


МИНОБРНАУКИ РОССИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «ВГУ»)

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой
физической химии



д.х.н., доц. О.А. Козадеров

20.04.2020 г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ
ДИСЦИПЛИНЫ
Б1.О.10 Физическая химия**

- 1. Код и наименование направления подготовки/специальности:**
04.05.01 - Фундаментальная и прикладная химия
 - 2. Профиль подготовки/специализация:** Фундаментальная химия в профессиональном образовании
 - 3. Квалификация выпускника:** Химик. Преподаватель химии.
 - 4. Форма обучения:** очная
 - 5. Кафедра, отвечающая за реализацию дисциплины:** физической химии
 - 6. Составители программы:** Введенский Александр Викторович, д.х.н., проф., Козадеров Олег Александрович, д.х.н., доц., Грушевская Светлана Николаевна, к.х.н., доц., Бобринская Елена Валерьевна, к.х.н., доц.
 - 7. Рекомендована:** научно-методическим советом химического факультета от 19.03.2020, протокол № 3.
 - 8. Учебный год:** 2020-2021 **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.

Требования к входным знаниям, умениям и навыкам: уметь дифференцировать и интегрировать элементарные функции, знать специальные интегралы, основы линейной алгебры, квантовой механики, квантовой химии, молекулярной физики и классической термодинамики, применять знания о строении молекул.

Физическая химия является предшествующей для следующих дисциплин: «Теоретические основы электрохимических технологий», «Компьютерное моделирование электрохимических систем», «Методы неравновесной термодинамики в химии».

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 ОПК-1.2 ОПК-1.3	Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов. Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.	знать: основы физической химии и электрохимии; уметь: применять теоретические основы термодинамики и кинетики при решении профессиональных задач; иметь навыки: использования теоретических основ физической химии при решении экспериментальных задач.

ОПК-2	Способен проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности	ОПК-2.1 ОПК-2.2 ОПК-2.3	Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности Использует существующие и разрабатывает новые методики получения и характеристики веществ и материалов для решения задач профессиональной деятельности Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием современного научного оборудования	знать: правила техники безопасности при работе в химической лаборатории уметь: реализовать на практике основные методики физико-химического анализа; применять средства индивидуальной защиты владеть: базовыми приемами предупреждения и ликвидации последствий аварийных ситуаций
ОПК-3	Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием, используя современное программное обеспечение и базы данных профессионально го назначения	ОПК-3.1 ОПК-3.2	Применяет теоретические и полуэмпирические модели при решении задач химической направленности Использует стандартное программное обеспечение и специализированные базы данных при решении задач профессиональной деятельности	знать: теоретические основы базовых методик физико-химического анализа уметь: использовать теоретические основы физической химии и электрохимии при решении практических задач владеть: базовыми методиками химической и электрохимической термодинамики и кинетики
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 ОПК-6.2 ОПК-6.3 ОПК-6.4	Представляет результаты работы в виде отчета по стандартной форме на русском языке Представляет информацию химического содержания с учетом требований библиографической культуры Готовит презентацию по теме работы и представляет ее на русском и английском языках Представляет результаты работы в виде научной публикации (тезисы доклада, статья, обзор) на русском и английском языке	знать: современные требования библиографической культуры уметь: представлять результаты работы в виде научной публикации и презентации на русском и английском языках владеть: мультимедийной техникой, программным обеспечением

ПК-1	Способен проводить сбор, систематизацию и критический анализ научной, технической и патентной информации, необходимой для решения исследовательских задач химической направленности	ПК-1.1 ПК-1.2	Обеспечивает сбор научной, технической и патентной информации, необходимой для решения исследовательских задач Составляет аналитический обзор собранной научной, технической и патентной информации по тематике исследовательского проекта	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-2	Способен планировать работу и выбирать адекватные методы решения научно-исследовательских задач в области аналитической, физической, неорганической, органической и полимерной химии	ПК-2.1 ПК-2.2	Составляет общий план исследования и детальные планы отдельных стадий 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. Навыками работы с современными средствами измерений.

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

Форма промежуточной аттестации – 3 семестр: экзамен;

4 семестр: зачет, экзамен, курсовая работа

13. Виды учебной работы

Вид учебной работы		Трудоемкость			
		Всего	По семестрам		
			3	4	...
Аудиторные занятия		312	160	152	
в том числе:	лекции	104	50	54	
	практические				
	лабораторные	192	102	90	
	групповые консультации	16	8	8	
Самостоятельная работа		156	92	64	
в том числе: курсовая работа				+	
Форма промежуточной аттестации (экзамен – 72 час.)		72	36	36	
Итого:		540	288	252	

Содержание дисциплины

п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела дисциплины	Реализация раздела дисциплины с помощью онлайн-курса, ЭУМК
1. Лекции			
1.1	Первый закон термодинамики. Термохимия.	<p>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 системам. 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.</p>	<p>УЭМК «Физическая химия 2к ФПХ» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916</p>
1.2	Второй закон термодинамики. Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций	<p>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.</p>	<p>УЭМК «Физическая химия 2к ФПХ» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916</p>

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 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. Термодинамика 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.	УЭМК «Физическая химия 2к ФПХ» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916
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. Расчет константы равновесия реакции при заданной температуре. Метод Шварцмана-Темкина.	УЭМК «Физическая химия 2к 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. Автокаталитические реакции. Гетерогенный катализ. Активность и селективность катализаторов. Энергия активации каталитических реакций. Теория мультиплетов Баландина. Теория активных ансамблей Кобозева.	УЭМК «Физическая химия 2к ФПХ» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9916

1.6	Равновесные процессы в растворах электролита в	<p>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.</p> <p>Механизмы образования растворов электролитов. Роль ион-дипольных взаимодействий в растворах. Сольватация (гидратация) иона. Термодинамические функции образования ионов в растворах и их практическое определение.</p> <p>Межионные взаимодействия в растворах электролитов. Принципы термодинамического описания. Средний ионный коэффициент активности и средняя ионная активность. Выбор стандартного состояния. Правила Льюиса–Рендала. Правило Брэнстеда. Предпосылки и основные выводы теории растворов сильных электролитов Дебая–Хюккеля.</p> <p>Основные положения теории кислот и оснований Брэнстеда–Лоури. Сопряженные кислотно-основные пары. Протолитическое и автопротолитическое равновесия. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Константа кислотности и константа основности. Степень протолиза. Кислотно-основные буферные растворы. Произведение растворимости и условие образования малорастворимых гидроксидов в растворах.</p>	<p>УЭМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084</p>
1.7	Ионный транспорт в растворах электролитов	<p>Основные механизмы ионного транспорта. Термодинамические условия возникновения потоков диффузии, миграции, конвекции. Электрохимический потенциал. Соотношение Нернста–Эйнштейна. Диффузия в растворах электролитов. Понятие о диффузионном потенциале.</p> <p>Электрическая проводимость растворов электролитов: удельная, молярная. Электрическая подвижность ионов. Предельная электрическая подвижность ионов. Закон Кольрауша и следствия из него. Правило Вальдена–Писаржевского. Аномальная электропроводность ионов. Влияние различных факторов на электропроводность растворов. Числа переноса ионов и методы их определения.</p> <p>Элементы теории электропроводности Дебая–Хюккеля–Онзагера. Электрофоретическое и релаксационное торможения. Эффекты Вина и Дебая–Фалькенгагена. Эффект Фарадея.</p> <p>Измерение электропроводности растворов с применением постоянного и переменного тока. Кондуктометрическое титрование.</p>	<p>УЭМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084</p>
1.8	Термодинамика гетерогенных электрохимических систем	<p>Потенциалы, характеризующие электрическое состояние фазы: поверхностный, внешний, внутренний. Химический и электрохимический потенциалы частиц. Вольта-потенциал. Гальвани-потенциал. Понятие электродного потенциала. Уравнение Нернста для равновесного гальвани-потенциала и равновесного электродного потенциала. Стандартный водородный электрод. Таблицы стандартных электродных потенциалов. Ряд напряжений металлов.</p> <p>Равновесная электрохимическая цепь. Правила записи. Напряжение цепи, связь с потенциалами отдельных электродов. Анод и катод в электрохимической цепи. Основное уравнение электрохимической термодинамики. Уравнение Гиббса–Гельмгольца для напряжения электрохимической цепи.</p> <p>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. Потенциал Доннана. Мембранный потенциал. Ионселективные электроды. Стекланный электрод.</p> <p>Диффузионный потенциал и методы его элиминирования. Классификация электрохимических цепей. Физические цепи. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Химические цепи. Химические источники тока.</p>	<p>УЭМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084</p>

