дисциплины (модули).
Требования к входным знаниям, умениям и навыкам: уметь дифференцировать и интегрировать элементарные функции, знать специальные интегралы, основы линейной алгебры, молекулярной физики и классической термодинамики, применять знания о строении молекул.
Физическая химия является предшествующей для следующих дисциплин: «Коллоидная химия», «Химическая технология», «Компьютерное моделирование электрохимических систем», «Теоретические основы электрохимических технологий», «Химические источники тока» .

11. Планируемые результаты обучения по дисциплине/модулю (знания, умения, навыки), соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы (компетенциями) и индикаторами их достижения:

Код	Название компетенции	Код(ы)	Индикатор(ы)	Планируемые результаты обучения
ОПК-1	Способен анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	ОПК- 1.1	Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов.	Знать: основы физической химии и электрохимии; Уметь: применять теоретические основы термодинамики и кинетики при решении профессиональных задач; Владеть: навыками использования теоретических основ физической химии при решении экспериментальных задач.
		ОПК-1.2	Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием	Знать: основные законы, правила и закономерности физической химии, методы интерпретации данных, полученных в типовом эксперименте; Уметь: анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов; Владеть: методики

			теоретических основ традиционных и новых разделов химии.	интерпретирования результатов экспериментов и расчётно-теоретических работ
		ОПК-1.3	Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.	Знать: основные правила и методы интерпретации данных, полученных в типовом эксперименте. Уметь: интерпретировать результаты собственных экспериментов и расчётно-теоретических работ. Владеть: навыками систематики и анализа результатов химического эксперимента.
ОПК-2	Способен проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности	ОПК-2.1	Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности	Знать: правила техники безопасности при работе в химической лаборатории Уметь: применять средства индивидуальной защиты Владеть: базовыми приемами предупреждения и ликвидации последствий аварийных ситуаций
		ОПК-2.2	Использует существующие и разрабатывает новые методики получения и характеризации веществ и материалов для решения задач профессиональной деятельности	Знать: теоретические основы методов анализа; Уметь: соотносить поставленные задачи с возможностями методов анализа. Владеть: базовыми методиками химической и электрохимической термодинамики и кинетики
		ОПК-2.3	Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием современного научного оборудования	Знать: принципы работы современного оборудования, используемого в изучаемых методах. Уметь: соотносить поставленные задачи с возможностями методов анализа Владеть: навыками работы на современной научной аппаратуре при проведении научных исследований.
ОПК-3	Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием, используя современное программное обеспечение и базы данных профессионального назначения	ОПК-3.1	Применяет теоретические и полуэмпирические модели при решении задач химической направленности	Знать: теоретические основы базовых методик физико-химического анализа. Уметь: использовать стандартные пакеты программ для работы на аналитических приборах Владеть: навыками планирования и проведения расчётов по определению строения и свойств вещества
		ОПК-3.2	Использует стандартное программное обеспечение и специализированные базы данных при решении задач профессиональной деятельности	Знать: основные методы, способы и средства получения, хранения и обработки информации для решения стандартных задач в области физической химии Уметь: обрабатывать информацию и графику с учётом основных требований физической химии и электрохимии при решении практических задач Владеть: навыками обработки

				информации с использованием имеющегося программного обеспечения.
ОПК-6	Способен представлять результаты профессиональной деятельности в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	ОПК- 6.1	Представляет результаты работы в виде отчета по стандартной форме на русском языке	Знать: основные правила и методы интерпретации данных, правила ведения и оформления технической документации. Уметь: проводить оценку и интерпретацию результатов, формулировать соответствующие выводы. Владеть: навыками проведения математических расчетов и выделения полученного результата из общего текста отчёта в виде вывода или заключения
		ОПК- 6.2	Представляет информацию химического содержания с учетом требований библиографической культуры	Знать: современные требования библиографической культуры Уметь: представлять информацию химического содержания с учётом требований библиографической культуры. Владеть: навыками представления информации в различных формах
		ОПК- 6.3	Готовит презентацию по теме работы и представляет ее на русском и английском языках	Знать основные требования и правила при оформлении презентации. Уметь: формулировать обобщения и выводы по результатам проведённого опыта, исследования, составлять отчёт о проделанной работе. Владеть: мультимедийной техникой, программным обеспечением
		ОПК- 6.4	Представляет результаты работы в виде научной публикации (тезисы доклада, статья, обзор) на русском и английском языке	Знать: методологические принципы исследовательской деятельности: Уметь: готовить сообщение (научный текст) с описанием проделанной работы и полученных результатов Владеть: навыками сбор и анализ необходимой информации.
ПК-1	Способен проводить сбор, систематизацию и критический анализ научной, технической и патентной информации, необходимой для решения исследовательских задач химической направленности	ПК-1.1	Обеспечивает сбор научной, технической и патентной информации, необходимой для решения исследовательских задач	Знать: источники профессиональной информации. Уметь: осуществлять поиск необходимой документации профессионального или производственного назначения. Владеть: методиками сбора, систематизации и критического анализа научной, технической и патентной информации
		ПК-1.2	Составляет аналитический обзор собранной научной, технической и патентной информации по тематике исследовательского проекта	Знать: правила проведения аналитического обзора и патентного поиска. Уметь: создавать и редактировать научные тексты и излагать научные знания по проблеме исследования. Владеть: навыками подбора и анализа данных научно-технической литературы, патентных исследований, составление списка

				использованной литературы.
ПК-2	Способен планировать работу и выбирать адекватные методы решения научно-исследовательских задач в области аналитической, физической, неорганической, органической и полимерной химии	ПК-2.1	Составляет общий план исследования и детальные планы отдельных стадий	Знать: основные этапы проведения научно-исследовательской работы. Уметь: обосновывать задачи научных исследований, проводить отбор материала с учетом специфики профиля «Физическая химия». Владеть: навыками работы с использованием общих методов теоретического и экспериментального исследования по физической химии и электрохимии.
		ПК-2.2	Выбирает экспериментальные и расчетно-теоретические методы решения поставленной задачи, исходя из имеющихся материальных и временных ресурсов	Знать: приоритетные направления исследований, проводимых в выбранной области. Уметь: анализировать, интерпретировать и обобщать собственные результаты экспериментальной или расчетно-теоретической работы, сопоставлять их с имеющимися в литературе. Владеть: основными методами экспериментального и теоретического исследования в выбранной области.

12. Объем дисциплины в зачетных единицах/час. — 15 / 540.

Форма промежуточной аттестации – 3 семестр: зачет, экзамен;
4 **семестр:** зачет, экзамен, курсовая работа

13. Виды учебной работы

Вид учебной работы		Трудоемкость			
		Всего	По семестрам		
			3	4	…
Аудиторные занятия		296	152	144	
в том числе:	лекции	104	50	54	
	практические				
	лабораторные	192	102	90	
Самостоятельная работа		172	100	72	
в том числе: курсовая работа (проект)				Курсовая работа	
Форма промежуточной аттестации *(экзамен – 36 час.)*		72	36	36	
Итого:		540	288	252	

13.1. Содержание дисциплины

п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела дисциплины	Реализация раздела дисциплины с помощью онлайн-курса, ЭУМК
1. Лекции			

1.1	Первый закон термодинами-ки. Термохимия.	Предмет и задачи физической химии. Основные разделы. Термодинамический метод исследований. Химическая термодинамика. Термодинамические системы: определение, классификация. Термодинамические параметры состояния системы. Внутренние и внешние параметры. Экстенсивные и интенсивные параметры. Уравнение состояния. Идеальный газ. Уравнение состояния идеального газа. Коэффициент сжимаемости. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Критическая температура. Принцип соответственных состояний. Вириальное уравнение состояния. Постулат о термодинамическом равновесии. Нулевой закон термодинамики. Термодинамический процесс. Самопроизвольные и несамопроизвольные, равновесные и неравновесные, обратимые (квазистатические) и необратимые процессы. Обобщенные силы и обобщенные координаты. Теорема Эйлера. Функции состояния и функции процесса. Парциальные молярные величины. Постулат о существовании внутренней энергии. Теплота и работа. Первый закон термодинамики. Эквивалентность различных способов передачи энергии. Работа и теплота обратимого и необратимого процессов. Теплоемкость. Различные способы выражения теплоемкости. Применение первого закона к простейшим процессам с участием идеального газа. Энтальпия. Применение первого закона термодинамики к многокомпонентным закрытым систе-мам. Калорические коэффициенты. Истинный и средний тепловой эффект химической реакции. Термохимия. Химическая переменная. Стандартные состояния. Закон Гесса и следствия из него. Стандартная теплота образования и сгорания веществ. Калориметрия. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа: приближенное и точное решение. Степенные ряды теплоемкости.	ЭУМК "Физическая химия. 2 курс. ФПХ" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916
1.2	Второй закон термодинами-ки. Энтропия и термодина-мические потенциалы химических реакций	Направление самопроизвольных процессов. Постулат Томсона. Некомпенсированная теплота Клаузиуса. Принцип адиабатной недостижимости Каратеодори. Постулат о существовании энтропии – функции состояния и обобщенной силы в процессах теплообмена. Уравнение второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Принцип возрастания энтропии. Статистическое толкование второго закона термодинамики. Термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана. Расчет изменения энтропии в различных процессах. Абсолютная энтропия вещества. Постулат Планка. Энтропия химической реакции. Обобщенное уравнение первого и второго законов термодинамики. Фундаментальные уравнения Гиббса. Характеристические функции. Термодинамические потенциалы. Критерии самопроизвольного протекания процессов и равновесия в закрытых системах. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Влияние температуры на термодинамические потенциалы. Термодинамические потенциалы идеального и реального газов. Летучесть, или фугитивность. Способы ее расчета и экспериментального определения. Термодинамические потенциалы в фазовых переходах. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Критерии самопроизвольного протекания процессов и равновесия в многокомпонентных системах. Химический потенциал. Расчет энергии Гиббса химической реакции.	ЭУМК "Физическая химия. 2 курс. ФПХ" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916
1.3	Термодинамика растворов и фазовых равновесий	Термодинамическая классификация растворов. Идеальные растворы. Предельно разбавленные, атермальные, регулярные растворы. Химический потенциал компонента в растворе. Уравнение Гиббса- Дюгема. Законы Рауля и Генри. Активность. Коэффициент активности. Равновесие жидкость-пар. Законы Гиббса-Коновалова. Перегонка. Коллигативные свойства растворов. Криоскопия. Эбулиоскопия. Осмотические явления. Уравнение Вант-Гоффа. Законы растворимости. Уравнение Шредера. Закон Нернста. Экстракция. Основные понятия термодинамики фазовых равновесий. Составляющая и	ЭУМК "Физическая химия. 2 курс. ФПХ" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916

		компонент. Фаза. Уравнение состояния фазы. Условие фазового равновесия. Вывод правила фаз Гиббса и вариантность системы. Графическое описание фазовых равновесий. Диаграмма состояния. Гетерогенные равновесия в однокомпонентных системах. Фазовые переходы первого и второго рода. Энергия Гиббса при фазовых превращениях в однокомпонентных системах. Термодинамический вывод диаграммы состояния однокомпонентной системы с помощью кривых изобарно-изотермического потенциала. Терм одинамика фазовых переходов индивидуальных веществ. Применение уравнения Клапейрона-Клаузиуса для описания фазовых переходов и диаграмм состояния. Диаграммы состояния воды, серы, фосфора. Полиморфные превращения в однокомпонентной системе. Гетерогенные равновесия в двухкомпонентных системах. Условия фазового равновесия. Двухфазное равновесие: двух-компонентные системы с неограниченной и ограниченной растворимостью компонентов. Критическая температура растворимости. Двухкомпонентные системы с эвтектикой. Гетерогенные равновесия в трехкомпонентных системах. Графическое представление состава тройных систем.	
1.4	Химическое равновесие	Условия химического равновесия. Химическое сродство. Закон действующих масс. Константа равновесия. Изотерма химической реакции Вант-Гоффа. Энергии Гельмгольца и Гиббса химических реакций, их связь с константой равновесия. Равновесный выход продуктов химической реакции. Влияние давления на положение равновесия. Зависимость константы равновесия химической реакции от температуры. Уравнения изобары и изохоры химической реакции Вант-Гоффа. Третий закон термодинамики и следствия из него. Рас- чет константы равновесия реакции при заданной температуре. Метод Шварцмана-Темкина.	ЭУМК "Физическая химия. 2 курс. ФПХ" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916
1.5	Основы химической кинетики и катализа	Принципы химической кинетики. Феноменологическая кинетика. Скорость, порядок и молекулярность химической реакции. Кинетический закон действующих масс. Лимитирующая стадия. Кинетика простых и сложных химических реакций. Кинетические уравнения простых реакций нулевого, первого и второго порядка. Понятие о константе скорости. Способы ее расчета и экспериментального определения. Период полупревращения. Методы определения порядка реакции. Принцип квазистационарности Боденштейна-Семенова. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Поверхность потенциальной энергии. Теория переходного состояния. Энтропия и энтальпия активации. Теория активных соударений. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям. Реакции в растворах. Катализ. Общие принципы катализа. Гомогенный катализ. Кислотно- основный и ферментативный катализ. Уравнение Бренстеда. Авто каталитические реакции. Гетерогенный катализ. Активность и селективность катализаторов. Энергия активации каталитических реакций. Теория мультиплетов Баландина. Теория активных ансамблей Кобозева.	ЭУМК "Физическая химия. 2 курс. ФПХ" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916
1.6	Равновесные процессы в растворах электролито в	Предмет и задачи электрохимии. Химические и электрохимические процессы. Классическая теория электролитической диссоциации (Аррениус). Экспериментальные основы теории. Приложение закона действующих масс к процессу диссоциации в растворах. Недостатки теории Аррениуса. Механизмы образования растворов электролитов. Энергия кристаллической решетки. Энергия сольватации (гидратации) иона. Термодинамические функции образования ионов в растворах и их практическое определение.	ЭУМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084

		Межионные взаимодействия в растворах электролитов. Принципы термодинамического описания. Средний ионный коэффициент активности и средняя ионная активность. Выбор стандартного состояния. Правила Льюиса–Рендала. Правило Брёнстеда. Предпосылки и основные выводы теории растворов сильных электролитов Дебая–Хюккеля. Ионные равновесия в растворах электролитов. Состояние иона водорода в водных растворах. Основные положения теории кислот и оснований Брёнстеда–Лоури. Сопряженные кислотно-основные пары. Протолитическое и автопротолитическое равновесие. Константа кислотности и константа основности. Степень протолиза. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотно-основные буферные растворы. Произведение растворимости и условие образования малорастворимых гидроксидов в растворах.	
1.7	Ионный транспорт в растворах электролитов	Основные механизмы ионного транспорта (диффузия, миграция, конвекция). Поток. Плотность потока. Диффузионно-миграционный перенос. Электрохимический потенциал. Соотношение Нернста–Эйнштейна. Диффузия в растворах электролитов. Диффузионный потенциал. Электрическая проводимость растворов электролитов: удельная, молярная. Электрическая подвижность ионов. Предельная электрическая подвижность ионов. Закон Кольрауша и следствия из него. Правило Вальдена–Писаржевского. Аномальная электропроводность растворов. Влияние различных факторов на электропроводность растворов. Элементы теории электропроводности Дебая–Хюккеля–Онзагера. Электрофоретическое и релаксационное торможение. Эффекты Вина и Дебая–Фалькенгагена. Эффект Фарадея. Числа переноса ионов и методы их определения. Измерение электропроводности растворов с применением постоянного и переменного тока. Кондуктометрическое титрование.	ЭУМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084
1.8	Термодинамика гетерогенных электрохимических систем	Электрохимическая энергия Гиббса. Химический и электрохимический потенциалы частиц. Потенциалы, характеризующие электрическое состояние фазы: внутренний, внешний, поверхностный. Гальвани-потенциал. Вольта-потенциал. Условие электрохимического равновесия на границе фаз. Электрохимическое равновесие на границе металла с раствором, содержащим ионы этого же металла. Уравнение Нернста для равновесного гальвани-потенциала. Равновесие в электрохимической цепи. Закон Вольта. Вывод основного уравнения электрохимической термодинамики. Зависимость напряжения электрохимической цепи от активностей компонентов. Уравнение Нернста для напряжения электрохимической цепи. Уравнение Гиббса–Гельмгольца для напряжения электрохимической цепи. Понятие электродного потенциала. Стандартный водородный электрод. Напряжение цепи, связь с потенциалами отдельных электродов. Анод и катод в электрохимической цепи и электролизере. Таблицы стандартных электродных потенциалов. Ряд напряжений металлов. Классификация электродов. Электроды I рода. Электроды II рода. Каломельный и хлоридсеребряный электроды. Окислительно-восстановительные электроды. Правило Лютера. Хингидронный электрод. Газовые электроды. Водородный электрод. Кислородный электрод. Диаграмма электрохимической устойчивости воды. Ионообменные мембраны и равновесие Доннана. Потенциал Доннана. Мембранный потенциал. Ионселективные электроды. Стеклянный электрод. Диффузионный потенциал и методы его элиминирования.	ЭУМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084

		Классификация электрохимических цепей. Физические цепи. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Химические цепи без переноса и с переносом. Химические источники тока. Потенциометрия и ее возможности: определение pH растворов, чисел переноса ионов, коэффициентов активности ионов, стандартных электродных потенциалов, произведения растворимости малорастворимых электролитов. Потенциометрическое титрование.	
1.9	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая коррозия металлов	Законы Фарадея. Отклонения от законов Фарадея. Выход по току. Плотность тока – мера скорости электродной реакции. Поляризация электрода. Многостадийность электродных процессов. Лимитирующая стадия электродного процесса. Понятие о перенапряжении. Теория замедленного перехода заряда. Влияние потенциала на скорость перехода заряда. Уравнение Батлера–Фольмера. Коэффициенты переноса. Ток обмена. Вольтамперные характеристики (поляризационные кривые) электрода в случае замедленного перехода заряда. Уравнения Тафеля. Двойной электрический слой на границе металла и раствора. Емкость двойного электрического слоя. Адсорбция и электрокапиллярные кривые. Потенциал нулевого заряда. Уравнение Липпмана. Модельные представления о строении двойного электрического слоя. Электрохимическая коррозия металлов. Сопряженные парциальные анодно-катодные реакции. Потенциал коррозии. Ток коррозии. Диаграммы Эванса и их значение. Коррозия с водородной и с кислородной деполяризацией. Активное, пассивное и транспассивное состояние металла. Анодная и катодная защита. Протекторы. Ингибиторы коррозии.	ЭУМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084
2. Практические занятия не предусмотрены учебным планом			
3. Лабораторные работы			
3.1	Первый закон термодинамики. Термохимия.	Определение теплоты диссоциации слабой кислоты Определение теплоты гидратации гидратации соли Определение теплоты окисления щавелевой кислоты Определение теплоты образования твердого раствора Определение теплоемкости жидких и твердых веществ	ЭУМК "Физическая химия. 2 курс. ФПХ" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916
3.2	Второй закон термодинамики. Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций	Измерение температурного коэффициента ЭДС	ЭУМК "Физическая химия. 2 курс. ФПХ" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916
3.3	Термодинамика растворов и фазовых равновесий	Криоскопия. Определение молярной массы вещества Криоскопия. Определение степени электролитической диссоциации Определение коэффициента распределения йода между органическим и неорганическим растворителями Двухкомпонентные системы с ограниченной растворимостью в жидком состоянии (система фенол-вода) Трехкомпонентные системы с ограниченной растворимостью в жидком состоянии	ЭУМК "Физическая химия. 2 курс. ФПХ" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916
3.4	Химическое равновесие	Химическое равновесие в системе йодид калия – хлорид железа (III)	ЭУМК "Физическая химия. 2 курс. ФПХ" https://edu.vsu.ru/course/view

			.php?id=9916
3.5	Основы химической кинетики и катализа	Гомогенно-каталитическое окисление йодида калия персульфатом аммония Каталитическое разложение пероксида водорода Кинетика гидролиза уксусного ангидрида Кинетика растворения сульфата кальция в воде Кинетика омыления этилацетата	ЭУМК "Физическая химия. 2 курс. ФПХ" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916
3.6	Равновесные процессы в растворах электролито в	Определение ионного произведения воды Нахождение констант образований одноядерных комплексов металлов Определение концентрационной константы диссоциации слабой кислоты Определение концентрационной константы гидролиза соли Определение произведения растворимости труднорастворимой соли серебра Определение произведения растворимости труднорастворимого гидроксида	ЭУМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084
3.7	Ионный транспорт в растворах электролитов	Измерение собственной электрической проводимости воды или водно-органического растворителя Определение предельной молярной электропроводности сильного электролита Проверка закона разбавления Оствальда Определение константы диссоциации уксусной кислоты в разных растворителях Кондуктометрическое титрование Определение чисел переноса ионов методом движущейся границы Определение чисел переноса ионов методом Гитторфа	ЭУМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084
3.8	Термодинамика гетерогенных электрохимическ их систем	Реализация электрода I рода и определение стандартного потенциала Реализация электрода II рода и определение его стандартного потенциала Реализация окислительно-восстановительного электрода и определение его стандартного потенциала Газовый водородный электрод Ионоселективный стеклянный электрод Определение pH водного раствора потенциометрическим методом Потенциометрическое титрование	ЭУМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084
3.9	Кинетика электродных процессов. Электрохими ческая коррозия металлов	Электролиз водных растворов электролитов Изучение закономерностей анодного растворения меди в хлоридных электролитах Изучение кинетики восстановления кислорода на стационарном медном электроде в кислых хлоридных или сульфатных растворах Изучение кинетики восстановления кислорода на вращающемся дисковом электроде Исследование работы коррозионного элемента Измерение емкости ДЭС на твердом электроде при помощи моста переменного тока Получение гальваностатической кривой заряжения Pt(Pt)-электрода в серной кислоте Исследование адсорбции атомарного водорода на платинированной платине методом циклической линейной вольтамперометрии Исследование влияния ингибиторов на кинетику анодных и катодных процессов на железе в кислой среде	ЭУМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084

13.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Виды занятий (часов)			
		Лекции	Лабораторные	Самостоятельная работа	Всего
1	Первый закон термодинамики. Термохимия.	12	20	20	52
2	Второй закон термодинамики. Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций	12	12	19	43
3	Термодинамика растворов и фазовых равновесий	12	24	20	56
4	Химическое равновесие	8	20	19	43
5	Основы химической кинетики и катализа	6	26	22	56
	Подготовка к экзамену				36
6	Равновесные процессы в растворах электролитов	14	20	18	52
7	Ионный транспорт в растворах электролитов	12	22	18	52
8	Термодинамика гетерогенных электрохимических систем	16	24	18	58
9	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая коррозия металлов	12	24	18	54
	Подготовка к экзамену				36
	Итого:	104	192	172	468

14. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Студенты знакомятся с теоретическим материалом в ходе лекционного курса. При освоении лекционного материала необходимо работать не только с конспектами лекций, но и с использованием рекомендованной учебной литературы и учебно-методических пособий (п.п. 15-16). На лабораторных занятиях студенты либо индивидуально, либо в составе малой группы выполняют учебно-исследовательскую работу. Лабораторные занятия по изучаемой дисциплине проводятся для 1) ознакомления с теоретической основой работы, 2) основными приемами и техникой безопасности при работе с используемыми приборами и реактивами, 3) выполнения экспериментальной части работы, 4) обработки экспериментальных результатов, их обоснования в форме выводов и предоставления их для предварительной проверки преподавателю.

Защита лабораторной работы проводится с целью выявления уровня освоения материала по тематике работы, способности дать правильную трактовку результатам, полученным при выполнении работы. Защита работы заключается в обязательном оформлении работ, устной беседе преподавателя со студентом по полученным в работе результатам и основным теоретическим понятиям по теме работы.

Контроль освоения теоретического материала проводится после прослушивания студентами лекционного материала по каждой теме в виде коллоквиума и решения расчетных задач.

К экзамену допускаются только студенты, выполнившие и отчитавшиеся по всем лабораторным работам, предусмотренным учебным планом.

Обучение лиц с ограниченными возможностями здоровья осуществляется с учетом их индивидуальных психофизических особенностей. Для лиц с нарушением слуха информация по учебной дисциплине предоставляется на бумажном или электронном носителе, допускается присутствие ассистентов и сурдопереводчиков на занятиях. Промежуточная аттестация для таких студентов проводится в письменной форме с общими критериями оценивания; при необходимости время подготовки на экзамене может быть увеличено.

Для лиц с нарушением зрения допускается аудиальное предоставление информации с использованием программ-синтезаторов речи, а также использование звукозаписывающих устройств на лекциях. На занятиях также может присутствовать ассистент. При проведении промежуточной аттестации для лиц с нарушением зрения тестирование может быть заменено на устное собеседование; время подготовки на экзамене может быть увеличено.

Студенты с нарушениями опорно-двигательного аппарата могут проходить часть занятий дистанционно. Промежуточная аттестация для них проводится на общих основаниях, при необходимости процедура экзамена может быть реализована дистанционно.

При реализации дисциплины с использованием дистанционных образовательных технологий используются инструменты электронной информационно-образовательной среды ВГУ «Электронный университет ВГУ» (https://edu.vsu.ru) и/или “МООК ВГУ” (https://mooc.vsu.ru), сервисы видеоконференций (BigBlueButton), электронная почта, мессенджеры и соцсети.

15. Перечень основной и дополнительной литературы, ресурсов интернет, необходимых для освоения дисциплины

а) основная литература:

№ п/п	Источник
1	*Еремин В.В. Основы общей и физической химии : учеб.пособие для студ. высш. учеб. заве- дений, обуч. по направлению «Химия» / В.В. Еремин,. А.Я. Борщевский. – Долгопрудный : Интеллект, 2018. – 848с.*
2	*Дамаскин Б.Б. Электрохимия : [учебное пособие для студ., обуч. по направлению подгот. "Химия"] / Б.Б. Дамаскин, О. А. Петрий, Г. А. Цирлина .— Изд. 3-е, испр. — Санкт-Петербург [и др.] : Лань, 2015 .— 670 с.*
3	*Борисов, И. М. Введение в физическую химию [Электронный ресурс] : учебник для вузов / Борисов И. М. Санкт-Петербург : Лань, 2023. 216 с. ISBN 978-5-507-46841-6.*
4	*Буданов, В. В. Химическая термодинамика [Электронный ресурс] / Буданов В. В., Максимов А. И. 3-е изд., стер. Санкт-Петербург : Лань, 2022. 320 с. ISBN 978-5-8114-2271-5.*

б) дополнительная литература:

№ п/п	Источник
1.	*Еремин Е.Н. Основы химической термодинамики : учебное пособие для студ. хим. спец. ун-тов / Е.Н. Еремин .— М. : Высшая школа, 1974 .— 340 с.*
2.	*Полторак О.М. Термодинамика в физической химии : учебник для хим. и хим.-технол. спец. вузов / О.М. Полторак .— М. : Высш. шк., 1991 .— 318 с.*
3.	*Стромберг А.Г. Физическая химия : Учебник для химических специальностей вузов / А.Г. Стромберг, Д.П. Семченко. : под ред. А.Г. Стромберга. — 7-е изд., испр. — М. : Высш. шк., 2009 .— 527 с.*
4.	*Физическая химия : в 2 кн. / К. С. Краснов [и др.]. - Кн. 1: Строение вещества. Термодинамика .— 3-е изд., испр. — 2001 .— 511 с.*
5.	*Физическая химия : В 2 кн. / К. С. Краснов [и др.]. - Кн. 2: Электрохимия. Химическая кинетика и катализ .— 3-е изд., испр. — 2001 .— 318 с.*
6.	*Эткинс П. Физическая химия : в 3-х частях / П.Эткинс, Дж. Де Паула. – Часть 1. Равновесная термодинамика. – М. : Мир, 2007. – 494с.*
7.	*Бажин Н.М. Термодинамика для химиков : учебник для студ. вузов, обуч. по специальности «Химия» / Н.М. Бажин, В.А. Иванченко, В.Н. Пармон. – 2-е перераб. И доп. – М. : Химия : КолосС, 2004. – 415с.*
8.	*Байрамов В.М. Основы химической кинетики и катализа : учеб. пособие для студ. хим. фак. ун- тов, обуч. по спец. 011000 "Химия" и направлению 510500 "Химия" / В.М. Байрамов. — М. : Academia, 2003 .— 251 с.*
9.	*Романовский Б.В. Основы химической кинетики / Б.В. Романовский. – М. : Экзамен, 2006. – 415с.*
10.	*Еремин Е.Н. Основы химической кинетики : учебное пособие для студ. хим. фак. ун-тов / Е.Н. Еремин .— 2-е изд., доп. — М. : Высшая школа, 1976 .— 373 с. : ил., табл.*
11.	*Дамаскин Б.Б. Основы теоретической электрохимии : учеб. пособие для студ. химич. спец. ву- зов / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий .— М. : Высшая школа, 1978 .— 238 с.*
12.	*Дамаскин Б.Б. Введение в электрохимическую кинетику : учеб. пособие для студ. хим. спец. ун- тов / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий .— М. : Высшая школа, 1983 .— 399 с.*
13.	*Багоцкий В.С. Основы электрохимии / В.С Багоцкий. — М. : Химия, 1988 .— 399 с.*

14.	*Ротинян А.Л. Теоретическая электрохимия / А. Л. Ротинян, К. И. Тихонов, И. А. Шошина. — Л. : Химия, 1981 .— 422 с.*
15.	*Измайлов Н.А. Электрохимия растворов / Н.А. Измайлов .— 3-е изд., исправ .— М. : Химия, 1976 .— 488с.*
16.	*Никольский Б.П. Ионоселективные электроды / Б.П. Никольский, Е.А. Матерова .— Л. : Химия. Ленингр. отд-ние, 1980 .— 239 с.*
17.	Практикум по физической химии. Термодинамика : учеб. пособие для студ. вузов, обуч. по направлению «Химия» и специальности «Химия» / Е.П.Агеев [и др.] : под ред. Е.П.Агеева, В.В. Лунина. – М. : Academia, 2010.- 218с.
18.	Практические работы по физической химии : учеб. пособие / Ю. П. Акулова [и др.] ; Под ред. К.П. Мищенко и др. — 5-е изд., перераб. — СПб. : Профессия, 2002 .— 384 с.
19.	Шаталов А.Я. Практикум по физической химии : учеб. пособие для студ. химич. и химико-технол. спец. вузов / А.Я. Шаталов, И.К. Маршаков .— М. : Высшая школа, 1975 .— 284с.
20.	Практикум по электрохимии : учеб. пособие для химич. спец. вузов / Б.Б. Дамаскин [и др.]. — М. : Высш.шк., 1991 .— 287 с.
21.	Потенциометрия. Ч.4: Практикум по специальности 011000- Химия / сост.: А.В. Введенский [и др.]. — 2003 .— 79 с. (№ 720).
22.	Еремин В.В. Задачник по физической химии / В.В. Еремин [и др.] – М. : Экзамен, 2003. – 318 с.
23.	Лабовиц, Л. Задачи по физической химии с решениями / под ред. Ю. В. Филиппова .— М. : Мир, 1972 .— 442 с.
24.	Физическая химия в вопросах и ответах: Кинетика. Электрохимия : учеб. пособие для студ. хим. спец. ун-тов / Е.М. Кузнецова [и др.]. — М. : Изд-во МГУ, 1981 .— 264 с.
25.	Сборник задач по теоретической электрохимии : учеб. пособие для студ. вузов, обуч. по спец. "Технология электрохимических производств" / под ред. Ф.И. Кукоза .— М. : Высшая школа, 1982 .— 159 с.
26.	Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А.А. Равделя, А.И. Пономаревой . — М. : Вербум-М, 2008 .— 230 с.
27.	Добош Д. Электрохимические константы : справ. для электрохимиков / Д. Добош. — М. : Мир, 1980 .— 364 с.
28.	Справочник по электрохимии / под ред. А.М. Сухотина .— Л. : Химия . Ленингр. отд-ние, 1981 .— 486 с.
29.	Конюхов, В. Ю. Сборник примеров и задач по физической химии. Химическая термодинамика, растворы, фазовые равновесия [Электронный ресурс] : учебное пособие для вузов / Конюхов В. Ю.,Гребенник А. В.,Бондарева Г. М.,Левчишин С. Ю. ; Гребенник А. В., Бондарева Г. М., Левчишин С. Ю. 2-е изд., стер. Санкт-Петербург : Лань, 2023. 172 с. ISBN 978-5-507-45987-2.
30.	Акулова, Ю. П. Физическая химия. Теория и задачи [Электронный ресурс] / Акулова Ю. П., Изотова С. Г., Проскурина О. В., Черепкова И. А. 2-е изд., стер. Санкт-Петербург : Лань, 2022. 228 с. ISBN 978-5-8114-8947-3.
31.	Ковязина, Л. И. Теоретическая электрохимия [Электронный ресурс] : учебно-методическое пособие / Ковязина Л. И.,Михайлова И. Ю.,Шишкина С. В.,Еремеева Т. В. 2-е изд., перераб. и доп. Киров : ВятГУ, 2021. 96 с.
32.	Фазовые равновесия в многокомпонентных системах : учебное пособие / Г.В. Булидорова [и др.] .— Казань : Изд-во КНИТУ, 2014 .— 93 с. — ISBN 978-5-7882-1550-1 .— <URL:http://biblioclub.ru/index.php?page=book_red&id=427849&sr=1>.