		Потенциометрия и ее возможности. Определение чисел переноса и коэффициентов активности ионов, стандартных электродных потенциалов, произведения растворимости малорастворимых электролитов потенциометрическим методом. Потенциометрическое титрование.	
1.9	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая коррозия металлов	<p>Электролизер. Анод и катод в электролизере. Законы Фарадея. Отклонения от законов Фарадея. Выход по току. Плотность тока и скорость электродной реакции. Поляризация электрода. Многостадийность электродных процессов. Лимитирующая стадия электродного процесса. Понятие о перенапряжении стадий перехода заряда, диффузии, химической реакции, кристаллизации. Теория диффузионного перенапряжения. Диффузионный слой Нернста. Вольтамперные характеристики (поляризационные кривые) электрода в случае замедленной диффузии. Предельный диффузионный ток.</p> <p>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. Уравнение Тафеля. Адсорбция и электрокапиллярные кривые. Потенциал нулевого заряда. Уравнение Липпмана. Двойной электрический слой на границе металла и раствора. Емкость двойного электрического слоя. Модельные представления о строении двойного электрического слоя.</p> <p>Электрохимическая коррозия металлов. Коррозия с водородной и с кислородной деполяризацией. Потенциал коррозии. Ток коррозии. Диаграммы Эванса и их значение. Активное, пассивное и транспассивное состояние металла. Анодная и катодная защита. Протекторы. Ингибиторы коррозии.</p>	<p>УЭМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084</p>
2. Практические занятия не предусмотрены учебным планом			
3. Лабораторные работы			
3.1	Первый закон термодинамики. Термохимия.	<p>Определение теплоты диссоциации слабой кислоты</p> <p>Определение теплоты гидратации гидратации соли</p> <p>Определение теплоты окисления щавелевой кислоты</p> <p>Определение теплоты образования твердого раствора</p> <p>Определение теплоемкости жидких и твердых веществ</p>	
3.2	Второй закон термодинамики. Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций	Измерение температурного коэффициента ЭДС	
3.3	Термодинамика растворов и фазовых равновесий	<p>Криоскопия. Определение молярной массы вещества</p> <p>Криоскопия. Определение степени электролитической диссоциации</p> <p>Определение коэффициента распределения йода между органическим и неорганическим растворителями</p> <p>Двухкомпонентные системы с ограниченной растворимостью в жидком состоянии (система фенол-вода)</p> <p>Трехкомпонентные системы с ограниченной растворимостью в жидком состоянии</p>	
3.4	Химическое равновесие	Химическое равновесие в системе йодид калия – хлорид железа (III)	
3.5	Основы химической кинетики и катализа	<p>Гомогенно-каталитическое окисление йодида калия персульфатом аммония</p> <p>Каталитическое разложение пероксида водорода</p> <p>Кинетика гидролиза уксусного ангидрида</p> <p>Кинетика растворения сульфата кальция в воде</p> <p>Кинетика омыления этилацетата</p>	

3.6	Равновесные процессы в растворах электролитов	<p>Определение ионного произведения воды</p> <p>Нахождение констант образований одноядерных комплексов металлов</p> <p>Определение концентрационной константы диссоциации слабой кислоты</p> <p>Определение концентрационной константы гидролиза соли</p> <p>Определение произведения растворимости труднорастворимой соли серебра</p> <p>Определение произведения растворимости труднорастворимого гидроксида</p>	
3.7	Ионный транспорт в растворах электролитов	<p>Измерение собственной электрической проводимости воды или водно-органического растворителя</p> <p>Определение предельной молярной электропроводности сильного электролита</p> <p>Проверка закона разбавления Оствальда</p> <p>Определение константы диссоциации уксусной кислоты в разных растворителях</p> <p>Кондуктометрическое титрование</p> <p>Определение чисел переноса ионов методом движущейся границы</p> <p>Определение чисел переноса ионов методом Гитторфа</p>	
3.8	Термодинамика гетерогенных электрохимических систем	<p>Реализация электрода I рода и определение стандартного потенциала</p> <p>Реализация электрода II рода и определение его стандартного потенциала</p> <p>Реализация окислительно-восстановительного электрода и определение его стандартного потенциала</p> <p>Газовый водородный электрод</p> <p>Ионоселективный стеклянный электрод</p> <p>Определение pH водного раствора потенциометрическим методом</p> <p>Потенциометрическое титрование</p>	
3.9	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая коррозия металлов	<p>Электролиз водных растворов электролитов</p> <p>Изучение закономерностей анодного растворения меди в хлоридных электролитах</p> <p>Изучение кинетики восстановления кислорода на стационарном медном электроде в кислых хлоридных или сульфатных растворах</p> <p>Изучение кинетики восстановления кислорода на вращающемся дисковом электроде</p> <p>Исследование работы коррозионного элемента</p> <p>Измерение емкости ДЭС на твердом электроде при помощи моста переменного тока</p> <p>Получение гальваностатической кривой заряжения Pt(Pt)-электрода в серной кислоте</p> <p>Исследование адсорбции атомарного водорода на платинированной платине методом циклической линейной вольтамперометрии</p> <p>Исследование влияния ингибиторов на кинетику анодных и катодных процессов на железе в кислой среде</p>	

13.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Виды занятий (часов)				
		Лекции	Групповые консультации	Лабораторные	Самостоятельная работа	Всего
1	Первый закон термодинамики. Термохимия.	10	1	18	24	53
2	Второй закон термодинамики. Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций	12	2	12	26	52
3	Термодинамика растворов и	12	2	24	26	64

	фазовых равновесий					
4	Химическое равновесие	8	1	24	24	57
5	Основы химической кинетики и катализа	8	2	24	28	62
6	Равновесные процессы в растворах электролитов	14	2	20	26	62
7	Ионный транспорт в растворах электролитов	12	2	22	24	60
8	Термодинамика гетерогенных электрохимических систем	16	2	24	24	56
9	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая коррозия металлов	12	2	24	26	64
	Итого:	104	16	192	228	540

14. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

При освоении лекционного материала необходимо работать не только с конспектами лекций, но и с рекомендованной учебной и методической литературой. 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 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 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.

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

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. заведений, 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	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 >.
4	Варенцов, В.К. Электрохимические системы и процессы / В.К. Варенцов ; Рогожников Н. А. ; Уваров Н. Ф. — Новосибирск : НГТУ, 2011. — 102 с. — <URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228776 >.