в) **информационные электронно-образовательные ресурсы (официальные ресурсы интернет)**:

№ п/п	Ресурс
1.	*www.lib.vsu.ru – ЗНБ ВГУ*
2.	*http://www.en.edu.ru/ - Естественно-научный образовательный портал - является составной частью федерального портала "Российское образование". Содержит ресурсы и ссылки на ресурсы по естественно-научным дисциплинам (физика, химия и биология).*
3.	*http://window.edu.ru/ - информационная система «Единое окно доступа к образовательным ресурсам».*
4.	*http//www.elibrary.ru –Научная электронная библиотека eLIBRARY.RU - крупнейший российский информационный портал в области науки, технологии, медицины и образования, содержащий рефераты и полные тексты более 12 млн. научных статей и публикаций. На платформе eLIBRARY.RU доступны электронные версии более 1400 российских научно-технических журналов, в том числе более 500 журналов в открытом доступе.*
5.	*Информационно-телекоммуникационная система «Контекстум» (Национальный цифровой ресурс «РУКОНТ») www.rucont.ru*

6.	*ЭБС «Университетская библиотека on-line» естественные дисциплины. Доступ осуществляется по адресу: http://biblioclub.ru/*

16. **Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы** *(учебно-методические рекомендации, пособия, задачники, методические указания по выполнению практических (контрольных) работ и др.)*

№ п/п	Источник
1	*Сборник примеров и задач по электрохимии : учебное пособие / [А.В. Введенский и др.] .— Санкт-Петербург ; Москва ; Краснодар : Лань, 2018 .— 204, [1] с.*
2	*Практикум по физической химии : для студ. хим. фак. всех форм обучения / И.К. Маршаков [и др.]. Ч. 1: Химическая термодинамика .— 2002 .— 88 с.— <URL:http://www.lib.vsu.ru/elib/texts/method/vsu/feb03023.pdf>.*
3	*Кинетика электрохимических процессов. Граница раздела заряженных фаз. Лабораторный практикум : учебно-методическое пособие : для студентов 2, 3 и 4 курсов химического факультета, для направления 04.03.01 "Химия" и специальности 04.05.01 "Фундаментальная и прикладная химия" / Воронежский государственный университет ; составители: Е. В. Бобринская [и др.]. Воронеж : Издательский дом ВГУ, 2022.*
4	*Электропроводность. Кинетика электрохимических процессов [Электронный ресурс] : лабораторный практикум : учебно-методическое пособие : [для студ. 2-го и 3-го курсов хим. фак. Воронеж. гос. ун-та, для направлений: 04.03.01- Химия, 04.03.02- Химия, физика и механика материалов и специальности 04.05.01- Фундаментальная и прикладная химия] / Воронеж. гос. ун-т ; [сост.: О.А. Козадеров, А.В. Введенский, Е.В. Бобринская, В.Ю. Кондрашин, И.В. Протасова; науч. ред. О.А. Козадеров]. Воронеж : Издательский дом ВГУ, 2021.*
5	*Равновесные электродные системы. Потенциометрия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум : учебно-методическое пособие : [для студ. 2-го и 3-го курсов хим. фак. Воронеж гос. ун-та, для направлений: 04.03.01- Химия, 04.03.02- Химия, физика и механика материалов и специальности 04.05.01- Фундаментальная и прикладная химия] / Воронеж. гос. ун-т ; [сост.: О.А. Козадеров, А.В. Введенский, С.Н. Грушевская, Н.Б. Морозова, Н.В. Соцкая; науч. ред. О.А. Козадеров]. Воронеж : Издательский дом ВГУ, 2021.*
6	*Сборник примеров и задач по физической химии : для студ. химич. фак. всех форм обуче- ния / сост.: Кравченко Т. А., Введенский А.В., Козадеров О. А. - Ч.I: Химическая термодинамика .— 2002 .— 63 с. — <URL:http://www.lib.vsu.ru/elib/texts/method/vsu/feb03021.pdf>.*
7	*Сборник примеров и задач по физической химии : для студ. химич. фак. всех форм обуче- ния / сост.: Введенский А.В., Кравченко Т.А., Козадеров О. А. - Ч.2: Химическая термодинамика .— 2002 .— 67 с. — <URL:http://www.lib.vsu.ru/elib/texts/method/vsu/feb03022.pdf>.*
8	*Сборник примеров и задач по электрохимии : учеб. пособие / сост.: А.В. Введенский [и др.] .— Воронеж : ИПЦ ВГУ, 2010. - Ч. 1: Равновесные процессы в растворах электролитов .— 39 с. <URL:http://www.lib.vsu.ru/elib/texts/method/vsu/m10-03.pdf>.*
9	*Сборник примеров и задач по электрохимии : учеб. пособие / сост.: А.В. Введенский, С.А. Калужина, Т.А. Кравченко [и др.] . — Воронеж : ИПЦ ВГУ, 2010. - Ч. 2: Ионный транспорт. Кулонометрия .— 60 с. <URL:http://www.lib.vsu.ru/elib/texts/method/vsu/m10-04.pdf>.*
10	*Сборник примеров и задач по электрохимии : учебное пособие / сост.: А.В. Введенский [и др.] .— Воронеж : ИПЦ ВГУ, 2010. - Ч. 3: Равновесные электродные системы .— 66 с.*
11	*Сборник вопросов и задач по прикладной электрохимии [Электронный ресурс] : учебно-методическое пособие / Воронеж. гос. ун-т ; сост.: Е.В. Бобринская, Н.В. Соцкая, О.А. Козадеров. Воронеж : Издательский дом ВГУ, 2019.*

17. Образовательные технологии, используемые при реализации учебной дисциплины, включая дистанционные образовательные технологии (ДОТ), электронное обучение (ЭО), смешанное обучение):

При реализации учебной дисциплины используются классические образовательные технологии без замены аудиторных занятий (лекции, практические и лабораторные) на ДОТ. Проведение текущей аттестации осуществляется в устной форме в виде ответов на вопросы по материалу курса на лабораторных занятиях, защиты лабораторных работ, решения задач и выполнение письменных самостоятельных заданий для контроля самостоятельной работы студента. Элементы электронного обучения и различные дистанционные образовательные технологии, позволяющие обеспечивать опосредованное взаимодействие (на расстоянии) преподавателей и обучающихся, включая инструменты электронной информационно-образовательной среды ВГУ «Электронный университет ВГУ» (https://edu.vsu.ru) и/или “МООК ВГУ” (https://mooc.vsu.ru), проведение вебинаров, видеоконференций (в том числе с применением

сервисов Zoom, Discord и др.), взаимодействие в соцсетях, посредством электронной почты, мессенджеров могут быть использованы при работе со студентами с ограниченными возможностями или при проведении тестирования по курсу.

18. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Лекционные занятия Учебная (лекционная) аудитория 167 (семестр 3): типовое оборудование учебной аудитории, доска, ноутбук, проектор, экран. Учебная (лекционная) аудитория 439 (семестр 4): доска магнитная меловая, ноутбук, проектор, экран Программные продукты, Microsoft Windows WinSvrStd 2012 RUS OLP; NL Acdmc 2 Proc; ПО ЭВМ MicrosoftImagine; Premium Renewed Subscription
Лабораторные занятия Лабораторный практикум по термодинамике и кинетике (семестр 3) - лаб. 176. Доска меловая, ученические и химические лабораторные столы, химические реактивы и химическая посуда, шкаф вытяжной, водяная баня, термостат, электроплитка, весы аналитические, мультиметры, источники питания, Учебно-лабораторный комплекс «Физическая и коллоидная химия»: модуль «Термодинамика», модуль «Фазовое равновесие», модуль «Кинетика». Лабораторный практикум по электрохимии (семестр 4) - лаб. 177. Доска меловая, ученические и химические лабораторные столы, химические реактивы и химическая посуда, шкаф вытяжной, реактивы, весы аналитические, мультиметры, источники питания, потенциостат-гальваностат IPC-compact, компьютеры, учебно-лабораторный комплекс «Электрохимия». Программные продукты, Microsoft Windows WinSvrStd 2012 RUS OLP; NL Acdmc 2 Proc; ПО ЭВМ MicrosoftImagine; Premium Renewed Subscription
Обеспечение лабораторного практикума - Лаборантская (лаб. 174): химические реактивы, оборудование и химическая посуда, аквадистиллятор.
Помещение для самостоятельной работы обучающихся, ауд. 271 - Дисплейный класс. Учебная мебель, компьютеры с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду ВГУ - 12 шт, принтер лазерный HP - 3 шт, мультимедиа-проектор 2 шт, ноутбук, экран на треноге

19. Оценочные средства для проведения текущей и промежуточной аттестаций

Порядок оценки освоения обучающимися учебного материала определяется содержанием следующих разделов дисциплины:

№ п/п	Наименование раздела дисциплины (модуля)	Компетенция(и)	Индикатор(ы) достижения компетенции	Оценочные средства
1.	Первый закон термодинамики. Термохимия.	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3, ОПК-2.1, ОПК-2.2, ОПК-3.3, ОПК-3.1, ОПК- 3.2	Устный опрос, протокол лабораторных работ, контрольная работа (КИМ).
2.	Второй закон термодинамики. Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3, ОПК-2.1, ОПК-2.2, ОПК-2.3, ОПК-3.1, ОПК- 3.2	Устный опрос, протокол лабораторных работ, контрольная работа (КИМ).
3	Термодинамика растворов и фазовых равновесий	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3, ОПК-2.1, ОПК-2.2, ОПК-2.3, ОПК-3.1, ОПК- 3.2	Устный опрос, протокол лабораторных работ, контрольная работа (КИМ).
4	Химическое равновесие	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3, ОПК-2.1, ОПК-2.2, ОПК-2.3,	Устный опрос, протокол лабораторных работ,

			ОПК-3.1, ОПК- 3.2	контрольная работа (КИМ).
5	Основы химической кинетики и катализа	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3, ОПК-2.1, ОПК-2.2, ОПК-2.3, ОПК-3.1, ОПК- 3.2	Устный опрос, протокол лабораторных работ, контрольная работа (КИМ); Комплект тестов.
6	Равновесные процессы в растворах электролитов	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3, ОПК-2.1, ОПК-2.2, ОПК-2.3, ОПК-3.1, ОПК- 3.2	Устный опрос, протокол лабораторных работ, контрольная работа (КИМ); Комплект тестов.
7	Ионный транспорт в растворах электролитов	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3, ОПК-2.1, ОПК-2.2, ОПК-2.3, ОПК-3.1, ОПК- 3.2	Устный опрос, протокол лабораторных работ, контрольная работа (КИМ); Комплект тестов.
8	Термодинамика гетерогенных электрохимических систем	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6 ПК-1 ПК-2	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3, ОПК-2.1, ОПК-2.2, ОПК-2.3, ОПК-3.1, ОПК-3.2, ОПК-6.1, ОПК-6.2, ОПК-6.3, ОПК-6.4; ПК-1.1; ПК-1.2; ПК-2.1; ПК-2.2	Устный опрос, протокол лабораторных работ, контрольная работа (КИМ); Комплект тестов.
9	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая коррозия металлов	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6 ПК-1 ПК-2	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3, ОПК-2.1, ОПК-2.2, ОПК-2.3, ОПК-3.1, ОПК-3.2, ОПК-6.1, ОПК-6.2, ОПК-6.3, ОПК-6.4; ПК-1.1; ПК-1.2; ПК-2.1; ПК-2.2	Устный опрос, протокол лабораторных работ, контрольная работа (КИМ); Комплект тестов.
Промежуточная аттестация форма контроля – зачет в 3-м и 4-м семестрах, экзамен в 3-м и 4-м семестрах				Комплект тестов Перечень вопросов КИМ к экзамену

20. Типовые оценочные средства и методические материалы, определяющие процедуры оценивания

20.1. Текущий контроль успеваемости

Текущая аттестация проводится в соответствии с Положением о текущей аттестации обучающихся по программам высшего образования Воронежского государственного университета. Контроль успеваемости по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств: устного опроса (индивидуальный опрос, фронтальная беседа, доклады); письменных работ (контрольные, лабораторные работы); тестирования; оценки результатов практической деятельности (курсовая работа). Критерии оценивания приведены ниже.

Перечень тем коллоквиумов или тестовых заданий:

3 семестр: «Первое начало термодинамики. Термохимия»; «Второе начало термодинамики. Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций»; «Термодинамика растворов»; «Химическое и фазовое равновесие»

4 семестр: «Равновесные процессы в растворах электролитов»; «Ионный транспорт в растворах электролитов»; «Термодинамика гетерогенных электродных систем»;

«Кинетика электродных процессов. Электрохимическая коррозия металлов»

Если коллоквиум по теме проходит в устной форме, то преподаватель, проводящий лабораторные занятия, предупреждает о проведении коллоквиума минимум за неделю до его прохождения. Коллоквиум проводится после того, как по данной теме прочитан лекционный материал. По выбору преподавателя коллоквиум может быть оценен как: «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» и «неудовлетворительно», или как «зачтено» / «не зачтено». Оценка за коллоквиум, наряду с баллами, полученными студентом при выполнении, оформлении и отчете по лабораторным работам учитываются при выставлении результирующей оценки при проведении промежуточной аттестации (экзамена).

Критерии и шкалы оценивания результатов обучения при текущем контроле успеваемости

Критерии оценивания текущей успеваемости	Шкала оценок
Обучающийся в полной мере владеет теоретическими основами по данному разделу физической химии или электрохимии, способен иллюстрировать ответ примерами, фактами, применять теоретические знания для решения практических задач.	*Отлично (Зачтено)*
Обучающийся владеет теоретическими основами по данному разделу физической химии или электрохимии, но при ответе допускает ошибки , которые способен исправить.	*Хорошо (Зачтено)*
Обучающийся владеет частично теоретическими основами по данному разделу физической химии или электрохимии, знает основные понятия и определения, но испытывает трудности при применении теоретических знаний для решения практических задач.	*Удовлетворительно (Зачтено)*
Обучающийся демонстрирует отрывочные, фрагментарные знания теоретических основ по данному разделу физической химии или электрохимии, допускает грубые ошибки при применении теоретических знаний для решения практических задач.	*Неудовлетворительно (Не зачтено)*

Если контроль текущей успеваемости проходит в форме тестов, то «зачтено» ставится, если студент дает 80 % и более правильных ответов на вопросы теста.

Перечень лабораторных работ:

3 семестр

1. Определение теплоты диссоциации слабой кислоты
2. Определение теплоты гидратации гидратации соли
3. Определение теплоты окисления щавелевой кислоты
4. Определение теплоты образования твердого раствора
5. Определение теплоемкости жидких и твердых веществ
6. Измерение температурного коэффициента ЭДС
7. Криоскопия. Определение молярной массы вещества
8. Криоскопия. Определение степени электролитической диссоциации
9. Определение коэффициента распределения йода между органическим и неорганическим растворителями
10. Двухкомпонентные системы с ограниченной растворимостью в жидком состоянии (система фенол-вода)
11. Трехкомпонентные системы с ограниченной растворимостью в жидком состоянии
12. Химическое равновесие в системе йодид калия – хлорид железа (III)
13. Гомогенно-каталитическое окисление йодида калия персульфатом аммония
14. Каталитическое разложение пероксида водорода
15. Кинетика гидролиза уксусного ангидрида
16. Кинетика растворения сульфата кальция в воде
17. Кинетика омыления этилацетата

4 семестр

1. Измерение собственной электрической проводимости воды или водно-органического растворителя
2. Определение предельной молярной электропроводности сильного электролита
3. Проверка закона разбавления Оствальда
4. Определение константы диссоциации уксусной кислоты в разных растворителях

5. Кондуктометрическое титрование
6. Определение чисел переноса ионов методом движущейся границы
7. Определение чисел переноса ионов методом Гитторфа
8. Определение ионного произведения воды Нахождение констант образований одноядерных комплексов металлов
9. Определение концентрационной константы гидролиза соли
10. Определение произведения растворимости труднорастворимого гидроксида
11. Реализация электрода I рода и определение стандартного потенциала
12. Реализация окислительно-восстановительного электрода и определение его стандартного потенциала
13. Газовый водородный электрод
14. Ионоселективный стеклянный электрод
15. Определение pH водного раствора потенциометрическим методом
16. Потенциометрическое титрование
17. Электролиз водных растворов электролитов
18. Изучение закономерностей анодного растворения меди в хлоридных электролитах
19. Изучение кинетики восстановления кислорода на стационарном медном электроде в кислых хлоридных или сульфатных растворах
20. Изучение кинетики восстановления кислорода на вращающемся дисковом электроде
21. Исследование работы коррозионного элемента
22. Исследование влияния ингибиторов на кинетику анодных и катодных процессов на железе в кислой среде

Примеры вопросов задаваемых при защите лабораторных работ:

3 семестр

1. Запишите I начало термодинамики применительно к различным процессам (изотермический, изобарический, изохорический и адиабатический).

2. Может ли система совершать работу без сообщения теплоты? За счет чего будет совершаться работа в таком процессе?

3. Сформулируйте закон Гесса. Объясните, почему он выполняется только при определенных условиях.

4. Сформулируйте следствия из закона Гесса.

5. Что называется теплоемкостью? Существует ли различие между теплоемкостью системы в изохорических и изобарических условиях?

6. В чем различие между истинной и средней теплоемкостью? Какую из них определяют экспериментально?