б) дополнительная литература:

№ п/п	Источник
5	Еремин Е.Н. Основы химической термодинамики : учебное пособие для студ. хим. спец. ун-тов / Е.Н. Еремин .— М. : Высшая школа, 1974 .— 340 с.
6	Полторак О.М. Термодинамика в физической химии : учебник для хим. и хим.-технол. спец. вузов / О.М. Полторак .— М. : Высш. шк., 1991 .— 318 с.
7	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.
8	Физическая химия : в 2 кн. / К. С. Краснов [и др.]. - Кн. 1: Строение вещества. Термодинамика .— 3-е изд., испр. — 2001 .— 511 с.
9	Физическая химия : В 2 кн. / К. С. Краснов [и др.]. - Кн. 2: Электрохимия. Химическая кинетика и катализ .— 3-е изд., испр. — 2001 .— 318 с.
10	Эткинс П. Физическая химия : в 3-х частях / П.Эткинс, Дж. Де Паула. – Часть 1. Равновесная термодинамика. – М. : Мир, 2007. – 494с.
11	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.
12	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.
13	Романовский Б.В. Основы химической кинетики / Б.В. Романовский. – М. : Экзамен, 2006. – 415с.
14	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.
15	Дамаскин Б.Б. Основы теоретической электрохимии : учеб. пособие для студ. химич. спец. вузов / Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий .— М. : Высшая школа, 1978 .— 238 с.
16	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.
17	Багоцкий В.С. Основы электрохимии / В.С. Багоцкий. — М. : Химия, 1988 .— 399 с.
18	Ротинян А.Л. Теоретическая электрохимия / А. Л. Ротинян, К. И. Тихонов, И. А. Шошина. — Л. : Химия, 1981 .— 422 с.
19	Измайлов Н.А. Электрохимия растворов / Н.А. Измайлов .— 3-е изд., исправ .— М. : Химия, 1976 .— 488с.
20	Никольский Б.П. Ионоселективные электроды / Б.П. Никольский, Е.А. Матерова .— Л. : Химия. Ленингр. отд-ние, 1980 .— 239 с.
21	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.
22	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.
23	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.
24	Практикум по электрохимии : учеб. пособие для химич. спец. вузов / Б.Б. Дамаскин [и др.]. — М. : Высш.шк., 1991 .— 287 с.
25	Потенциометрия. Ч.4: Практикум по специальности 011000- Химия / сост.: А.В. Введенский [и др.]. — 2003 .— 79 с. (№ 720).
26	Еремин В.В. Задачник по физической химии / В.В. Еремин [и др.] – М. : Экзамен, 2003. – 318 с.
27	Лабовиц, Л. Задачи по физической химии с решениями / под ред. Ю. В. Филиппова .— М. : Мир, 1972 .— 442 с.
28	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.
29	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.
30	Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А.А. Равделя, А.И. Пономаревой .— М. : Вербум-М, 2008 .— 230 с.
31	Добош Д. Электрохимические константы : справ. для электрохимиков / Д. Добош. — М. : Мир, 1980 .— 364 с.
32	Справочник по электрохимии / под ред. А.М. Сухотина .— Л. : Химия . Ленингр. отд-ние, 1981 .— 486 с.

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

33	www.lib.vsu.ru – ЗНБ ВГУ
34	УЭМК «Физическая химия 2к» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9899
35	УЭМК «Электрохимия» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084

16. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы (учебно-методические рекомендации, пособия, задачки, 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	Физическая химия : Рабочая программа курса для студ. хим. фак. по специальности "Химия" / Воронеж. гос. ун-т. каф. физ. химии; Сост.: А. В. Введенский [и др.] — Воронеж : Б.и., 2002 .— 16 с. <URL: http://www.lib.vsu.ru/elib/texts/method/vsu/feb03019.pdf >.
3	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 >.
4	Кинетика химических и электрохимических процессов. Электропроводность : практикум по спец. 011000- Химия / Сост.: А.В. Введенский [и др.] — Воронеж : ЛОП ВГУ, 2003. - Ч. 2 . — 82 с.(№ 648). — URL: http://www.lib.vsu.ru/elib/texts/method/vsu/jan04053.pdf .
5	Равновесные электродные системы. Граница раздела заряженных фаз : практикум по спец. 011000- Химия / сост.: А.В. Введенский [и др.]. — Воронеж, 2003- Ч. 3 / Сост.: А.В. Введенский, Е.В. Бобринская, И.В. Протасова, Н.В. Соцкая. — 79 с. : (№ 719) — <URL: http://www.lib.vsu.ru/elib/texts/method/vsu/jan04059.pdf >.
6	Сборник примеров и задач по физической химии : для студ. химич. фак. всех форм обучения / сост.: Кравченко Т. А., Введенский А.В., Козадеров О. А. - Ч.1: 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 обучения / 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.

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

При реализации учебной дисциплины используются 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.

18. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Проектор, ноутбук, экран, реактивы и химическая посуда, доска ученическая, шкаф вытяжной, водяная баня, термостат, комплексная лаборатория по физической химии (термодинамики и кинетика), весы аналитические, иономеры, сушильный шкаф, аквадистиллятор.

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-3 ОПК-2	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3, ОПК-2.1, ОПК-2.2, ОПК-3.3, ОПК-3.1, ОПК- 3.2	Контрольная работа №1 Лабораторные работы
2.	Второй закон термодинамики. Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций	ОПК-1 ОПК-3 ОПК-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	Комплект тестов №1 Контрольная работа №1 Лабораторные работы
3	Термодинамика растворов и фазовых равновесий	ОПК-1 ОПК-3 ОПК-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	Комплект тестов №1 Контрольная работа №1 Лабораторные работы
4	Химическое равновесие	ОПК-1 ОПК-3 ОПК-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	Комплект тестов №1 Контрольная работа №1 Лабораторные работы
5	Основы химической кинетики и катализа	ОПК-1 ОПК-3 ОПК-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	Комплект тестов №2 Контрольная работа №2 Лабораторные работы
6	Равновесные процессы в растворах электролитов	ОПК-1 ОПК-3 ОПК-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	Комплект тестов №2 Контрольная работа №2 Лабораторные работы
7	Ионный транспорт в растворах электролитов	ОПК-1 ОПК-3 ОПК-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	Комплект тестов №2 Контрольная работа №2 Лабораторные работы
8	Термодинамика гетерогенных электрохимических систем	ОПК-1 ОПК-3 ПК-1 ОПК-2 ОПК-6 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	Комплект тестов №2 Контрольная работа №2 Курсовая работа

9	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая коррозия металлов	ОПК-1 ОПК-3 ПК-1	ОПК-2 ОПК-6 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	Контрольная работа №2 Курсовая работа
Промежуточная аттестация форма контроля – зачет, экзамен					Комплект тестов №1, Комплект тестов №2 Комплект КИМ №1, Комплект КИМ №2

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. Текущая аттестация проводится в формах: устного опроса (индивидуальный опрос, фронтальная беседа, доклады); письменных работ (контрольные, лабораторные работы); тестирования; оценки результатов практической деятельности (курсовая работа). Критерии оценивания приведены ниже. Контроль успеваемости по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств:

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» / «незачтено». 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 % правильных ответов на вопросы теста.

Комплекты КИМ и варианты контрольных заданий, тем рефератов и курсовых работ.