7. Будут ли различаться теплоты нейтрализации молярных растворов HCl и HNO_3 раствором щелочи одинаковой концентрации? Почему?

8. Будут ли различаться интегральные теплоты растворения $MgSO_4$ и $MgSO_4 \cdot H_2O$? Если «да», то на какую величину?

9. Что называется термодинамическим потенциалом?

10. При каких условиях термодинамическая функция состояния приобретает свойства термодинамического потенциала?

11. Какой термодинамический потенциал следует выбрать в качестве критерия направленности реакции, протекающей в автоклаве при постоянной температуре?

12. Сформулируйте условия химического равновесия в системе.

13. Что называется константой равновесия химической реакции?

14. Какие способы выражения константы равновесия для идеальных систем Вам известны? Какие факторы влияют на величину константы равновесия K_p, K_c и K_x, если систему рассматривать как идеальную?

15. На примере любого процесса докажите, что K_p не зависит от давления, если систему можно считать идеальной.

16. Что называется фазой? Сформулируйте термодинамические условия фазового равновесия.

17. Сформулируйте закон распределения Нернста. Каково его практическое применение?

18. Какие факторы влияют на величину коэффициента распределения? Какую экстракцию Вы бы использовали – однократную или дробную – для более полного извлечения нужного компонента?

19. Что называется раствором? Относится ли это понятие только к определенному агрегатному состоянию?

20. Какие способы выражения концентрации растворов Вы знаете?
21. От чего зависит величина криоскопической постоянной?
22. Как влияет электролитическая диссоциация и ассоциация растворенного нелетучего вещества в разбавленном водном растворе на давление насыщенного пара над раствором?
23. Что называется скоростью гомогенной химической реакции? Какова ее размерность?
24. Запишите общий вид кинетического уравнения гомогенной химической реакции. Объясните смысл входящих в него величин.
25. Химическая реакция может быть гомогенной и гетерогенной. Чем отличаются выражения для скорости таких реакций?
26. Что называется молекулярностью и порядком реакции? В каком случае они совпадают?
27. Имеет ли константа скорости химической реакции размерность? Зависит ли она от порядка реакции?
28. Может ли порядок реакции быть нулевым, отрицательным или дробным?
29. Чем отличаются понятия кажущейся и истинной энергии активации гетерогенной химической реакции? Какую из них определяют экспериментально?
30. Принцип действия катализатора в гомогенной химической реакции

4 семестр
1. Какие вещества называют электролитами?
2. Какие положения заложены в основу теории Аррениуса электролитической диссоциации?
3. Сформулируйте принципиальные различия между проводниками I и II рода.
4. Как связаны между собой константа и степень диссоциации электролита?
5. Влияет ли концентрация раствора и его температура на степень диссоциации электролита? На константу диссоциации?
6. Что называется ионной силой раствора, средним ионным коэффициентом активности $\gamma_{\pm}$ и средней ионной активностью, $a_{\pm}$ электролита?
7. Что называется pH раствора, буферным раствором, буферной емкостью?
8. Различаются ли pH растворов одноосновных сильных кислот одинаковой концентрации? Объясните принцип действия формиатной буферной смеси.
9. Дайте определения удельной и молярной электропроводности. Как связаны между собой эти величины?
10. Объясните принцип мостового метода измерения удельной электропроводности раствора.
11. Почему измерения удельной электропроводности проводят на переменном токе, Важным предварительным этапом в определении удельной электропроводности является измерение «постоянной сосуда». Что учитывает эта характеристика? Каким образом ее находят?
12. Объясните форму концентрационной зависимости удельной и молярной электропроводности водных растворов.
13. Сформулируйте закон Кольрауша?
14. Какие данные об электропроводности раствора слабого электролита необходимы для расчета степени и константы диссоциации слабого электролита?
15. Что называется числом переноса иона? Зависит ли число переноса от концентрации раствора? Каков принцип определения чисел переноса методом Гитторфа?
16. Что называется гальваническим элементом? Каковы общие правила записи гальванических элементов?
17. Что называется электродным потенциалом? Как напряжение электрохимической цепи связано с электродными потенциалами?
18. Запишите уравнение Нернста для потенциала электрода I рода. Повлияет ли присутствие посторонних индифферентных ионов в растворе на величину потенциала?
19. По какому принципу выбирают электроды в потенциометрическом анализе?
20. Запишите гальванический элемент, который вы использовали в работе для проведения потенциометрического окислительно-восстановительного титрования. Запишите выражение для напряжения такой цепи.
21. Что называется коррозией, коррозионным элементом, короткозамкнутым гальваническим элементом?
22. Что позволяет определить коррозионная диаграмма? Чем коррозионный потенциал отличается от равновесного потенциала?
23. Как по коррозионной диаграмме определить природу контролирующей стадии коррозионного процесса?

24. Дайте определение понятиям поляризация и перенапряжение.
25. Каковы причины поляризации?
26. Что называется электролизом, напряжением разложения?
27. Какие электролиты являются индифферентными при электролизе?

Примеры заданий входящих в комплект тестов:

3 семестр :

1. Аналитическое выражение первого начала термодинамики в дифференциальной форме может быть записано следующим образом:
$$\delta Q = dU + \delta A .$$
Объясните, почему для элементарных приращений Q, U, A используются разные символы.
2. Докажите, что теплота и работа являются функциями процесса. В каком из процессов работа расширения идеального газ будет больше:
   а) в изотермическом;
   б) в адиабатическом.
3. Почему существует различие между тепловыми эффектами химических реакций при постоянном давлении и постоянном объеме?
4. Энтальпия химической реакции равна ее теплоте при постоянстве:
   а) V, T;
   б) P, T;
   в) иные параметры и их сочетания;
   г) никогда не равна.
5. Отношение C_p/C_v всегда:
   а) больше единицы;
   б) меньше единицы;
   в) равно единице.
6. Тепловой эффект химической реакции с ростом температуры:
   а) всегда повышается;
   б) всегда убывает;
   в) не изменяется;
   г) может как повышаться, так и убывать.
7. Для какой-то соли энергия разрушения кристаллической решетки больше, чем суммарная теплота сольватации катиона и аниона (по модулю). Процесс растворения соли:
   а) экзотермичен;
   б) эндотермичен;
   в) тепловой эффект отсутствует.
8. Энтропия самопроизвольного процесса в изолированной системе:
   а) повышается;
   б) убывает;
   в) не изменяется.
9. При изотермическом смешении газов энтропия:
   а) повышается;
   б) убывает;
   в) не изменяется.
10. При постоянстве каких параметров убыль энтальпии химической реакции равна ее максимальной полезной работе:
   а) V, S;
   б) P, S;
   в) иные параметры и их сочетания.
11. Стандартный химический потенциал компонента определяется:
   а) температурой T;
   б) давлением P;
   в) активностью (концентрацией);
   г) сочетанием этих параметров.
12. Справедливо ли уравнение Гиббса-Дюгема для химических потенциалов?
13. В процессе осмоса через полупроницаемую мембрану проникает:

а) растворенное вещество;
б) растворитель;
в) раствор.

14. С увеличением давления равновесный выход продуктов химической реакции:
а) повышается;
б) снижается;
в) не меняется;
г) меняется более сложным образом.

15. Как и в каких реакциях давление может повлиять на выход продуктов?

4 семестр:

1. Какое из утверждений неверно:
а) внутренний потенциал фазы суммируется из внешнего и поверхностного;
б) внешний потенциал фазы суммируется из внутреннего и Гальвани-потенциала на границе фаз;
в) Гальвани-потенциал на границе фаз суммируется из Вольта-потенциала и скачка двух поверхностных потенциалов.

2. Какая из ячеек для определения чисел переноса ионов методом Гитторфа обязательно требует определения пропущенного электрического заряда:
а) с Cu-анодом и Pt-катодом;
б) с Pt-анодом и Pt-катодом;
в) обе;
г) ни одна не требует.

3. В сольватной оболочке какого из двух ионов с $z_1 = z_2$ содержится большее число молекул растворителя:
а) у иона с большим кристаллохимическим радиусом;
б) у иона с меньшим кристаллохимическим радиусом;
в) не зависит от размера иона.

4. Какое из утверждений верное:
а) двойной электрический слой возникает из-за появления Гальвани-потенциала на границе фаз;
б) Гальвани-потенциал возникает в ходе пространственного разделения электрических зарядов на границе фаз;
в) оба верны.

5. Процесс электролитической диссоциации соли описывается уравнением: $KA = \nu_+ K^{z+} + \nu_- A^{z-}$
Какая термодинамическая активность может быть оценена экспериментально:
а) соли ($a_Э$);
б) средне-ионная ($a_\pm$);
в) катиона (a_+) или аниона (a_-).

6. Какая из систем представляет равновесный окислительно-восстановительный электрод:
а) $Cu \mid Cu^+, Cu^{2+}$;
б) $Pt \mid Cu^+; Cu^{2+}$;
в) $Pt \mid Ag^+, Cu^{2+}$.

7. В теории Дебая-Хюккеля средне-ионного коэффициента активности размер "ионной атмосферы" (дебаевский радиус экранирования) с ростом концентрации ионов:
а) падает;
б) растет;
в) не изменяется.

8. Напряжение цепи $M_1 \mid L_1 \parallel L_2 \mid M_2$ больше нуля, а цепи $M_2 \mid L_2 \parallel L_1 \mid M_1$ меньше нуля. Какая из цепей записана верно:
а) первая;
б) вторая;
в) ни одна.

9. При 298 К ионные произведения воды и этилового спирта $K_W(H_2O)=10^{-14}$ и $K_W(C_2H_5OH)=10^{-20}$. В нейтральном водном и этанольном растворах одинаковой концентрации какой-либо сильной соли:
а) $pH(H_2O) > pH(C_2H_5OH)$;

б) pH(H_2O)<pH(C_2H_5OH);
в) pH(H_2O)=pH(C_2H_5OH);

10. Молярная электропроводность раствора электролита увеличивается с ростом температуры. Это обусловлено главным образом:

а) изменением механизма переноса ионов;
б) снижением кинематической вязкости;
в) изменением диэлектрической проницаемости.

11. Ток обмена электрохимической Ox,Red-реакции:

а)не зависит от активностей реагентов;
б) зависит от активности обоих реагентов;
в) зависит от активности лишь одного из реагентов.

12. Константа и степень диссоциации электролитической диссоциации слабого электролита связаны соотношением: $K=\alpha^2C/(1-\alpha)$. По мере роста концентрации раствора С что произойдет с К:

а) увеличится; б) уменьшится; в) не изменится.

13. При диффузии катиона и аниона в водном растворе сильного электролита скорости движения ионов очень быстро выравниваются. Это связано:

а) с выравниванием коэффициентов диффузии ионов;
б) с выравниванием их коэффициентов трения;
в) с наложением миграционного потока, вызванного градиентом диффузионного потенциала, на диффузионный поток;
г) с образованием ионных двойников.

14. В каких растворителях ионы H_3O^+ и OH^- не обладают аномально высокой электропроводностью:

а) протофильных; б) протогенных; в) апротонных.

15. Возникает ли двойной электрический слой на границе платины с абсолютно чистой водой:

а) да; б) нет; в) возникает, но быстро исчезает.

Типовые задания для контрольных работ

Термодинамика:

1. Найти стандартную молярную энтальпию образования аммиака на основании данных о реакциях в газовой фазе:

$$а)\quad 2H_2+O_2=2H_2O,\quad \Delta_rH^\circ_{298,а}=-571,68\ \frac{кДж}{моль};$$

$$б)\quad 4NH_3+3O_2=6H_2O+2N_2,\quad \Delta_rH^\circ_{298,б}=-1530,26\ \frac{кДж}{моль}.$$

2. Оксид ртути диссоциирует по реакции 2HgO(тв.) □ 2Hg(г.) + O_2(г.). При 693 К давление диссоциации равно 51596 Па, а при 723 К – 107991 Па. Рассчитать: 1) константы равновесия при этих температурах; 2) энтальпию диссоциации 1 моль HgO.

Электрохимия:

1. Предельная молярная электропроводность раствора $KClO_4$ при 18˚С составляет $122,7\cdot10^{-4}$ $Ом^{-1}\cdot м^2\cdot моль^{-1}$. Число переноса иона ClO_4^- равно 0,479. Найти предельные электрические подвижности ионов в растворе.

2. Вычислить $E^0_{O_2,H_2O_2|Pt}$ для реакции $O_2 + 2H_3O^+ + 2e^- = H_2O_2 + 2H_2O$, если для реакций $O_2 + 4H_3O^+ + 4e^- = 6H_2O$ $E^0_{O_2,H_2O|Pt}=1,229$ В; $H_2O_2 + 2H_3O^+ + 2e^- = 4H_2O$ $E^0_{H_2O_2,H_2O|Pt}=1,776$ В.

Варианты тем курсовых работ

1. Электроокисление органического вещества на металлическом или сплавном электроде
2. Электрохимические свойства водных растворов органических кислот
3. Электрохимические свойства водно-органических растворов органических кислот
4. Электрохимические свойства водных растворов неорганических кислот
5. Константы равновесия электрохимических процессов
6. Коррозионное поведение металлов и сплавов в водных растворах
7. Коррозионное поведение металлов и сплавов в водно-органических растворах
8. Диффузионная кинетика катодного осаждения металла

9. Анодное растворение сплава в водном растворе
10. Определение коэффициента диффузии ионов металла в водных растворах электрохимическими методами
11. Гальванические элементы

Критерии оценивания курсовой работы

Критерии оценивания компетенций	Шкала оценок
Обучающийся самостоятельно подбирает методику проведения эксперимента, проводит эксперимент с соблюдением норм техники безопасности, применяет стандартное программное обеспечение и специализированные базы данных, а также теоретические модели и полуэмпирические методы при обработке результатов, грамотно интерпретирует результаты эксперимента, опираясь на базовые знания в области физической химии и электрохимии, формулирует выводы. Оформляет отчет по результатам работы по стандартной форме с учетом требований библиографической культуры, представляет презентацию по теме работы.	Отлично
Обучающийся с помощью преподавателя подбирает методику проведения эксперимента, проводит эксперимент с соблюдением норм техники безопасности, неуверенно применяет стандартное программное обеспечение и специализированные базы данных, а также теоретические модели и полуэмпирические методы при обработке результатов, допускает незначительные ошибки в интерпретации результатов эксперимента. В оформлении отчета по результатам работы имеются незначительные отклонения от требований стандартов. Презентация по теме работы представлена с замечаниями.	Хорошо
Обучающийся затрудняется подобрать даже с помощью преподавателя методику проведения эксперимента, проводит эксперимент с соблюдением норм техники безопасности, не способен применять стандартное программное обеспечение и специализированные базы данных, а также теоретические модели и полуэмпирические методы при обработке результатов, допускает серьезные ошибки в интерпретации результатов эксперимента. В оформлении отчета по результатам работы имеются значительные отклонения от требований стандартов. Презентация по теме работы представлена с замечаниями.	Удовлетворительно
Обучающийся не способен выбрать методику проведения эксперимента, не соблюдает нормы техники безопасности, не может применять стандартное программное обеспечение и специализированные базы данных, а также теоретические модели и полуэмпирические методы при обработке результатов, не владеет базовыми знаниями в области физической химии и электрохимии для интерпретации результатов эксперимента.	Неудовлетворительно

Варианты темы рефератов

Реферат № 1

1. Принципы химической кинетики.
2. Феноменологическая кинетика.
3. Кинетический закон действующих масс.
4. Лимитирующая стадия.
5. Кинетика простых химических реакций.
6. Кинетика сложных химических реакций.
7. Принцип квазистационарности Боденштейна-Семенова.
8. Зависимость константы скорости от температуры.
9. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
10. Поверхность потенциальной энергии.
11. Теория переходного состояния.
12. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям.
13. Реакции в растворах.
14. Общие принципы катализа.
15. Гомогенный катализ.

16. Кислотно-основный катализ.
17. Автокатализ.
18. Гетерогенный катализ.
19. Активность и селективность катализаторов.
20. Энергия активации каталитических реакций.
21. Теория мультиплетов Баландина.
22. Теория активных ансамблей Кобозева.

Реферат № 2

1. Понятие кислоты и основания в современной химии.
2*. Диссоциация кислот и оснований в разбавленных водных растворах.
3. Сольватация (гидратация) и сольватная (гидратная) оболочка иона.
4*. Математический аппарат теории растворов сильных электролитов Дебая–Хюккеля.
5. Буферные растворы: классификация, стабилизируемое значение pH, буферная емкость, применение.
6. Ступенчатая диссоциация кислот в растворах.
7. Ступенчатая диссоциация комплексных соединений в растворах.
8. Гидролиз солей: причины, термодинамическое описание, влияние различных факторов.
9. Экспериментальное определение констант ионных равновесий в растворах.
10. Теория кислот и оснований Брёнстеда-Лоури и современная синтетическая неорганическая химия.
11. Протонные и апротонные растворители в современной химии.
12. Строение двойного электрического слоя по Штерну и по Грэму.
13. Получение и трактовка электрокапиллярных кривых.
14. Основное уравнение электрохимической термодинамики и примеры его практического использования.
15. Механизмы и кинетические закономерности выделения водорода на разных металлах. Коррозия с водородной деполяризацией.
16. Механизмы восстановления молекулярного кислорода в кислых и щелочных средах. Коррозия с кислородной деполяризацией.
17. Основные положения и выводы теории замедленного перехода заряда. Водородное перенапряжение на ртутном электроде.
18. Основные положения и выводы теории диффузионного перенапряжения. Кинетика восстановления молекулярного кислорода на инертных металлах.
19*. Классическая и современная формулировки принципа независимого протекания электродных процессов на сложных электродах.
20. Простые и сложные электроды в электрохимии. Электрохимический механизм коррозии металлов.
21. Современные представления о пассивном состоянии металлов.
22. Коррозия металлов в контакте.