Комплект тестов № 1

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
_____.2023

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

Контрольно-измерительный материал № 1

1. Аналитическое выражение первого начала термодинамики в дифференциальной форме может быть записано следующим образом:

$$\delta Q = dU + \delta W .$$

Объясните, почему для элементарных приращений Q, U, W используются разные символы.

2. Докажите, что теплота и работа являются функциями процесса. В каком из процессов работа расширения идеального газа будет больше:
- в изотермическом;
 - 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:
- V, T ;
 - P, T ;
 - иные параметры и их сочетания;
 - никогда не равна.
5. Отношение C_p/C_v всегда:
- больше единицы;
 - меньше единицы;
 - равно единице.
6. Тепловой эффект химической реакции с ростом температуры:
- всегда повышается;
 - всегда убывает;
 - не изменяется;
 - 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:
- экзотермичен;
 - эндотермичен;
 - тепловой эффект отсутствует.
8. Почему теплота нейтрализации сильных кислот одинакова, но отличается от теплоты нейтрализации слабых кислот?
9. Докажите, что для моля идеального газа $C_p - C_v = R$.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
___.2023

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

Контрольно-измерительный материал № 2

1. Энтропия самопроизвольного процесса в изолированной системе:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется.
2. При изотермическом смешении газов энтропия:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется.
3. Что больше энтропия 1 моль кристаллического вещества или энтропия 1 моль его паров при той же температуре?
4. При изотермическом расширении идеального газа внутренняя энергия, как известно, остается постоянной. Тогда, согласно 1 началу термодинамики, $Q = W$, т.е. вся теплота, подводимая к газу, переходит в работу. Не противоречит ли этот вывод 2 началу термодинамики, утверждающему невозможность полного превращения теплоты в работу?
5. О возможности протекания химической реакции в закрытой системе при $P; T = \text{Const}$ следует судить по знаку изменения:
 - а) энтропии;
 - б) энтальпии;
 - в) энергии Гиббса.
6. Покажите общий вид зависимости энергии Гиббса от естественных переменных.
7. Энергия Гиббса в ходе самопроизвольной химической реакции при $P; T = \text{Const}$:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется.
8. 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.
9. В чем сходство и различия понятий: функция состояния, характеристическая функция, термодинамический потенциал?

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
___.2023

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

Контрольно-измерительный материал № 3

1. Стандартный химический потенциал компонента определяется:
 - а) температурой T ;
 - б) давлением P ;
 - в) активностью (концентрацией);
 - г) сочетанием этих параметров.
2. Справедливо ли уравнение Гиббса-Дюгема для химических потенциалов?
3. В процессе осмоса через полупроницаемую мембрану проникает:
 - а) растворенное вещество;

- б) растворитель;
в) раствор.
4. Как изменяется химический потенциал компонента в процессе самопроизвольного перехода из одной фазы в другую в гетерогенной системе:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется.
 5. В каком случае растворимость газа в жидкости больше:
 - а) в идеальном растворе;
 - б) при положительных отклонениях от идеальности;
 - в) при отрицательных отклонениях от идеальности.
 6. Для раствора вещества А в растворителе В верен закон Генри. Как связаны между собой стандартные химические потенциалы вещества А в паровой и жидкой фазах?
 7. На диаграмме состояния температура-состав двухкомпонентной системы имеются точки, для которых степень свободы равна двум. Какому числу равновесных фаз она отвечает:
 - а) 1; б) 2 ; в) 3 ; г) 4.
 8. Почему кривая сублимации на Р-Т диаграмме однокомпонентной системы всегда круче, чем кривая испарения?
 9. Почему наблюдается криоскопический эффект?

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
_____.2023

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

Контрольно-измерительный материал № 4

1. Как энергия Гиббса химической реакции изменяется с ростом активности (концентрации) исходных веществ:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется.
2. Как энергия Гиббса химической реакции изменяется с ростом температуры:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется;
 - г) может меняться сложным образом.
3. Константа равновесия химической реакции с ростом термодинамической активности исходных веществ:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется.
4. Константа равновесия химической реакции изменяется с ростом температуры:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется;
 - г) ответ зависит от знака теплового эффекта.
5. С ростом концентрации реагентов равновесный выход продуктов химической реакции:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется.
6. С увеличением давления равновесный выход продуктов химической реакции:
 - а) повышается;
 - б) снижается;
 - в) не меняется;
 - г) меняется более сложным образом.
7. Как и в каких реакциях давление может повлиять на выход продуктов?
8. Всегда ли существует различие между константами равновесия K_p и K_c ?
9. Напишите выражения для закона действия масс.

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

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

Контрольно-измерительный материал № 5

- Для самопроизвольного течения химической реакции необходимо, чтобы произведение химического средства A и скорости реакции V было:
 - равно нулю;
 - больше нуля;
 - меньше нуля.
- Для характеристики равновесия химической реакции необходимо выполнение условия $A \cdot V = 0$, где A - химическое средство, V - скорость химической реакции. Каким требованиям это условие соответствует:
 - $A > 0, V = 0$;
 - $A = 0, V > 0$;
 - $A = 0, V = 0$.
- Энергия активации химической реакции с ростом температуры:
 - всегда повышается;
 - всегда убывает;
 - не изменяется;
 - может меняться более сложным образом.
- Скорость химической реакции при увеличении ее энергии активации:
 - повышается;
 - убывает;
 - не изменяется.
- Химическая реакция протекает через последовательные стадии. Скорость реакции в целом определяется параметрами:
 - самой быстрой стадии;
 - самой медленной стадии;
 - не зависит от параметров отдельных стадий.
- Какая стадия считается лимитирующей в системах параллельных и последовательных реакций?
- Может ли порядок реакции быть нулевым, дробным, отрицательным?
- Обсудите правильность утверждения; поскольку катализатор не записывается как реагент в суммарном стехиометрическом уравнении химической реакции, концентрация катализатора не может входить в кинетическое уравнение.
- Какова роль макрокинетических процессов в гетерогенном катализе?

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

Комплект тестов № 2

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
_____.2023

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

Контрольно-измерительный материал № 1

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 верно:
 - 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_\pm);
 - б) средне-ионная (a_\pm);
 - в) катиона (a_+) или аниона (a_-).
6. Какая из систем представляет равновесный окислительно-восстановительный электрод:
 - а) Cu | Cu⁺, Cu²⁺;
 - б) Pt | Cu⁺, Cu²⁺;
 - в) Pt | Ag⁺, Cu²⁺.
7. В теории Дебая-Хюккеля средне-ионного коэффициента активности размер "ионной атмосферы" (дебаевский радиус экранирования) с ростом концентрации ионов:
 - а) падает;
 - б) растёт;
 - в) не изменяется.
8. Напряжение цепи $M_1 | L_1 || L_2 | M_2$ больше нуля, а цепи $M_2 | L_2 || L_1 | M_1$ 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. Какое из следующих выражений не является уравнением Гиббса-Гельмгольца:
 - а) $\Delta H = \Delta G - T\Delta S$;
 - б) $\Delta H = -zFE + zFT \left(\frac{dE}{dT} \right)_p$;
 - в) оба.
11. 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.
12. Ток обмена электрохимической Ох,Red-реакции:
 - а) не зависит от активностей реагентов;
 - б) зависит от активности обоих реагентов;
 - в) зависит от активности лишь одного из реагентов.