Примечание. *Звездочкой* (*) *отмечены темы повышенной трудности.*

20.2. Промежуточная аттестация

Промежуточная аттестация проводится в соответствии с Положением о промежуточной аттестации обучающихся по программам высшего образования.

Описание технологии проведения

Промежуточная аттестация студентов является основной формой контроля аудиторной работы студентов и проводится с целью установления уровня и качества подготовки студентов и определяет:

- полноту и прочность теоретических знаний;
- сформированность умений применять теоретические знания при решении практических и задач;
- сформированность необходимых компетенций.

Подготовка к промежуточной аттестации является формой самостоятельной работы студентов. При этом обучающийся должен использовать рекомендованный рабочей программой перечень основной и дополнительной литературы, материалы лекций, информационные и электронно-образовательные ресурсы. Для подготовки к промежуточной аттестации студент

также может использовать перечень вопросов, вынесенных на зачет или экзамен, позволяющий оценить уровень сформированности компетенций по дисциплине «Физическая химия».

Промежуточная аттестация проводится в устной форме. Преподаватель, проводящий промежуточную аттестацию, имеет право задавать студентам дополнительные вопросы по всему разделу программы учебной дисциплины. Время проведения экзамена или зачета устанавливается нормами времени. Результат сдачи промежуточной аттестации заносится преподавателем в зачетно-экзаменационную ведомость и зачетную книжку.

Зачет по дисциплине выставляется, если студент выполнил, оформил и защитил все работы лабораторного практикума, предусмотренные учебным планом. Перечень лабораторных работ и ориентировочный перечень вопросов для защиты лабораторных работ приведен в п. 20.2.

Контрольно-измерительные материалы промежуточной аттестации (экзамен) включают в себя теоретические вопросы, позволяющие оценить уровень полученных знаний и степень сформированности умений и навыков в области физической химии. При оценивании знаний используются следующие показатели:

1) знание учебного материала и владение понятийным аппаратом дисциплины

2) умение связывать теоретические знания с их практическим применением;

3) умение иллюстрировать ответ примерами, фактами,

4) умение применять знание основных законов и закономерностей дисциплины к решению конкретных задач.

При оценивании используются количественные шкалы оценок. Критерии оценивания приведены ниже.

Промежуточная аттестация по дисциплине осуществляется с помощью комплектов КИМ.

Перечень вопросов к экзамену в 3 семестре

1. Предмет и задачи физической химии. Основные разделы. Термодинамический метод исследований. Химическая термодинамика.
2. Термодинамические системы: определение, классификация. Термодинамические параметры состояния системы. Внутренние и внешние параметры. Экстенсивные и интенсивные параметры. Уравнение состояния. Идеальный газ. Уравнение состояния идеального газа. Коэффициент сжимаемости. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Принцип соответственных состояний. Вириальное уравнение состояния.
3. Постулат о термодинамическом равновесии. Нулевой закон термодинамики. Термодинамический процесс. Самопроизвольные и несамопроизвольные, равновесные и неравновесные, обратимые (квазистатические) и необратимые процессы. Обобщенные силы и обобщенные координаты. Функции состояния и функции процесса.
4. Внутренняя энергия. Теплота и работа. Первый закон термодинамики. Эквивалентность различных способов передачи энергии. Работа и теплота обратимого и необратимого процессов.
5. Теплоемкость. Различные способы выражения теплоемкости. Применение первого закона к простейшим процессам с участием идеального газа.
6. Энтальпия. Применение первого закона термодинамики к многокомпонентным закрытым системам. Калорические коэффициенты.
7. Истинный и средний тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и следствия из него. Стандартная теплота образования и сгорания веществ. Калориметрия.
8. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа: приближенное и точное решение. Степенные ряды теплоемкости.
9. Направление самопроизвольных процессов. Постулат Томсона. Некомпенсированная теплота Клаузиуса. Принцип адиабатной недостижимости Каратеодори. Постулат о существовании энтропии – функции состояния и обобщенной силы в процессах теплообмена.
10. Уравнение второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Принцип возрастания энтропии.
11. Статистическое толкование второго закона термодинамики. Термодинамическая вероятность. Уравнение Больцмана.
12. Расчет изменения энтропии в различных процессах.
13. Абсолютная энтропия вещества. Постулат Планка. Энтропия химической реакции.
14. Обобщенное уравнение первого и второго законов термодинамики. Фундаментальные уравнения Гиббса. Характеристические функции. Термодинамические потенциалы.
15. Критерии самопроизвольного протекания процессов и равновесия в закрытых системах. Соотношения Максвелла. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.
16. Влияние температуры на термодинамические потенциалы. Термодинамические потенциалы идеального и реального газов. Летучесть, или фугитивность. Способы ее расчета и экспериментального определения.
17. Термодинамические потенциалы в фазовых переходах. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса.

18. Критерии самопроизвольного протекания процессов и равновесия в многокомпонентных системах. Химический потенциал. Расчет энергии Гиббса химической реакции.
19. Условия химического равновесия. Закон действующих масс. Константа равновесия.
20. Изотерма химической реакции Вант-Гоффа. Энергии Гельмгольца и Гиббса химических реакций, их связь с константой равновесия.
21. Равновесный выход продуктов химической реакции. Влияние давления на положение равновесия.
22. Зависимость константы равновесия химической реакции от температуры. Уравнения изобары и изохоры химической реакции Вант-Гоффа.
23. Третий закон термодинамики и следствия из него. Расчет константы равновесия реакции при заданной температуре. Метод Шварцмана-Темкина.
24. Основные понятия термодинамики фазовых равновесий. Составляющая и компонент. Фаза. Уравнение состояния фазы. Условие фазового равновесия.
25. Вывод правила фаз Гиббса и вариантность системы. Графическое описание фазовых равновесий. Диаграмма состояния.
26. Гетерогенные равновесия в однокомпонентных системах. Фазовые переходы первого и второго рода. Энергия Гиббса при фазовых превращениях в однокомпонентных системах.
27. Термодинамический вывод диаграммы состояния однокомпонентной системы с помощью кривых изобарно-изотермического потенциала.
28. Термодинамика фазовых переходов индивидуальных веществ. Применение уравнения Клапейрона-Клаузиуса для описания фазовых переходов и диаграмм состояния.
29. Диаграммы состояния воды, серы. Полиморфные превращения в однокомпонентной системе.
30. Термодинамическая классификация растворов. Идеальные растворы. Предельно разбавленные, атермальные, регулярные растворы.
31. Химический потенциал компонента в растворе. Уравнение Гиббса- Дюгема.
32. Законы Рауля и Генри.
33. Коллигативные свойства растворов. Криоскопия. Эбулиоскопия. Осмотические явления.
34. Неидеальные растворы. Активность. Коэффициент активности.
35. Равновесие жидкость-пар. Законы Гиббса-Коновалова. Перегонка.
36. Законы растворимости. Уравнение Шредера.
37. Закон Нернста. Экстракция.
38. Гетерогенные равновесия в двухкомпонентных системах. Условия фазового равновесия.
39. Двухфазное равновесие: двух- компонентные системы с ограниченной растворимостью компонентов. Критическая температура растворимости.
40. Двухкомпонентные системы с эвтектикой. Гетерогенные равновесия в трехкомпонентных системах. Графическое представление состава тройных систем.
41. Принципы химической кинетики. Феноменологическая кинетика. Скорость, порядок и молекулярность химической реакции. Кинетический закон действующих масс.
42. Понятие о константе скорости. Способы ее расчета и экспериментального определения. Период полупревращения. Методы определения порядка реакции.
43. Кинетические уравнения простых реакций нулевого, первого и второго порядка. Принцип квазистационарности Боденштейна-Семенова.
44. Кинетика сложных химических реакций. Лимитирующая стадия. Обратимые, параллельные и последовательные реакции.
45. Зависимость константы скорости от температуры. Уравнение Аррениуса. Поверхность потенциальной энергии. Энергия активации.
46. Теория активных соударений. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям.
47. Катализ. Общие принципы катализа. Активность и селективность катализаторов.
48. Гомогенный катализ. Энергия активации каталитических реакций.
49. Гетерогенный катализ. Теория мультиплетов Баландина. Теория активных ансамблей Кобозева.

Перечень вопросов к экзамену в 4 семестре

1. Предмет и задачи электрохимии. Химические и электрохимические процессы. Классическая теория электролитической диссоциации (Аррениус). Экспериментальные основы теории.
2. Приложение закона действующих масс к процессу диссоциации в растворах. Недостатки теории Аррениуса.
3. Механизмы образования растворов электролитов. Энергия кристаллической решетки.
4. Энергия сольватации (гидратации) иона. Термодинамические функции образования ионов в растворах и их практическое определение.

5. Межионные взаимодействия в растворах электролитов. Принципы термодинамического описания. Средний ионный коэффициент активности и средняя ионная активность. Выбор стандартного состояния.
6. Правила Льюиса–Рендала. Правило Брёнстеда. Предпосылки и основные выводы теории растворов сильных электролитов Дебая–Хюккеля.
7. Ионные равновесия в растворах электролитов. Состояние иона водорода в водных растворах. Основные положения теории кислот и оснований Брёнстеда–Лоури. Сопряженные кислотно-основные пары.
8. Протолитическое и автопротолитическое равновесие. Константа кислотности и константа основности. Степень протолиза. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
9. Кислотно-основные буферные растворы.
10. Произведение растворимости и условие образования малорастворимых гидроксидов в растворах.
11. Основные механизмы ионного транспорта (диффузия, миграция, конвекция). Поток. Плотность потока.
12. Диффузионно-миграционный перенос. Электрохимический потенциал. Соотношение Нернста–Эйнштейна.
13. Диффузия в растворах электролитов. Диффузионный потенциал и методы его элиминирования.
14. Электрическая проводимость растворов электролитов: удельная, молярная. Электрическая подвижность ионов. Предельная электрическая подвижность ионов.
15. Закон Кольрауша и следствия из него. Правило Вальдена–Писаржевского.
16. Аномальная электропроводность ионов. Влияние различных факторов на электропроводность растворов.
17. Числа переноса ионов и методы их определения.
18. Элементы теории электропроводности Дебая–Хюккеля–Онзагера. Электрофоретическое и релаксационное торможение. Эффекты Вина и Дебая–Фалькенгагена. Эффект Фарадея.
19. Потенциалы, характеризующие электрическое состояние фазы: поверхностный, внешний, внутренний. Химический и электрохимический потенциалы частиц. Вольта-потенциал. Гальвани-потенциал.
20. Понятие электродного потенциала. Уравнение Нернста для равновесного гальвани-потенциала и равновесного электродного потенциала.
21. Стандартный водородный электрод. Таблицы стандартных электродных потенциалов. Ряд напряжений металлов.
22. Равновесная электрохимическая цепь. Правила записи электрохимической цепи. Напряжение цепи, связь с потенциалами отдельных электродов. Анод и катод в электрохимической цепи и электролизере.
23. Основное уравнение электрохимической термодинамики. Уравнение Гиббса–Гельмгольца для напряжения электрохимической цепи.
24. Классификация электродов. Электроды I рода. Электроды II рода. Каломельный и хлоридсеребряный электроды.
25. Окислительно-восстановительные электроды. Правило Лютера. Хингидронный электрод. Газовые электроды. Водородный электрод. Кислородный электрод. Диаграмма электрохимической устойчивости воды.
26. Потенциал Доннана. Ионселективные электроды. Мембранный потенциал. Стеклянный электрод.
27. Классификация электрохимических цепей. Физические цепи.
28. Концентрационные цепи без переноса и с переносом (жидкостным соединением).
29. Химические цепи без переноса и с переносом (жидкостным соединением). Химические источники тока.
30. Определение чисел переноса и коэффициентов активности ионов потенциометрическим методом.
31. Определение стандартных электродных потенциалов потенциометрическим методом.
32. Определение произведения растворимости малорастворимых электролитов потенциометрическим методом.
33. Законы Фарадея. Отклонения от законов Фарадея. Выход по току.
34. Плотность тока – мера скорости электродной реакции. Поляризация электрода. Многостадийность электродных процессов. Лимитирующая стадия электродного процесса.

Понятие о перенапряжении.
35. Теория замедленного перехода заряда. Влияние потенциала на скорость перехода заряда. Уравнение Батлера–Фольмера. Поляризационные кривые электрода в случае замедленного перехода заряда. Уравнения Тафеля.
36. Двойной электрический слой на границе металла и раствора. Емкость двойного электрического слоя. Модельные представления о строении двойного электрического слоя.
37. Адсорбция и электрокапиллярные кривые. Потенциал нулевого заряда. Уравнение Липпмана.
38. Электрохимическая коррозия металлов. Сопряженные парциальные анодно-катодные реакции. Потенциал коррозии. Ток коррозии.
39. Коррозия с водородной и с кислородной деполяризацией. Диаграммы Эванса.
40. Активное, пассивное и транспассивное состояние металла. Анодная и катодная защита. Протекторы. Ингибиторы коррозии.

Примеры билетов (КИМ):

3 семестр

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__.__.2025

Направление подготовки / специальность 04.05.01-Фундаментальная и прикладная химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточный

Контрольно-измерительный материал № 1

1. Построение диаграммы кипения двух взаимно растворимых жидкостей. Смысл областей и линий. Расчет степени свободы в характерных точках по правилу фаз Гиббса. Первый закон Коновалова.
2. Химическое сродство. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Связь химического сродства с константой равновесия химической реакции.

Преподаватель _____ к.х.н., доц. Е.В. Бобринская

4 семестр:

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__.__.2025

Направление подготовки / специальность: 04.05.01-Фундаментальная и прикладная химия
Дисциплина: Физическая химия
Форма обучения: очная
Вид контроля: экзамен
Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 9

1. Межионные взаимодействия в растворах электролитов. Принципы термодинамического описания. Средний ионный коэффициент активности и средняя ионная активность. Выбор стандартного состояния.
2. Теория замедленного перехода заряда. Влияние потенциала на скорость перехода заряда. Уравнение Батлера–Фольмера. Поляризационные кривые электрода в случае замедленного перехода заряда. Уравнения Тафеля.

Преподаватель _____ д.х.н., доц. Козадеров О.А

Экзамен проводится в устной форме (собеседование). Дату проведения экзамена определяет деканат. КИМ по предмету содержит 2 вопроса по различным темам курса. На подготовку ответа студенту дается 30-40 минут. Ответ оформляется на отдельном листе в рукописном виде и после собеседования остается у экзаменатора. Во время подготовки ответа на вопросы КИМ студент не может использовать конспекты лекций, учебники и пользоваться интернет-ресурсами. Ответ должен содержать основные математические уравнения и уравнения реакций, графический

материал. Определения студент может формулировать в устной форме. По окончании ответа студента экзаменатор может задать ему несколько дополнительных вопросов по материалу курса, включая и вопросы, которые студент должен был освоить в ходе самостоятельной работы. Время проведения экзамена устанавливается нормами времени. Результат сдачи промежуточной аттестации заносится преподавателем в зачетно-экзаменационную ведомость и зачетную книжку.