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

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

Контрольно-измерительный материал № 2

- Константа и степень диссоциации электролитической диссоциации слабого электролита связаны соотношением: $K = \alpha^2 C / (1 - \alpha)$. По мере роста концентрации раствора C что произойдет с K :
а) увеличится; б) уменьшится; в) не изменится.
- 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.
- В каких растворителях ионы H_3O^+ и OH^- не обладают аномально высокой электропроводностью:
а) протонных; б) протонных; в) апротонных.
- Возникает ли двойной электрический слой на границе платины с абсолютно чистой водой:
а) да; б) нет; в) возникает, но быстро исчезает.
- Какой из параметров гидратации отдельного иона может быть определен экспериментально:
а) реальная теплота гидратации;
б) химическая теплота гидратации;
в) ни один.
- Потенциал какого из электродов не зависит от pH среды:
а) водородного;
б) хингидронного;
в) каломельного;
г) стеклянного.
- Какое из условий выбора стандартного состояния для компонентов раствора электролита является верным:
а) $a_{\ominus}^0 \neq a_{+}^0 = a_{-}^0$; б) $a_{\ominus}^0 = a_{+}^0 \neq a_{-}^0$;
в) $a_{\ominus}^0 = a_{+}^0 = a_{-}^0$; г) $a_{\ominus}^0 \neq a_{+}^0 \neq a_{-}^0$.
- На основе какого соединения может быть изготовлен электрод II рода, обратимый по ионам Br^- :
а) $LiBr$; б) KBr ; в) $AgBr$.
- 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.
- Какое из выражений дает величину Гальвани-потенциала на границе фаз, если на ней идет электрохимическая реакция:
а) $g_{\alpha/\beta} = -\frac{1}{zF} \left[\sum_i (\tilde{\mu}_i \nu_i)^\beta - \sum_i (\tilde{\mu}_i \nu_i)^\alpha \right]$ б) $g_{\alpha/\beta} = -\frac{1}{zF} \left[\sum_i (\mu_i \nu_i)^\beta - \sum_i (\mu_i \nu_i)^\alpha \right]$
в) $g_{\alpha/\beta} = -\frac{1}{zF} \left[\sum_i (\tilde{\mu}_i)^\beta - \sum_i (\tilde{\mu}_i)^\alpha \right]$
- Стандартный электродный потенциал водородного электрода полагают равным нулю при:
а) $T=0$ К б) $T=298$ К в) любых T .
- Удельная электропроводность водного раствора сильного электролита с ростом его концентрации вначале растет, а затем снижается. Появление участка снижения обусловлено:
а) изменением механизма миграционного переноса;
б) изменением числа носителей заряда;
в) нарастающим влиянием межйонных взаимодействий.

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

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

Контрольно-измерительный материал № 3

1. Энергия какого из межчастичных взаимодействий в растворе электролита наиболее резко зависит от расстояния между частицами:
а) диполь-дипольного;
б) ион-дипольного;
в) ион-ионного.
2. Ион-ионное взаимодействие при диффузии ионов в растворе электролита:
а) проявляется сильнее, чем при миграции;
б) проявляется слабее, чем при миграции;
в) вообще не играет роли.
3. Различаются ли напряжения электрохимических цепей:
(-) Pt | M₁ | L | M₂, Pt (+) и (-) Pt | M₂ | M₁ | L | M₂, Pt (+)
а) да;
б) нет;
в) различаются по знаку, но не по величине;
г) различаются как по знаку, так и по величине.
4. Различие между химическим и электрохимическим потенциалами ионов i-го сорта обязательно нужно учитывать при описании равновесных процессов:
а) в объеме раствора электролита;
б) на границе раздела проводящих фаз;
в) в обоих случаях.
5. Электродом I рода является:
а) Ag | AgCl | Cl⁻; б) H⁺ | H₂; в) Ag⁺ | Ag; г) Cu²⁺ | Cu⁺.
6. Коэффициент активности иона с ростом его концентрации в растворе:
а) всегда повышается;
б) всегда убывает;
в) не изменяется;
г) снижается, а затем возрастает.
7. Средняя энергия каких взаимодействий является объектом расчета в теории Дебая-Хюккеля:
а) ион-ионных; б) ион-дипольных; в) диполь-дипольных.
8. Буферным действием обладает смесь оксалата калия с :
а) соляной кислотой; б) лимонной кислотой;
в) щавелевой кислотой; г) уксусной кислотой.
9. В реакции протолитического равновесия CH₃COOH + H₂F₂ = CH₃COOH₂⁻ + HF₂⁻ роль кислот играют:
а) CH₃COOH и H₂F₂;
б) CH₃COOH₂⁻ и CH₃COOH;
в) H₂F₂ и CH₃COOH₂⁻;
г) H₂F₂ и HF₂⁻.
10. В основном уравнении электрохимической термодинамики для напряжения гальванической цепи величина ΔG представляет:
а) свободную энергию Гиббса анодной реакции;
б) свободную энергию Гиббса катодной реакции;
в) свободную энергию Гиббса брутто-химической реакции.
11. Сильно разбавленные водные растворы слабых кислот (константы диссоциации K₁ и K₂) имеют одну и ту же молярную концентрацию. Если K₁ > K₂, то:
а) pH₁ > pH₂; б) pH₁ < pH₂; в) pH₁ = pH₂;
12. Напряжение цепи Cu / Cu²⁺ / Hg(Cu), Cu:
а) положительно; б) отрицательно; в) равно нулю.

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

Направление подготовки / специальность 04.05.01 - Фундаментальная и прикладная химия

Дисциплина Физическая химия

Форма обучения очная

Вид контроля тест

Вид аттестации текущая

Контрольно-измерительный материал № 4

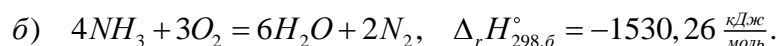
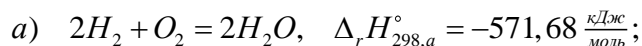
- Константа гидролиза соли слабой кислоты и сильного основания описывается соотношением:
 - $K_f = K_w / K_{\text{дисс}}$;
 - $K_f = K_w \cdot K_{\text{дисс}}$;
 - $K_f = K_{\text{дисс}} / K_w$;
- При помощи какого электрода нельзя потенциометрически определить концентрацию раствора HCl :
 - стеклянного;
 - хингидронного;
 - ртутносльфатного.
- Стандартная плотность тока обмена \bar{i}_0 двух разных ионно-металлических электродов равна 10^{-3} А/см² и 10^3 А/см². Какой из этих электродов характеризуется повышенным поляризационным сопротивлением стадии перехода заряда:
 - с низким \bar{i}_0 ;
 - с высоким \bar{i}_0 ;
 - не зависит от \bar{i}_0 .
- Появление двойного электрического слоя на границе раздела металл- водный раствор электролита обусловлено:
 - растворением металла;
 - адсорбцией ионных компонентов раствора;
 - адсорбцией молекул воды;
 - всеми этими причинами.
- Чем принципиально отличаются химические цепи от концентрационных:
 - наличием или отсутствием скачка потенциала на границе раздела растворов;
 - характером температурной зависимости напряжения цепи;
 - различием металлов анода и катода;
 - порядком записи элементов цепи.
- К какому типу потенциалов относится потенциал Доннана:
 - Вольта-потенциал;
 - Гальвани-потенциал;
 - электродный потенциал;
 - реальный потенциал.
- Эффекты электрофоретического и релаксационного торможения при миграции ионов в растворе электролита с ростом его концентрации:
 - нарастают;
 - снижаются;
 - компенсируют друг друга.
- На катодной поляризационной кривой неподвижного электрода обнаружена область относительной независимости плотности тока от перенапряжения, причем вращение электрода приводит к росту плотности тока. Кинетика катодной реакции:
 - диффузионная;
 - электрохимическая;
 - химическая;
 - кристаллизационная.
- По мере насыщения водного раствора KCl кислородом скорость коррозии меди:
 - не меняется;
 - растет;
 - падает.
- Правило Кольрауша $\Lambda_0 = \nu_+ \Lambda_+ + \nu_- \Lambda_-$ применяется к растворам сильных электролитов:
 - любых концентраций;
 - разбавленным;
 - концентрированным.
- К какому типу физических цепей относится цепь (-)Pt, Cu₍₁₁₁₎ | Cu⁺ | Cu₍₁₀₀₎, Pt (+):
 - гравитационная;
 - аллотропная;
 - кристаллографическая.
- Эффект Фарадея в слабых электролитах обусловлен:
 - изменением подвижности ионов с напряженностью электрического поля;
 - изменением степени диссоциации с напряженностью поля;
 - изменением подвижности ионов с частотой переменного тока;
 - изменением степени диссоциации с частотой тока.

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

Типовые задания для контрольных работ

Контрольная работа № 1

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



2. Оксид ртути диссоциирует по реакции $2HgO(\text{тв.}) \rightleftharpoons 2Hg(\text{г.}) + O_2(\text{г.})$. 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.

Контрольная работа № 2

1. Предельная молярная электропроводность раствора $KClO_4$ при 18°C составляет $122,7 \cdot 10^{-4} \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$. Число переноса иона ClO_4^- равно 0,479. Найти предельные электрические подвижности ионов в растворе.

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

Варианты тем курсовых работ

1. Электроокисление органического вещества на металлическом или сплавленном 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

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 Брэнстеда-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.

Контрольно-измерительные материалы промежуточной аттестации включают в себя теоретические вопросы, позволяющие оценить уровень полученных знаний и степень

сформированности умений и навыков в области физической химии. При оценивании используются количественные шкалы оценок. Критерии оценивания приведены ниже.

Промежуточная аттестация по дисциплине осуществляется с помощью комплектов КИМ. Экзамен проводится в устной форме (собеседование), если лекционный курс читается в очном формате. Дату проведения экзамена определяет деканат. КИМ по предмету содержит 2 вопроса по различным темам курса. На подготовку ответа студенту дается 35 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.

Требования к выполнению заданий, шкалы и критерии оценивания

Критерии оценивания компетенций	Уровень сформированности компетенций	Шкала оценок
<i>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</i>	<i>Повышенный уровень</i>	<i>Отлично (Зачтено)</i>
<i>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</i>	<i>Базовый уровень</i>	<i>Хорошо (Зачтено)</i>
<i>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</i>	<i>Пороговый уровень</i>	<i>Удовлетворительно (Зачтено)</i>
<i>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</i>	–	<i>Неудовлетворительно (Не зачтено)</i>

При реализации дисциплины с применением дистанционных образовательных технологий оценки за экзамен/зачет могут быть выставлены по результатам текущей аттестации обучающегося в семестре.

Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков при проведении промежуточной аттестации.

Комплект КИМ № 1

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
_____.2023

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
_____.2023

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 № 2

1. Функции процесса. Внутренняя энергия. Энтальпия. Первое начало термодинамики для обратимых процессов, протекающих в различных условиях (изохорический, изобарический, изотермический, адиабатический).
2. Применение закона действующих масс к гомогенным и гетерогенным химическим реакциям. Различные формы выражения константы равновесия.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 3

1. Термохимия. Закон постоянства сумм теплот Гесса и его следствия. Стандартная энтальпия. Теплоты (энтальпии) образования и сгорания веществ. Калориметрия.
2. Изотерма химической реакции Вант Гоффа. Энергии Гельмгольца и Гиббса химической реакции. Стандартные энергии Гельмгольца и Гиббса и их связь с константой равновесия.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 4

1. Калорические коэффициенты. Теплоемкость. Различные виды теплоемкостей. Влияние температуры на тепловой эффект химической реакции. Уравнение Кирхгофа. Приближенное и точное решение.
2. Расчет равновесного выхода продуктов химической реакции.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 5

1. Второе начало термодинамики. Принцип адиабатной недостижимости Каратеодори. Введение понятия энтропии. Энтропия обратимых и необратимых процессов. Некомпенсированная теплота Клаузиуса.
2. Влияние давления на равновесный выход продуктов химической реакции.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 6

1. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Принцип возрастания энтропии. Вычисление энтропии отдельных веществ и химической реакции. Связь энтропии реакции с химической переменной. Стандартная энтропия.
2. Зависимость константы равновесия химической реакции от температуры. Уравнения изохоры и изобары Вант Гоффа.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 7

1. Построение диаграммы двух взаимно растворимых жидкостей с азеотропной смесью. Смысл областей и линий. Расчет степени свободы в характерных точках по правилу фаз Гиббса. Второй закон Коновалова.
2. Третье начало термодинамики. Постоянная интегрирования в уравнении изобары. Расчет константы равновесия химической реакции при заданной температуре.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 8

1. Термодинамические потенциалы. Их связь с максимальной полезной работой. Критерии самопроизвольного протекания процесса и равновесия. Термодинамические потенциалы химической реакции. Их связь с энтальпией и энтропией химической реакции. Стандартные потенциалы.
2. Кинетика простых химических реакций первого порядка. Время полупревращения.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 9

1. Влияние температуры на энергию Гиббса химической реакции. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Связь энергии Гиббса (максимальной полезной работы) с энтальпией и энтропией химической реакции.
2. Химическая кинетика. Скорость, молекулярность и порядок химических реакций. Принципы химической кинетики. Понятие и лимитирующей стадии.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 10

1. Термодинамический процесс (равновесный и неравновесный, обратимый и необратимый, самопроизвольный и не самопроизвольный). Функции процесса. Теплота, работа для различных процессов (изохорический, изобарический, изотермический, адиабатический).
2. Получение кинетического уравнения простых химических реакций второго порядка. Графическое представление. Константа скорости. Расчет периода полупревращения.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 11

1. Термодинамика фазовых превращений индивидуальных веществ. Зависимость давления насыщенного пара от температуры. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Приближенное и точное решение. Истинная химическая постоянная.
2. Получение кинетического уравнения простых химических реакций первого порядка. Графическое представление. Константа скорости. Расчет периода полупревращения.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 12

1. Термодинамика растворов. Парциальные молярные величины. Зависимость их от состава раствора. Уравнение Гиббса-Дюгема. Его роль в термодинамике растворов.
2. Экспериментальные и расчетные методы определения порядка химической реакции.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 13

1. Химический потенциал. Связь химического потенциала с концентрацией вещества в растворе. Стандартный химический потенциал. Условие химического равновесия и самопроизвольности процессов.
2. Получение кинетического уравнения для обратимых реакций. Графическое представление.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 14

1. Термодинамика жидких растворов. Зависимость давления насыщенного пара от состава жидкого раствора. Законы Рауля и Генри.
2. Получение кинетического уравнения для последовательных химических реакций. Графическое представление. Метод квазистационарных концентраций Боденштейна – Семенова.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 15

1. Термодинамика реальных жидких растворов. Термодинамическая активность вещества. Коэффициенты активности. Методы определения активности.
2. Получение кинетического уравнения для сопряженных химических реакций. Химическое сродство и скорость сопряженных химических реакций.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 16