Требования к выполнению заданий, шкалы и критерии оценивания

Критерии оценивания компетенций	Шкала оценок
Обучающийся в полной мере владеет теоретическими основами физической химии и электрохимии, способен иллюстрировать ответ примерами, фактами, данными научных исследований, применять теоретические знания для решения практических задач в области электрохимической термодинамики и электрохимической кинетики	Отлично
Обучающийся владеет теоретическими основами физической химии и электрохимии, способен иллюстрировать ответ примерами, допускает ошибки при применении теоретических знаний для решения практических задач в области электрохимической термодинамики и электрохимической кинетики	Хорошо
Обучающийся владеет частично теоретическими основами физической химии и электрохимии, фрагментарно способен иллюстрировать ответ примерами, фрагментарно умеет применять теоретические знания для решения практических задач в области электрохимической термодинамики и электрохимической кинетики	Удовлетворительно
Обучающийся демонстрирует отрывочные, фрагментарные знания теоретических основ физической химии и электрохимии, допускает грубые ошибки при применении теоретических знаний для решения практических задач в области электрохимической термодинамики и электрохимической кинетики	Неудовлетворительно

При реализации дисциплины с применением дистанционных образовательных технологий оценки за экзамен/зачет могут быть выставлены по результатам текущей аттестации обучающегося в семестре. По результатам всех выполненных заданий текущего контроля студентам может быть выставлена экзаменационная оценка автоматически:
средняя оценка 3-3,75 – «удовлетворительно»,
3,75-4,5 – «хорошо»,
4,5-5 – «отлично».
Оценочные средства для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья выбираются с учетом их индивидуальных психофизических особенностей.
– при необходимости инвалидам и лицам с ограниченными возможностями здоровья предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на экзамене;
– при проведении процедуры оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья предусматривается использование технических средств, необходимых им в связи с их индивидуальными особенностями;
– при необходимости для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья и инвалидов процедура оценивания результатов обучения по дисциплине может проводиться в несколько этапов.
Процедура оценивания результатов обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по дисциплине (модулю) предусматривает предоставление информации в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья и восприятия информации:
Для лиц с нарушениями зрения:
– в печатной форме увеличенным шрифтом,
– в форме электронного документа.
Для лиц с нарушениями слуха:

– в печатной форме,
– в форме электронного документа.
Для лиц с нарушениями опорно-двигательного аппарата:
– в печатной форме,
– в форме электронного документа.
Данный перечень, может быть, конкретизирован в зависимости от контингента обучающихся.

20.3 Задания, рекомендованные к использованию при проведении диагностических работ:

ОПК-1

1. Какая форма записи первого начала термодинамики является правильной:
а) dU = δQ - δA; б) δQ = dU + δA в) δA = dU + δQ
г) верны а) и б) д) не верен ни один вариант

2. Истинной молярной теплоемкостью называется:
а) количество теплоты, необходимое для нагревания системы на градус;
б) количество теплоты, необходимое для нагревания 1 моль вещества на градус;
в) количество теплоты, необходимое для нагревания 1 моль вещества на градус при постоянном давлении;
г) количество теплоты, необходимое для нагревания 1 моль вещества на градус при постоянном объеме;
д) верного ответа нет.

3. Если теплоемкости реагентов постоянны в данном температурном интервале, то тепловой эффект химической реакции с уменьшением температуры может:
а) только уменьшаться; б) только расти;
в) сначала увеличиваться, затем уменьшаться;
г) зависит от знака изменения теплоемкости;
д) не изменяется при изменении температуры.

4. Теплоемкость идеального газа в изотермической системе:
а) равна нулю; б) стремится к бесконечности;
в) зависит от строения молекулы
г) для изотермической системы такого понятия не существует;
д) верного ответа нет.

5. Работа расширения 1 моль идеального газа больше:
а) в изотермическом процессе
б) в адиабатическом процессе;
в) в изохорном процессе;
г) в изобарном процессе;
д) во всех процессах одинакова.

6. Для необратимого процесса уравнение второго закона термодинамики выглядит следующим образом:
а) $dS = \frac{\delta Q_{необр}}{T}$ 1б) $dS \geq \frac{\delta Q_{необр}}{T}$
в) $dS \leq \frac{\delta Q_{необр}}{T}$; г) $dS > \frac{\delta Q_{необр}}{T}$ д) верного ответа нет.

7. Процесс кристаллизации воды сопровождается уменьшением энтропии. Следовательно данный процесс:
а) самопроизвольный; б) несамопроизвольный; в) равновесный;
г) в данном случае изменение энтропии процесса не является критерием самопроизвольности;
д) верного ответа нет.

8. Процесс расширения идеального газа проводят сначала обратимо, а затем необратимо.

Изменение какой из термодинамических функций будет от этого зависеть: а) работы;
б) энтропии;
в) свободной энергии Гиббса; г) внутренней энергии;
д) любой из перечисленных.

9. 1 моль аргона и 1 моль азота нагрели на 40 о в изохорных условиях. Изменение энтропии для какого газа больше:
а) аргона; б) азота;
в) в этих условиях энтропия не изменяется;
г) одинаково для обоих газов;
д) величина изменения энтропии зависит от начального давления газа.

10. Условия химического равновесия в системе имеет вид:
а) $\Delta\mu_i > 0$ б) $\Sigma\mu_i\nu_i = 0$
в) $\Sigma\mu_i\nu_i < 0$ г) $\Sigma\mu_i\nu_i > 0$
д) верного ответа нет.

11. Константа равновесия реакции $2CO_2 = 2CO + O_2$ должна быть записана так:
а) $K_p = \frac{P^2(CO_2)}{P(CO)\cdot P^2(O_2)}$ б) $K_p = \frac{P^2(CO_2)}{P^2(CO)\cdot P(O_2)}$
в) $K_p = \frac{P^2(CO_2)P(CO)}{P^2(O_2)}$ г) $K_p = \frac{P^2(CO)\cdot P(O_2)}{P^2(CO_2)}$

12. Равновесный выход продуктов реакции $CO + 2H_2 = CH_3OH$, протекающей в идеальной газовой смеси при введении инертного газа:
а) увеличится б) уменьшится
в) не изменится г) сначала увеличится, потом уменьшится.

13. Различие между значениями констант K_C и K_X существует:
а) всегда; б) различия нет;
в) только для гетерогенных систем;
г) если $\Delta\nu_{газа} \neq 0$; д) если $\Delta\nu_{газа} = 0$.

14. Как рассчитать константу равновесия реакции, если для нее можно определить $\Delta G^o_{P,T}$: а) $\ln(\Delta G^o_{P,T}) = -RTK_P$; б) $\Delta G^o_{P,T} = -RT\exp(K_P)$;
в) $\Delta G^o_{P,T} = -RT\ln K_P$; г) расчет невозможен.

15. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса имеет следующий вид:
а) $\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta S}{\Delta T}$; б) $\frac{d\ln K_P}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2}$;
в) $\frac{d\ln K_P}{dT} = -\frac{\Delta H}{\Delta TV}$; г) все перечисленные не верны.

Открытые
Критерии оценивания: 2 балла – указан верный ответ; 0 баллов – указан неверный ответ.

1. Водный раствор хлорида натрия объемом 1 дм^3 с концентрацией 0,10 моль/дм^3 разлили в две мерные колбы емкостью 500 см^3. Чему равна концентрация раствора в каждой колбе? Ответ представьте в моль/дм^3 с точностью до сотых.

Ответ: 0.10 моль/дм^3

2. Имеются водные растворы мочевины и глюкозы одинаковой концентрации 0,005 моль/кг. Будет ли различаться температура замерзания этих растворов? (В ответе приведите одно слово)

Ответ: будет (да).

3. Сколько фаз, составляющих веществ и компонентов содержит система:
   $2NH_3 = N_2 + 3H_2$
   Ответ: 1 фаза, 3 составляющих вещества; 1 компонент
4. При _____ атмосферного давления температура кипения воды может быть выше 100 °С (вставьте пропущенное слово) .
   Ответ: повышении.
5. Теплоты сгорания графита и алмаза при стандартных условиях составляют -393,5 кДж/моль и -395,4 кДж/моль соответственно. Чему равен тепловой эффект перехода 120 г графита в алмаз? Ответ представьте в кДж с точностью до целых.
   Ответ: 19 кДж.

Правильные ответы для ОПК-1

Вопросы	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**
Ответы	Г	Д	Г	Б	Г	Г	Г	А	Б
Вопросы	**10**	**11**	**12**	**13**	**14**	**15**			
Ответы	Б	Г	А	Г	В	Г			

Эссе

1. При помощи правила Вант-Гоффа определите, во сколько раз увеличивается скорость реакции при увеличении температуры на 30 °С? Коэффициент $\gamma_T = 3$.
Ответ: согласно правилу Вант-Гоффа при увеличении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза. Это правило позволяет рассчитать кратность увеличения скорости реакции , если известен температурный коэффициент Вант-Гоффа. По условию задачи температурный коэффициент равен 3. Тогда скорость реакции вырастет в $3^3 = 27$ раз.

Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.

2. В воду, находящуюся в равновесии с атмосферой, добавили хлорид натрия. Повлияло ли это на растворимость кислорода в воде?
Ответ: да, уменьшится. Растворимость кислорода в полученном растворе станет ниже, чем в чистой воде. Это происходит из-за того, что в присутствии хорошо растворимого вещества, диссоциирующего на ионы (электролита) часть молекул растворителя будет взаимодействовать в первую очередь с ионами. По этой причине растворимость кислорода, не взаимодействующего в хлоридом натрия, понизится. Этот эффект количественно можно описать уравнением Сеченова :

$$\lg\frac{s_0}{s} = k_c \cdot c_{эл-та},$$

где s и s_0 – растворимость газа в растворе электролита и чистом растворителе; k_c – эмпирическая постоянная Сеченова; $c_{эл-та}$ - концентрация растворенного электролита

Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.

ОПК-2

1. Для некоторой соли КА энергия разрушения кристаллической решетки оказалась больше (по модулю), чем суммарная теплота гидратации ионов K^{z+} и A^{z-}. Тепловой эффект процесса растворения этой соли:
а) экзотермичен;

б) эндотермичен;
в) отсутствует;
г) может быть любым.

2. Тепловой эффект реакции: $C+\frac{1}{2}O_2+2H_2 \rightarrow CH_3OH$ можно считать:

а) теплотой образования метанола;
б) теплотой сгорания углерода;
в) теплотой сгорания водорода;
г) подходит любое из перечисленных.

3. Термодинамические законы могут быть применимы к системам, состоящим из:
а) нескольких частиц;
б) нескольких сотен частиц;
в) числа частиц, сравнимого с числом Авогадро;
г) к любому числу частиц.

4. Для некоторой реакции теплоемкость продуктов меньше теплоемкости исходных веществ. Тепловой эффект этой реакции с ростом температуры:

а) увеличивается;

б) уменьшается;

в) может как увеличиваться, так и уменьшаться;

г) не зависит от температуры.

5. 1 моль аргона и 10 моль водорода изохорически нагревают на 100°. В каком случае работа, совершенная газом, будет больше:
а) для аргона;
б) для водорода;
в) одинакова;
г) это зависит от начальной температуры и давления.

6. Теплота нейтрализации раствора кислоты HA оказалась равна теплоте нейтрализации раствора соляной кислоты в тех же условиях, следовательно, кислота HA это:

а) слабый электролит;

б) сильный электролит;

в) теплоты нейтрализации кислот всегда различаются, и о силе электролита ничего сказать нельзя;

г) теплоты нейтрализации любых кислот всегда совпадают

7. Какие параметры необходимо поддерживать постоянными, чтобы по знаку изменения энтропии можно было судить о направлении самопроизвольного процесса?
а) P, T;
б) U, V;
в) V, T;
г) U, P.

8. Жидкость превращается в пар при определенном давлении и температуре. Каково соотношение между ΔG и ΔF для этого процесса ?
а) $\Delta G > \Delta F$;
б) $\Delta F > \Delta G$;
в) $\Delta G = \Delta F$;
г) 0 $\Delta G = \Delta A = 0$;
д) верного ответа нет.

9. В каком из перечисленных ниже обратимых процессов с 1 моль идеального газа изменение

энтропии будет максимальным?
а) нагревание от 300 К до 400 К при постоянном давлении;
б) нагревание от 300 К до 400 К при постоянном объеме;
в) изотермическое расширение от 300 $м^3$ до 400 $м^3$;
г) адиабатическое расширение от 300 $м^3$ до 400 $м^3$.

10. Может ли константа равновесия химической реакции не меняться с температурой:
а) да, если $\Delta H \neq const$;
б) да, если $\Delta H = 0$;
в) константа всегда зависит от температуры;
г) да, если $\Delta P = const$.

11. Процесс взаимодействия основания с кислотой является экзотермической реакцией. Что произойдет с положением равновесия и величиной $К_С$ если увеличить температуру: а) ничего не изменится;
б) константа не изменится, равновесие сместится в сторону образования продуктов;
в) константа уменьшится, равновесие сместится в сторону образования исходных веществ;
г) константа увеличится, равновесие не сместится.

12. Степень диссоциации газообразного хлорида водорода по реакции $2HCl = Cl_2 + H_2$ ($\Delta H>0$) с ростом температуры:
а) растет
б) уменьшается
в) не меняется
г) такая реакция не возможна.

13. При 26 °С и константа равновесия процесса $FeO + HCl = FeCl_2 + H_2O$ больше, чем в этих же условиях, но при 20 °С. Что можно сказать о знаке теплового эффекта этого процесса:
а) $\Delta H >0$
б) $\Delta H<0$
в) может быть как <, так и > 0
г) $\Delta H =0$.

14. Сколько составных частей и сколько компонентов содержит система $Na_2O+SO_3 = Na_2SO_{4(тв)}$:
а) 3 и 3
б) 3 и 2
в)2 и2
г)2 и 3

15. Можно ли превратить жидкую фазу в пар без нагревания:
а) да, нужно увеличить давление;
б) да, нужно уменьшить давление;
в) это зависит от природы вещества;
г) такое не возможно.

16. Над какой жидкостью – вода или водный раствор мочевины – давление насыщенного водяного пара выше:
а) над раствором;
б) над водой;
в) одинаково над обеими;
г) зависит от концентрации мочевины.

17. Наличие катализатора:
а) увеличивает скорость как прямой, так и обратной реакции;
б) увеличивает скорость прямой реакции и уменьшает скорость обратной реакции;
в) позволяет протекать термодинамически запрещенному процессу;
г) увеличивает время достижения равновесия

Открытые
Критерии оценивания: 2 балла – указан верный ответ; 0 баллов – указан неверный ответ.

18. В дистиллированной воде массой 180 г растворили 5,85 г хлорида натрия. Вычислите молярную долю хлорида натрия в этом растворе. Ответ приведите с точностью до двух значащих цифр.

19. Сколько льда (кг) растает, если лед массой 5 кг и температурой 0°С опустить в воду массой 10 кг и температурой 0°С? Ответ приведите с точностью до целых.

20. Для некоторой реакции константа скорости при температуре 300 К составляет 0,3 л·моль$^{-1}$·мин$^{-1}$, а температурный коэффициент реакции равен 3. Рассчитайте значение константы скорости реакции при температуре 320 К. Ответ приведите в л·моль$^{-1}$·мин$^{-1}$, с точностью до двух значащих цифр, разделитель - запятая.

21. Ацетатный буферный раствор, содержащий по 0,10 моль кислоты и соли разбавили водой в 10 раз. Что произошло с величиной pH? Что произошло с буферной емкостью этой смеси? Приведите два ответа как два отдельных предложения.

22. Сопоставьте растворимость хлорида серебра в растворе хлорида калия и в воде: Растворимость хлорида серебра в растворе хлорида калия _____, чем в воде. (вставьте пропущенное слово)

Ключи для ОПК-2

Вопрос	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**
Ответы	Б	А	В	Б	В	Б	Б	А	Б
Вопрос	**10**	**11**	**12**	**13**	**14**	**15**	**16**	**17**	**18**
Ответы	В	А	А	Б	В	Б	Б	А	0,0099
Вопрос	**19**	**20**	**21**	**22**					
Ответы	0	2,7	Не изменилась. Уменьшилась. Или: Величина pH не изменилась. Буферная емкость уменьшилась	мень ше					

Эссе

1. Можно ли криоскопическим методом определить молярную массу вещества в его насыщенном растворе?

Ответ: нет. Криоскопический эффект, связанный с понижением температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем, относится к коллигативным свойствам раствора и используется для идеальных растворов или растворов по свойствам близких к идеальному (очень разбавленным). В жидких раствора при этом предполагается, что энергия взаимодействия всех частиц в растворе одинакова. Это предположение не выполняется для насыщенного раствора (т.е. раствора с высокой концентрацией растворенного вещества).

Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.

2. Процессы (1) и (2) сопровождаются убылью свободной энергии Гиббса. При этом $|\Delta G_1| > |\Delta G_2|$ в 10 раз. Можно ли утверждать, что скорость процесса (1) в 10 раз больше скорости процесса (2)?

Ответ: нет, такое утверждение неверно. Изменение изобарно-изотермического потенциала может использоваться только для ответа на вопрос о самопроизвольном протекании процесса. Если $\Delta G<0$, это свидетельствует о том, что данный процесс в заданных условиях протекает самопроизвольно. Но термодинамическое описание процесса не позволяет сделать вывод о скорости этого процесса, поскольку при термодинамическом описании не используется координата «время».

Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.

ОПК-3

1. При постоянстве каких параметров энтальпия химической реакции равна ее теплоте: а) V, T;
б) P, T;
в) S; P
г) U; V
д) иные параметры и их сочетания.

2. Определите правильный ряд расположения теплоемкостей газообразных веществ при одинаковой температуре:
а) $C_P(H_2O(лед)) > C_P(H_2O(пар))$;
б) $C_P(Ar) > C_P(N_2) > C_P(H_2O_{(пар)})$
в) $C_P(Ar) = C_P(N_2) = C_P(H_2O_{(пар)})$
г) $C_P(Ar) < C_P(N_2) < C_P(H_2O_{(пар)})$.