1. Построение диаграммы состояния двух ограниченно растворимых жидкостей с верхней (или нижней) критической температурой. Пояснение областей и линий. Расчет степени свободы в характерных точках по правилу фаз Гиббса.
2. Теории химической кинетики. Теория активных столкновений Аррениуса. Зависимость константы скорости химической реакции от температуры. Энергия активации.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
_____.2023

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 № 17

1. Расчет растворимости веществ в жидкости. Термодинамика растворения газа в жидкости.
2. Теории химической кинетики. Теория бинарных столкновений в химической кинетике. Константа скорости. Вероятностный (стерический) фактор.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
_____.2023

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 № 18

1. Расчет растворимости веществ в жидкости. Термодинамика растворения твердых тел в жидкости. Уравнение Шредера.
2. Теории химической кинетики. Теория активированного комплекса (переходного состояния) в химической кинетике. Энтропия и энтальпия активации.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
_____.2023

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 № 19

1. Построение диаграммы состояния для двух несмешивающихся жидкостей. Распределение третьего вещества между двумя несмешивающимися жидкостями. Уравнение Нернста.
2. Кинетика гетерогенных химических реакций с учетом стадии диффузии вещества. Энергия активации диффузии и химической реакции.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
_____.2023

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 № 20

1. Коллигативные свойства растворов. Криоскопическое понижение температуры замерзания растворов. Криоскопия. Термометр Бекмана.
2. Катализ. Каталитическая активность, селективность и избирательность катализатора. Связь скорости каталитической химической реакции с концентрацией катализатора

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 21

1. Коллигативные свойства растворов. Эбулиоскопическое повышение температуры кипения растворов. Эбулиоскопия. Термометр Бекмана.
2. Энергия активации гомогенного и гетерогенного катализа. Стадии адсорбции и десорбции.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 22

1. Коллигативные свойства растворов. Термодинамика осмотического давления. Уравнение Вант-Гоффа.
2. Получение кинетического уравнения для параллельных реакций. Графическое представление.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 23

1. Термодинамика фазовых равновесий. Термодинамический вывод правила фаз Гиббса.
2. Механизм химических реакций. Стадия активации. Вероятностный и энтропийный факторы.
Трансмиссионный коэффициент.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

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 № 24

1. Термодинамика фазовых равновесий. Энергия Гиббса при фазовых превращениях.
2. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса.

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

Комплект КИМ № 2

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 1

1. Потенциалы, характеризующие электрическое состояние фазы: поверхностный, внешний, внутренний. Вольта-потенциал. Гальвани-потенциал.
2. Электрохимическая коррозия металлов. Потенциал коррозии. Ток коррозии. Диаграммы Эванса и их значение..

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 2

1. Механизмы образования растворов электролитов. Роль ион-дипольных взаимодействий в растворах. Сольватация (гидратация) иона.
2. Активное, пассивное и транспассивное состояние металла.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 3

1. Классическая теория электролитической диссоциации (Аррениус). Экспериментальные основы теории.
2. Электрохимическая коррозия металлов. Коррозия с водородной и с кислородной деполяризацией.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 №4

1. Кислотно-основные буферные растворы.
2. Вольтамперные характеристики (поляризационные кривые) электрода в случае замедленного перехода заряда. Уравнение Тафеля.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 5

1. Приложение закона действующих масс к процессу диссоциации в растворах. Недостатки теории Аррениуса.
2. Уравнение Батлера-Фольмера. Коэффициенты переноса α и β . Ток обмена.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 6

1. Термодинамические функции образования ионов в растворах и их практическое определение.
2. Теория диффузионного перенапряжения. Диффузионный слой Нернста.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 7

1. Основные положения теории кислот и оснований Брэнстеда–Лоури. Протолитическое и автопротолитическое равновесия. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
2. Вольтамперные характеристики (поляризационные кривые) электрода в случае замедленного перехода заряда.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 №8

1. Сила кислот и оснований в разных растворителях. Константа кислотности и константа основности. Степень протолиза.
2. Поляризация электрода. Многостадийность электродных процессов. Перенапряжение стадий перехода заряда, диффузии, химической реакции, кристаллизации. Понятие о лимитирующей стадии электродного процесса.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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. Понятие электродного потенциала. Уравнение Нернста для равновесного гальванического потенциала и равновесного электродного потенциала.
2. Потенциометрия и ее возможности. Определение чисел переноса потенциометрическим методом.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 10

1. Межионные взаимодействия в растворах. Понятие термодинамической активности иона и выбор стандартного состояния. Средний ионный коэффициент активности средняя ионная активность.
2. Потенциометрия и ее возможности. Определение стандартных электродных потенциалов потенциометрическим методом.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 11

1. Предпосылки и выводы теории растворов сильных электролитов Дебая-Хюккеля.
2. Потенциометрия и ее возможности. Определение коэффициентов активности ионов потенциометрическим методом.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 12

1. Кислотно-основные буферные растворы.
2. Классификация электрохимических цепей. Физические цепи.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 13

1. Производство растворимости и условие образования малорастворимых гидроксидов в растворах.
2. Классификация электрохимических цепей. Концентрационные цепи без переноса и с переносом (жидкостным соединением.).

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 14

1. Основные механизмы ионного транспорта. Термодинамические условия возникновения диффузии, миграции, конвекции.
2. Классификация электрохимических цепей. Химические цепи.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 15

- 1 Соотношение Нернста-Эйнштейна. Диффузия в растворах электролитов. Понятие о диффузионном потенциале.
2. Стандартный водородный электрод.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 16

1. Химические источники тока.
2. Числа переноса ионов и методы их определения.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 17

1. Элементы теории электропроводности Дебая-Хюккеля-Онзагера. Электрофоретическое и релаксационные торможения. Эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена. Эффект Фарадея.
2. Потенциал коррозии. Ток коррозии. Ингибиторы коррозии.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 18

1. Электрическая проводимость растворов электролитов: удельная молярная. Электрическая подвижность ионов. Закон Кольрауша и следствия из него.
2. Классификация электрохимических цепей. Химические цепи.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 19

1. Химические источники тока.
2. Двойной электрический слой на границе металла и раствора. Емкость двойного электрического слоя.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 20

1. Потенциометрия и ее возможности. Определение произведения растворимости малорастворимых электролитов.
2. Модельные представления о строении двойного электрического слоя.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 21

1. Влияние различных факторов на электропроводность растворов.
2. Классификация электродов. Электроды первого рода. Электроды второго рода. Окислительно-восстановительные электроды. Газовые электроды.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 22

1. Предельная электрическая подвижность (предельная электропроводность) ионов. Закон Кольрауша. Правило Вальдена-Писаржевского.
2. Адсорбция и электрокапиллярные кривые. Потенциал нулевого заряда. Уравнение Липпмана.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 23

1. Равновесная электрохимическая цепь. Правила записи. Напряжение электрохимической цепи, связь с потенциалами отдельных электродов. Анод и катод в электрохимической цепи.
2. Плотность тока и скорость электрохимической реакции. Поляризационная кривая. Поляризация и перенапряжение.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 24

1. Основное уравнение электрохимической термодинамики. Уравнение Гиббса-Гельмгольца для напряжения электрохимической цепи.
2. Потенциал коррозии. Ток коррозии. Диаграммы Эванса и их значение.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 25

1. Классификация электродов. Электроды первого рода. Электроды второго рода. Окислительно-восстановительные электроды. Газовые электроды.
2. Модельные представления о строении двойного электрического слоя.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 26

1. Водородный электрод. Кислородный электрод. Диаграмма электрохимической устойчивости воды.
2. Вольтамперные характеристики (поляризационные кривые) электрода в случае замедленной диффузии. Предельный диффузионный ток.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 27

1. Окислительно-восстановительные электроды. Правило Лютера. Хингидронный электрод.
2. Диффузионный потенциал и методы его устранения.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2022

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 № 28

1. Потенциал Доннана. Мембранный потенциал. Ионселективные электроды. Стекланный электрод.
2. Химические источники тока.