3. Различаются ли теплоты нейтрализации 0,1 М растворов HCOOH и HNO_3 раствором щелочи одинаковой концентрации:
а) будут;
б) нет;
в) это зависит от внешнего давления;
г) по приведенным данным однозначный вывод невозможен.

4. При P=const на 20° нагревают азот и аргон. Количество теплоты, затраченное на нагревание:
а) больше для азота;
б) больше для аргона;
в) одинакова для обоих газов;
г) зависит от начальной температуры газов.

5. Значение K_P реакции $2NH_3 = N_2 + 3H_2$ в газовой фазе при уменьшении общего давления в 2 раза:
а) уменьшится
б) не изменится
в) увеличится
г) может как увеличится, так и уменьшится.

6. Может ли константа равновесия химической реакции уменьшаться с ростом температуры:
а) да, если $\Delta H \neq const$;
б) да, если $\Delta H < 0$;
в) константа не зависит от температуры;
г) да, если $\Delta H = 0$.

7. Что нужно для увеличения полноты протекания процесса: $NH_3 + HCl = NH_4Cl_{(тв)}$ ($\Delta H < 0$)
а) увеличить общее давление и температуру;
б) уменьшить общее давление и температуру;
в) увеличить общее давление и уменьшить температуру;
г) давление и температура не влияют на выход продукта.

8. Укажите условие, при котором для расчета температурной зависимости константы равновесия можно пользоваться уравнением $\ln\frac{K_{T_2}}{K_{T_1}} = \frac{\Delta H}{R}\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2}\right)$:
а) $\Delta H = 0$;
б) $\Delta H = const$;
в) $\Delta H \neq 0$;
г) такого условия нет.

9. Имеются два раствора одинаковой концентрации. В одном растворенный компонент летучий, в другом – нелетучий. Значения давления насыщенного пара над этими растворами:
а) одинаково;
б) для первого – выше;
в) над вторым выше;
г) по имеющимся данным ответить невозможно.

10. Имеются водные растворы хлорида натрия и хлорида калия одинаковой концентрации. Температура кристаллизации этих растворов будет:
а) одинакова;
б) у первого раствора выше;
в) у второго раствора выше;
г) по имеющимся данным ответить невозможно.

11. Криоскопическая постоянная не зависит:
а) от природы растворителя;
б) от природы растворенного вещества;
в) от внешнего давления;
г) верного ответа нет.

12. Растворимость твердого вещества в жидкости больше:
а) в идеальном растворе;
б) в растворе с положительными отклонениями от закона Рауля;
в) в растворе с отрицательными отклонениями от закона Рауля;
г) растворимость зависит только от температуры.

13. Согласно закону Коновалова состав жидкости по сравнению с составом равновесного с ней пара:
а) такой же;
б) обогащен менее летучим компонентом;
в) обогащен более летучим компонентом;
г) верного ответа нет.

14. При определении порядка химической реакции графическим методом получили линейную зависимость в координатах «ln*c* − *t*». Какой порядок имеет данная реакция:
а) нулевой;

б) первый;
в) второй;
г) третий.

15. При уменьшении начальной концентрации исходных веществ ($c_A^0=c_B^0$) в два раза время полупревращения в реакции второго порядка:
а) увеличится в два раза;
б) уменьшится в два раза;
в) увеличится в четыре раза;
г) не изменится

16. Для реакции первого порядка A → B при начальной концентрации исходного вещества c_A = 1 моль·л$^{-1}$ время полупревращения составило 1250 секунд. Каково значение времени полупревращения при c_A = 2,5 моль·л$^{-1}$
а) 6250 с; б) 1250 с; в) 2500 с; г) 5000 с.

17. Константа скорости химической реакции зависит от следующих факторов:
а) время, температура, концентрация участников реакции;
б) концентрация участников реакции, температура;
в) время, механизм реакции, температура;
г) механизм реакции, температура.

18. Потенциал какого из электродов не зависит от pH среды:
а) водородного;
б) хингидронного;
в) каломельного;
г) стеклянного.

19. Буферным действием обладает смесь оксалата калия с:
а) уксусной кислотой;
б) лимонной кислотой;
в) щавелевой кислотой;
г) ортофосфорсной кислотой.

20. Для раствора 1 моль/л Na_2SO_4 + 1 моль/л H_2SO_4 ионная сила равна:
а) 4 моль/л;
б) 5 моль/л;
в) 6 моль/л;
г) 2 моль/л.

Открытые
Критерии оценивания: 2 балла –верный ответ; 0 баллов –неверный ответ.

21. Йод распределяется между толуолом и водой. Концентрация йода в толуоле гораздо больше концентрации йода в воде. Как соотносятся между собой химические потенциалы йода в обеих фазах в состоянии равновесия? Ответ - одно слово.

22. Константа и степень электролитической диссоциации слабого электролита связаны соотношением: $K=\alpha^2 c/(1-\alpha)$. Что произойдет с константой диссоциации по мере роста концентрации раствора? Ответ - одно слово.

23. На диаграмме состояния температура-состав двухкомпонентной системы (P= const) имеются точка, в которой степень свободы равна двум. Какому числу равновесных фаз она отвечает? Ответ - одно число.

24. В насыщенный водный раствор бромида серебра добавлен бромид натрия. Как изменилась растворимость и произведение растворимости бромида серебра? Ответ представьте в виде двух отдельных предложений.

Ключи для ОПК-3

Вопрос	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**
Ответы	Б	Г	А	А	Б	Б	В	Б	Б
Вопрос	**10**	**11**	**12**	**13**	**14**	**15**	**16**	**17**	**18**
Ответы	А	Б	В	Б	Б	Б	Б	Г	В
Вопрос	**19**	**20**	**21**	**22**	**23**	**24**			
Ответы	В	В	Равны	Не изменится	1	Растворимость уменьшится. Произведение растворимости не изменится.			

Эссе

1. Докажите, математически, что жидкости больше, чем твердого тела (1 моль одного и того же вещества)?

Ответ: $S_{T2} = S_{T1} + \Delta S = S_{T1} + \int_{T1}^{T2} \frac{\Delta C_P}{T} dT$ Согласно постулату Планка энтропию можно рассчитать по абсолютной величине, зная энтропию вещества при абсолютном нуте температур (S_{T1}). Поскольку при абсолютном нуле вещество находится в виде твердой фазы, а теплоемкость с ростом температуры увеличивается, то при расчете энтропии жидкости в уравнении будет еще два положительных слагаемых $S_{T2} = S_{T1} + \int_{T1}^{T2} \frac{\Delta C_P}{T} dT + \frac{\Delta H_{пл}}{T_{пл}} + \int_{Tпл}^{T3} \frac{\Delta C_P}{T} dT$. Одно для процесса плавления, а второе для нагревания полученной жидкости. Поэтому энтропия жидкости будет больше, чем энтропия такого же количества твердого вещества.

Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.

2. Изменение теплоемкости в ходе химической реакции в некотором интервале температур меньше нуля. Как изменяется тепловой эффект этого процесса при повышении температуры?
Ответ: тепловой эффект с ростом температуры будет уменьшаться. Согласно уравнению Кирхгоффа (в дифференциально или интегральной форме) зависимость теплового эффекта от температуры определяется знаком изменения теплоемкости в ходе реакции.

$$\left(\frac{\partial \Delta H}{\partial T}\right)_P = \Delta C_P \quad \textit{или}$$

$$\Delta H(T2) = \Delta H(T1) + \int_{T1}^{T2} \Delta C_P dT$$

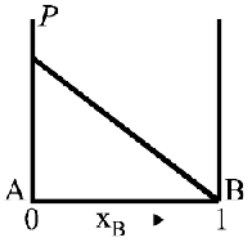
Поскольку по условию задачи изменение теплоемкости отрицательно, то с увеличением температуры тепловой эффект реакции должен уменьшаться.

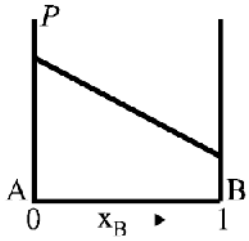
Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.

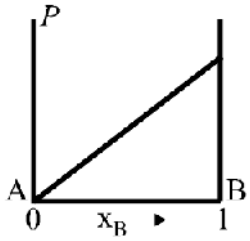
ОПК-6

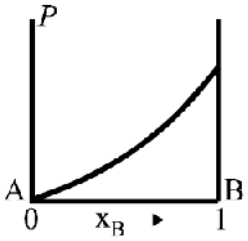
1. При 298 К ионные произведения воды и этилового спирта $K_W(H_2O)=10^{-14}$ и $K_W(C_2H_5OH)=10^{-20}$. В нейтральном водном и этанольном растворах: а) $pH(H_2O)>pH(C_2H_5OH)$; б) $pH(H_2O)<pH(C_2H_5OH)$; в) $pH(H_2O)=pH(C_2H_5OH)$; г) верного ответа нет
2. Удельная электропроводность водного раствора сильного электролита с ростом его концентрации *c* вначале растет, а затем снижается. Появление участка снижения электропроводности на зависимости обусловлено: а) изменением механизма миграционного переноса; б) изменением числа носителей заряда; в) нарастающим влиянием межионных взаимодействий; г) изменением молярной электропроводности.
3. Скорость химической реакции при увеличении ее энергии активации: а) повышается; б) убывает; в) не изменяется; г) может изменяться по разному; д) это зависит от температуры.
4. В соответствии с принципом лимитирующей стадии химической реакции: а) скорость любой сложной химической реакции определяется скоростью самой медленной ее стадии; б) скорость любой сложной химической реакции определяется скоростью самой быстрой ее стадии; в) скоростью самой медленной стадии определяется скорость сложной химической реакции, если она состоит из ряда параллельных реакций; г) скоростью самой быстрой стадии определяется скорость сложной химической реакции, если она состоит из ряда параллельных реакций.
5. Выберите уравнение реакции, соответствующее стандартной энтальпии образования $\Delta_r H_{298}^o$ соединения $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$: а) $Ca(H_2PO_4)_2$(кр) + H_2O(ж) = $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$ (кр); б) Ca(тв) + 6H(г) + 2P(красный) + 9O(г) = $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$ (кр); в) Ca(тв) + 2P(белый) + 4,5O2(г) = Ca(H2PO4)2·H2O(кр); г) верного ответа нет.
6. Какие состояния различных газов или жидкостей называют соответственными: а) состояния при одинаковых температурах и давлениях; б) состояния при одинаковых объемах и температурах; в) состояния разных веществ, имеющие одинаковые значения приведенных переменных; г) состояния различных веществ, имеющие одинаковые критические объемы.
7. Идеальный газ расширяется от объема V1 до объема V2. Работа расширения будет максимальной, если газ расширяется а) обратимо и изотермически; б) обратимо и адиабатически; в) необратимо изотермически; г) обратимо и изобарически.
8. В каких случаях можно пренебречь разностью между изменением энтальпии и изменением внутренней энергии реакции: а) если в реакции участвуют только вещества в конденсированном состоянии; б) если все участники реакции – газообразные вещества; в) если в ходе реакции давление не изменяется; г) если реакция протекает при постоянной температуре.
9. Переход газа из состояния А в состояние В можно осуществить тремя способами (см.рис). В каком случае работа над газом минимальна?

а) по пути 1 б) по пути 2 в) по пути 3 г) одинакова во всех случаях; д) одинакова и минимальна для пути 1 и 3.

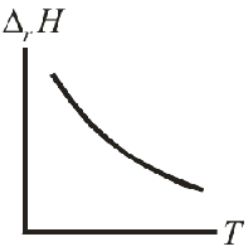
1) 

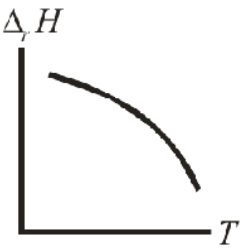
2) 

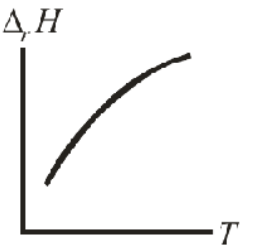
3) 

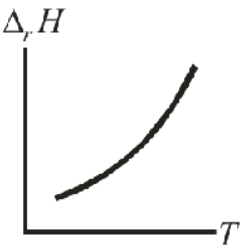
4) 

10. Для некоторой реакции изменение теплоемкости как функция от температуры представлена уравнением $\Delta C_P = \Delta a + \Delta bT + \Delta cT^2$, где Δa; Δb и Δc- коэффициенты, которые больше нуля. Выберите рисунок,кторый показывает, как схематически зависит $\Delta_r H$ от температуры:

а) 

б) 

в) 

г) 

11. При давлении 26,6·103 Па циклогексан (ц) и этилацетат (э) кипят при одинаковой температуре. Чем можно объяснить, что при нормальном давлении $T_{кип}$ циклогексана выше $T_{кип}$ этилацетата на 3,6 °С : а) $\Delta V_{пар}(ц) > \Delta V_{пар}(э)$; б) $\Delta V_{пар}(ц) < \Delta V_{пар}(э)$; в) $\Delta H_{исп}(ц) > \Delta H_{исп}(э)$; г) $\Delta H_{исп}(ц) < \Delta H_{исп}(э)$.
12. Чему равно $\Delta G_{исп}$ и $\Delta F_{исп}$ при равновесном испарении 1 моль жидкости при температуре Т, если пар считать идеальным газом: а) $\Delta G = -RT$, $\Delta F = 0$; б) $\Delta G = 0$, $\Delta F = -RT$; в) $\Delta G = \Delta F = RT$; г) $\Delta G = \Delta F = 0$.
13. Имеется идеальный раствор из летучего (А) и нелетучего (В) компонентов. Как меняется общее давление насыщенного пара над раствором с изменением состава:
14. По закону Генри растворимость газов: а) увеличивается с уменьшением его давления; б) не зависит от давления газа; в) увеличивается с возрастанием давления газа; г) определяется только константой Генри.
15. Согласно I закону Коновалова в паре над раствором больше по сравнению с раствором: а) растворителя; б) растворенного вещества; в) растворителя и растворенного вещества поровну; г) легколетучего компонента.

Открытые

Критерии оценивания:

- 2 балла – указан верный ответ;
- 0 баллов – указан неверный ответ.

15. Какие данные необходимы для графического определения значения энергии активации простой реакции?

Согласно уравнению Аррениуса нужно определить константы скорости реакции при разных температурах и построить график в координатах $\ln k = f(1/T)$. Тангенс угла наклона этой зависимости позволит рассчитать значение энергии активации с точностью до газовой постоянной.

16. Чему равно согласно теории Аррениуса значение pH и pOH водного раствора гидроксида калия с концентрацией 0,01 М.

Гидроксид калия - сильный электролит, поэтому концентрация гидроксид-ионов равна концентрации электролита. Для расчета pH и pOH воспользуемся уравнением:

$$pH = -\lg c_{H^+} \quad pOH = -\lg c_{OH^-}$$

$$pOH = -\lg(0,01) = 2. \quad pH + pOH = 14, \textit{ тогда}$$

$$pH = 14 - 2 = 12.$$

17. Имеются водные растворы глюкозы и хлорида натрия одинаковой концентрации. Будут ли эти растворы изотоническими?

Нет. Хлорид натрия в водном растворе диссоциирует на ионы, а потому число частиц в его растворе будет выше, чем в растворе глюкозы, как и величина осмотического давления.

18. Что больше: энтропия водяного пара, жидкой воды или льда (1 моль вещества)?

Согласно второму закону термодинамики энтропия характеризует степень разупорядоченности в системе. Следовательно энтропия газа выше, чем жидкой воды. У жидкой воды энтропия выше, чем у льда.

19. В элементарной реакции типа 2A → B начальная концентрация вещества A равна 1 моль·л$^{-1}$. Через 10 мин от начала реакции концентрация вещества B составила 0,9 моль·л$^{-1}$. Вычислите константу скорости этой реакции.

Воспользуемся уравнением для реакции II порядка (бимолекулярной):

$$\frac{1}{c} = \frac{1}{c^o} + kt$$

Выражая отсюда константу скорости получим 0,9 л/моль*мин.

Ключи для ОПК-6

Вопросы	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**
Ответы	Б	В	Б	Г	Б	В	Г	А	В
Вопросы	**10**	**11**	**12**	**13**	**14**	**15**	**16**	**17**	**18**
Ответы	Г	В	Б	А	В	Г	1	12;2	1
Вопросы	**19**	**20**							
Ответы	У пара	0,9 л/моль* мин							

Эссе

1. Степень диссоциации газообразного бромида водорода по реакции $2HBr = Br_2 + H_2$ не зависит от давления, но увеличивается с ростом температуры. Объясните эти факты.

Ответ: поскольку процесс диссоциации обратим, то изменение степени диссоциации бромида водорода означает, что при оказании воздействия на систему в реакции должно смещаться равновесие. Реакция диссоциации бромида водорода не сопровождается изменением количества моль, а значит, изменение давления не оказывает влияние на положение равновесия. Поэтому от давления степень диссоциации не зависит. Поскольку с ростом температуры степень диссоциации увеличивается, это означает, что тепловой эффект процесса диссоциации больше нуля, т.е. реакция диссоциации эндотермическая. В этом случае увеличение температуры приведет к увеличению константы равновесия, т.е. к смещению равновесия в сторону продуктов реакции.

Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.

2. Расположите следующие катионы в порядке возрастания их электрической подвижности в

водном растворе: Li^+; K^+; Cs^+. Учтите, что ионные радиусы (по Полингу) составляют 0,090; 0,13 и 0,17 нм соответственно.

Ответ: подвижность иона лития меньше, чем иона калия и меньше, чем катиона цезия $Li^+ < K^+ < Cs^+$.

Несмотря на то, что собственный радиус иона лития меньше, чем калия или цезия, при обсуждении электрической подвижности нужно учитывать радиус гидратированного иона. Поскольку количество диполей растворителя в гидратной оболочке растет с уменьшением собственного ионного радиуса (согласно закону Кулона), то радиус гидратированного иона лития будет самым большим из представленных в задаче катионов, у цезия по этой же причине он будет самым маленьким. Поскольку зарядовые числа катионов одинаковы, то электрическая подвижность катиона цезия будет больше по сравнению с другими катионами, а у катиона лития – самой маленькой.

Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.

ПК-1

1. Фракционной перегонкой смесь двух компонентов можно разделить на чистые вещества, если: а) на диаграмме жидкость-пар имеется азеотропная точка ; б) на диаграмме жидкость-пар нет азеотропной точки ; в) если компоненты не смешиваются г) если компоненты смешиваются ограниченно; д) в любом случае можно разделить
2. Диаграмма состояния вода-анилин имеет верхнюю критическую температуру. При этом с ростом температуры взаимная растворимость двух жидкостей: а) уменьшается б) не меняется; в) увеличивается; г) характер изменения зависит от концентрации компонентов.
3. Энергия активации простой реакции с ростом температуры: а) растет; б) не меняется; в) уменьшается; г) может меняться по разному.
4. Температурный коэффициент Вант-Гоффа равен 3. Температура при протекании реакции типа A=B увеличилась на 30 градусов. Скорость реакции при этом увеличилась: а) в 27 раз; б) в 9 раз; в) в 6 раз; г) в 81 раз; д) кратность определяется внешним давлением
5. Реакции, одна из которых возможна только при одновременном протекании второй, называются: а) сопряженными б) обратимыми в) последовательными г) параллельными д) каталитическими.
6. Какое агрегатное состояние – лед или жидкая вода будет более устойчивым при 273,15 К и 1 атм: а) лед; б) жидкость; в) одинаково устойчивы оба; г) не устойчивы оба.
7. Можно ли превратить жидкую фазу в пар без нагревания: а) да, нужно увеличить давление; б) да, нужно уменьшить давление; в) это зависит от природы вещества; г) такое не возможно.
8. Над какой жидкостью – вода или водный раствор мочевины– давление насыщенного водяного пара выше: а) над раствором; б) над водой; в) одинаково над обеими; г) это зависит от концентрации мочевины.
9. Одно и тоже количество глюкозы растворено в одинаковом (по массе) количестве разных растворителей L_1 и L_2, Давление насыщенного пара над чистыми растворителями одинаково. Понижение давления насыщенного пара над этими растворами будет: а) одинаково; б) различаться; в) это зависит от природы растворителей; г) может быть любым.
10. Наличие катализатора: а) увеличивает скорость как прямой, так и обратной реакции; б) увеличивает скорость прямой реакции и уменьшает скорость обратной реакции; в) позволяет протекать термодинамически запрещенному процессу; г) увеличивает время достижения равновесия.
11. Для реакции первого порядка A → B при начальной концентрации исходного вещества $c_A = 1$ моль·л$^{-1}$ время полупревращения составило 2500 секунд. Каково значение времени полупревращения при $c_A = 2{,}5$ моль·л$^{-1}$ а) 6250 с; б) 1250 с; в) 2500 с; г) 5000 с.
12. Константа скорости химической реакции зависит от следующих факторов: а) время, температура, концентрация участников реакции; б) концентрация участников реакции,

температура; в) время, механизм реакции, температура; г) механизм реакции, температура.

13. Потенциал какого из электродов не зависит от pH среды:
а) водородного; б) хингидронного; в) каломельного; г) стеклянного.

14. Буферным действием обладает смесь оксалата калия с :
а) уксусной кислотой; б) лимонной кислотой; в) щавелевой кислотой; г) ортофосфорсной кислотой.

15. Для раствора 1 моль/л Na_2SO_4 + 1 моль/л H_2SO_4 ионная сила равна:
а) 4 моль/л; б) 5 моль/л; в) 6 моль/л г) 2 моль/л; д) верного ответа нет

Открытые

Критерии оценивания:

- 2 балла – указан верный ответ;
- 0 баллов – указан неверный ответ.

16. Чем принципиально отличаются химические цепи от концентрационных?
Различием материалов анода и катода; протеканием химической реакции.

17. На катодной поляризационной кривой неподвижного электрода обнаружена область независимости плотности тока от перенапряжения, причем вращение электрода приводит к росту плотности тока. Какая стадия является скоростьопределяющей в электрохимическом процессе, протекающем в данной системе?
Диффузионная.

18. Всегда ли существует различие между константами равновесия, выраженными через парциальные давления и молярные концентрации?
Различий нет, если в реакции нет изменения объема.

19. Найти стандартную молярную энтальпию образования аммиака на основании данных о реакциях в газовой фазе:

$$а)\quad 2H_2 + O_2 = 2H_2O,\quad \Delta_r H^\circ_{298,а} = -571,68\ \frac{кДж}{моль};$$

$$б)\quad 4NH_3 + 3O_2 = 6H_2O + 2N_2,\quad \Delta_r H^\circ_{298,б} = -1530,26\ \frac{кДж}{моль}.$$

Ответ приведите в кДж/моль с точностью до целых.
Стандартную молярную энтальпию образования аммиака можно найти, пользуясь законом Гесса и комбинируя реакции: ¼ * [(а)*3-(б)]=-571,68*3-(-1530,26)=-46 (кДж/моль).

20. Константа равновесия K_p реакции $H_2 + I_2 = 2HI$ при 717 К и исходных количествах водорода и иода по 1 моль равна 46,7. Чему равна константа равновесия этой реакции, если исходные количества газов равны 2 моль?
Константа равновесия не зависит от исходных количеств реагентов. Отчет: 46,7

Ключи для ПК-1

Вопросы	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**
Ответы	Б	В	Б	А	А	В	Б	Б	Б
Вопросы	**10**	**11**	**12**	**13**	**14**	**15**	**16**	**17**	18
Ответы	А	Б	Г	В	В	В	различием материалов анода и катода; протеканием химической реакции	диффузионная	Различий нет, если в реакции нет изменения объема
Вопросы	**19**	**20**							
Ответы	-46	46,7							

Эссе:

1. Что произойдет с pH ацетатного буферного раствора величиной его буферной емкости, если его разбавить водой в 100 раз?
   Ответ: pH не изменится, буферная емкость уменьшится.

Согласно уравнению для расчета pH ацетатного буферного раствора (без учета коэффициентов активности)

$pH = -\lg c_{H^+} = pK_{HAc} - \lg \frac{c_{HAc}}{c_{NaAc}}$. Поскольку при разбавлении раствора кратность отношения концентрации кислоты и соли останется той же, а константа диссоциации не зависит от концентрации, то pH буферного раствора не изменится. Буферная емкость определяется также кратность отношения концентрации кислоты и соли, а кроме того и собственными концентрациями электролитов, входящих в ее состав. При разбавлении концентрация каждого электролита уменьшится, значит уменьшится и буферная емкость.

Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.

2. Одно и тоже количество нелетучего вещества А растворено в одинаковом (по массе) количестве разных растворителей L_1 и L_2. Одинаковым ли будет понижение давления насыщенного пара, если давление насыщенного пара над чистыми растворителями одинаково?
Ответ: нет.
Согласно закону Рауля, который может быть записан относительно количества растворенного нелетучего вещества:

$X_2 = \frac{P_1^o - P_1}{P_1^o}$ и учитывая, что

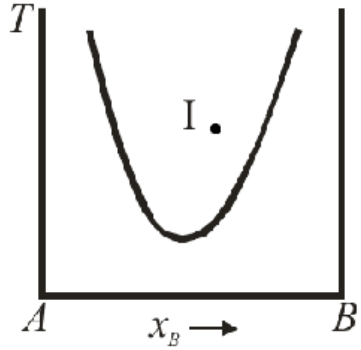
$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$, где $n_1 = \frac{g_1}{M_1}$

По условию задачи растворители L1 и L2 разные, т.е. характеризуются разной молярной массой, то молярная доля растворенного вещества в этих растворителях также будет различаться. Поэтому и понижение давления насыщенного пара при образовании таких растворов совпадать не будет.

Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.

ПК-2

1. Если две жидкости имеют такую диаграмму растворимости, как представлено на рисунке, то в точке I находится: а) компонент А; б) компонент В; в) гомогенный раствор; г) два раствора разного состава.



2. Разложение карбоната магния начнется на воздухе при температуре, когда
а) $\Delta G^0 > 0$; б) $K_P < 1$; в) $P(CO_2) = 1$ [атм]; г) $K_P = 0$; где $P(CO_2)$ – относительное давление диссоциации карбоната магния.
3. Могут ли порядок реакции и молекулярность быть дробными величинами: а) нет;

б) да; в) порядок – да, молекулярность – нет; г) молекулярность – да, порядок – нет.

4. Если температура, константы скорости и начальные концентрации исходных веществ одинаковы, то реакция какого порядка завершится раньше: а)второго б)нулевого; в) первого; г) третьего
5. Для определения константы скорости реакции второго порядка графическим методом следует построить график в координатах: а) ln *c* − t ; б) 1/ *c* − t ; в) 1/ *c* – 1/t; г) *c* – 1/t д) верного ответа нет.
6. Какая из систем представляет равновесный окислительно-восстановительный электрод:
   а) Fe | Fe^{2+}, Fe^{3+};
   б) Pt | Fe^{2+}, Fe^{3+};
   в) Cu | Cu^{2+};
   г) Pt, H_2 | H_3O^+.
7. Согласно закону разбавления константа диссоциации бинарного слабого электролита равна Кдисс =α^2C/(1-α). При увеличении концентрации электролита
   а) константа и степень диссоциации увеличатся;
   б) константа и степень диссоциации не изменятся;
   в) константа диссоциации не изменится, степень диссоциации уменьшится;
   г) константа диссоциации не изменится, степень диссоциации увеличится.
8. Потенциал какого из электродов зависит от pH среды:
   а) кислородного;
   б) хлоридсеребряного;
   в) медного;
   г) хлорного.
9. На основе какого соединения может быть изготовлен электрод II рода, обратимый по ионам Cl^-:
   а) KCl;
   б) NaCl;
   в) AgCl;
   г) $AgNO_3$.
10. Стандартный электродный потенциал какого электрода полагают равным нулю при любых температурах?
    а) водородного;
    б) хлоридсеребряного;
    в) медного;
    г) хлорного.
11. Электродом II рода является:
    а) Ag | AgCl | Cl^-; б) H^+ | H_2 ; в) Ag^+ | Ag; г) Cu^{2+} | Cu^+.
12. Газовым электродом является:
    а) Ag | AgCl | Cl^-; б) H^+ | H_2 ; в) Ag^+ | Ag; г) Cu^{2+} | Cu^+.
13. Буферным действием обладает смесь формиата натрия с :
    а) соляной кислотой; б) лимонной кислотой;
    в) муравьиной кислотой; г) уксусной кислотой.
14. При помощи какого электрода можно потенциометрически определить концентрацию раствора HCl :
    а) стеклянного;
    б) медного;
    в) ртутносульфатного;
    г) хлоридсеребряного.
15. Чем принципиально отличаются химические цепи от концентрационных:
    а) наличием или отсутствием скачка потенциала на границе раздела растворов;
    б) характером температурной зависимости напряжения цепи;
    в) различием металлов анода и катода;
    г) порядком записи элементов цепи.

Открытые

Критерии оценивания:

- 2 балла – указан верный ответ;
- 0 баллов – указан неверный ответ.

16. Табличное значение предельной молярной электропроводности раствора $KClO_4$ при 18°C составляет 122,7 $Ом^{-1}·дм^2·моль^{-1}$. Число переноса иона ClO_4^- равно 0,479. Найти предельную электрическую подвижность этого иона в растворе. Ответ приведите с точностью до целых в $Ом^{-1}·дм^2·моль^{-1}$ (без указания единиц измерения).

Подвижность равна произведению числа переноса иона на молярную электропроводность: 0,479*122,7=59 ($Ом^{-1}·дм^2·моль^{-1}$)

17. Вычислить $E^0_{O_2,H_2O_2|Pt}$ для реакции (1) $O_2 + 2H_3O^+ + 2e^- = H_2O_2 + 2H_2O$,

если стандартные электродные потенциалы для реакций (2) $O_2 + 4H_3O^+ + 4e^- = 6H_2O$

и (3) $H_2O_2 + 2H_3O^+ + 2e^- = 4H_2O$ составляют соответственно: $E^0_{O_2,H_2O|Pt} = 1,229$ В; $E^0_{H_2O_2,H_2O|Pt} = 1,776$ В.

Ответ приведите в милливольтах с точностью до целых (не указывая единицы измерений).

Стандартный потенциал можно рассчитать, комбинируя вначале энергии Гиббса реакций для получения искомой: (1) = (2)-(3). Учитывая основное уравнение электрохимической термодинамики, запишем: -2FE(1) = -4FE(2)-(-2FE(3)), где F – число Фарадея. Отсюда E(1) = 2E(2)-E(3) = 2*1,229-1,776=0,682 (В) = 682 мВ.

18. Стандартный потенциал кадмиевого электрода равен -403 мВ. Какое значение потенциал кадмиевого электрода принимает в растворе с активностью ионов кадмия a(Cd2+) = 1 ? Ответ приведите в милливольтах с точностью до целых (не указывая единицы измерений).

-403 мВ, так как стандартный потенциал – это потенциал при единичной активности потенциалопрееляющих ионов, в данном случае – ионов кадмия.

19. Стандартный потенциал медного электрода равен 0,34 В. Стандартный потенциал хлоридсеребряного электрода равен 0,2 В. Какой электрод является катодом в электрохимической цепи, составленной из медного и хлоридсеребряного электродов в стандартных условиях?

Медный, так как катодом является электрод с более положительным (менее отрицательным) потенциалом.

20. Стандартный потенциал цинкового электрода равен -0,66 В. Стандартный потенциал хлоридсеребряного электрода равен 0,2 В. Укажите полуреакцию, которая будет самопроизвольно протекать на аноде электрохимической цепи, составленной из цинкового и хлоридсеребряного электродов, в стандартных условиях

В данной цепи анодом является цинковый электрод, так как его потенциал отрицательнее. Учитывая, что на аноде протекает реакция окисления полуреакцию следует записать так: $Zn = Zn^{2+} + 2e^-$

Вопросы	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**
Ответы	Г	В	В	Г	В	Б	В	А	В
Вопросы	**10**	**11**	**12**	**13**	**14**	**15**	**16**	**17**	18
Ответы	А	А	Б	В	А	В	59	682	-403
Вопросы	**19**	**20**							
Ответы	медный	$Zn = Zn^{2+} + 2e^-$							

Эссе

1. Имеется водный раствор ацетата аммония. Будет ли pH этого раствора зависеть от концентрации соли? Какой будет среда в водном растворе такой соли?

   Ответ: нет. Ацетат аммония -соль образованная двумя слабыми электролитами. В водном растворе подвергается гидролизу по обоим ионам. pH в растворе такой соли может быть рассчитан $pH = -\lg c_{H^+} = 7 - \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}pK_b$. Поскольку в расчетное выражение не входит

концентрация соли, то pH при изменении ее концентрации не меняется. Кроме того, кислота и основание в данном случае практически одинаковы по силе (константы диссоциации уксусной кислоты и гидроксида аммония близки), то pH будет равен 7.

Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.

2. У какого из двух гальванических элементов, взятых при одинаковой температуре, напряжение больше:

а) Cu | $CuSO_4$ || $CuSO_4$ | Cu; $a_{\pm} = 0,1$ $a_{\pm} = 1,0$

б) Zn| $ZnSO_4$ || $ZnSO_4$ | Zn ? $a_{\pm} = 0,001$ $a_{\pm} = 0,1$

Ответ: у элемента б).
Каждый гальванический элемент представляет собой концентрационную цепь, где на жидкостной границе элиминирован диффузионный потенциал. В каждой цепи оба электрода – электроды I рода. В таком элементе напряжение будет определяться соотношением концентраций (активностей) потенциалопределяющих ионов. Поскольку оба электролита симметричные 2,2-зарядные, можно приравнять среднюю ионную активность и активность каждого иона. При этом в цепи а) соотношение активностей будет равно 10, тогда как в элементе б) 100. Поэтому напряжение элемента б) будет больше.

Критерии оценивания:
5 баллов - дан верный обоснованный ответ;
2 балла – дан верный без обоснования;
0 баллов – ответ неверен.