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

20.3. Оценочные средства для диагностической работы

ОПК-1

1. Какая форма записи первого начала термодинамики является правильной: а) $dU = \delta Q - \delta A$; б) $\delta Q = dU + \delta A$ в) $\delta A = dU + \delta Q$ г) верны б и а 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) это 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) $dS = \frac{\delta Q_{\text{необр}}}{T}$ б) $dS \geq \frac{\delta Q_{\text{необр}}}{T}$ в) $dS \leq \frac{\delta Q_{\text{необр}}}{T}$; г) $dS > \frac{\delta Q_{\text{необр}}}{T}$ 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° 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) $\sum \mu_i \nu_i = 0$ в) $\sum \mu_i \nu_i < 0$ г) $\sum \mu_i \nu_i > 0$ д) верного ответа нет.
11. Константа равновесия реакции $2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$ должна быть записана так:
а) $K_p = \frac{P^2(\text{CO}_2)}{P(\text{CO}) \cdot P^2(\text{O}_2)}$ б) $K_p = \frac{P^2(\text{CO}_2)}{P^2(\text{CO}) \cdot P(\text{O}_2)}$ в) $K_p = \frac{P^2(\text{CO}_2)P(\text{CO})}{P^2(\text{O}_2)}$ г) $K_p = \frac{P^2(\text{CO}) \cdot P(\text{O}_2)}{P^2(\text{CO}_2)}$
12. Равновесный выход продуктов реакции $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$, 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 $\Delta \nu_{\text{газа}} \neq 0$; д) если $\Delta \nu_{\text{газа}} = 0$.
14. Как рассчитать константу равновесия реакции, если для нее можно определить $\Delta G^\circ_{p,T}$: а) $\ln(\Delta G^\circ_{p,T}) = -RTK_p$; б) $\Delta G^\circ_{p,T} = -RT \exp(K_p)$; в) $\Delta G^\circ_{p,T} = -RT \ln K_p$; г) расчет невозможен.
15. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса имеет следующий вид: а) $\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta S}{\Delta T}$; б)

$$\frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2}; \quad \text{в) } \frac{d \ln K_p}{dT} = -\frac{\Delta H}{\Delta TV}; \quad \text{г) не верны все перечисленные.}$$

Открытые

16. 1 дм³ водного раствора хлорида натрия с концентрацией 0,10 моль/дм³ разлили в две мерные колбы емкостью 500 см³. Чему равна концентрация раствора в каждой колбе?

Молярная концентрация растворенного вещества определяется количеством моль этого вещества в 1 дм³ раствора. Поэтому концентрация хлорида натрия не изменится и будет равна 0,10 моль/дм³.

Критерии оценивания:

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

17. Имеются водные растворы хлорида натрия и глюкозы одинаковой концентрации 0,005 моль/кг. Будет ли температура замерзания этих растворов одинакова?

Температура замерзания раствора хлорида натрия и глюкозы при одинаковой молярной концентрации растворенных веществ определяется числом частиц растворенного вещества. Поскольку хлорид натрия в водном растворе диссоциирует на ионы, а следовательно, число частиц в растворе NaCl будет больше, чем в растворе глюкозы, то температура замерзания водного раствора хлорида натрия ниже.

Критерии оценивания:

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

18. Сколько фаз, составных частей и компонентов содержит система: $2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2$;

В данной системе одна фаза (поскольку все вещества – газы), 3 составные части – 3 вещества, которые могут быть выделены из системы и существовать вне ее самостоятельно и один компонент, поскольку имеется два математических уравнения, связывающие равновесные концентрации составных частей.

Критерии оценивания:

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

19. Может ли быть температура кипения воды ниже 100 °С?

Согласно диаграмме состояния воды температура фазовых переходов зависит от внешнего давления. Поэтому, если понизить внешнее давление температура кипения воды будет меньше 100 °С.

Критерии оценивания:

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

20. Теплоты сгорания графита и алмаза при стандартных условиях составляют -393,5 и -395,4 кДж/моль соответственно. Чему равен тепловой эффект перехода 120 г графита в алмаз?

Согласно следствию из закона Гесса тепловой эффект реакции может быть найден как разность между теплотами сгорания исходных веществ и продуктов. Поскольку искомым процесс может быть записан как $\text{C}_{\text{гр}} \rightarrow \text{C}_{\text{алм}}$, то для расчета теплового эффекта следует из теплоты сгорания графита вычесть теплоту сгорания алмаза

$$\Delta_r H = -393,5 + 395,4 = 1,9 \text{ кДж/моль}$$

120 г графита это 10 моль вещества, поэтому искомая величина составляет 19,0 кДж.

Критерии оценивания:

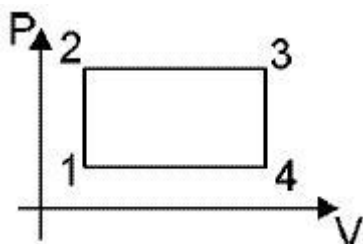
- 2 балла – указан верный ответ;
- 0 баллов – указан неверный ответ.

Ключи 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	16	17	18
Ответы	Б	Г	А	Г	В	Г	0,10	2	1,3,1
Вопросы	19	20							
Ответы	2	19 кДж							

ОПК-2

1. Для какой-то 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 вовсе; 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 НА оказалась равна теплоте нейтрализации раствора соляной кислоты в тех же условиях, поэтому кислота НА 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. Какой точке диаграммы изменения состояния идеального газа соответствует наибольшее значение внутренней энергии.



а) 1 б) 2 в) 3 г) 4 д) 2 и 3

8. 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.
9. 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) $\Delta G = \Delta A = 0$ д) верного ответа нет.
10. 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 .
11. Может ли константа равновесия химической реакции не меняться с температурой: а) да, если $\Delta H \neq \text{const}$; б) да, если $\Delta H = 0$; в) константа всегда зависит от температуры; г) да, если $\Delta P = \text{const}$.
12. Процесс взаимодействия основания с кислотой является экзотермической реакцией. Что произойдет с положением равновесия и величиной K_c 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.
13. 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.
14. При 26°C константа равновесия процесса $FeO + HCl = FeCl_2 + H_2O$ больше, чем в этих же условиях, но при 20°C . 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) $\Delta H = 0$.
15. Сколько составных частей и сколько компонентов содержит система $Na_2O + SO_3 = Na_2SO_4(\text{тв})$: а) 3 и 3 б) 3 и 2 в) 2 и 2 г) 2 и 3

Открытые

16. 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. Молярная доля рассчитывается по уравнению:

$$X_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{n_{\text{NaCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Количество моль каждого компонента раствора равно отношению массы этого компонента к его молярной массе. Для хлорида натрия это 0,10 моль; для воды 10,00 моль. Тогда молярная доля хлорида натрия равна

$$X_{\text{NaCl}} = \frac{0,10}{0,10 + 10,00} = 0,0099$$

17. Сколько льда (кг) растает, если лед массой 5 кг и температурой 0°C опустить в воду массой 10 кг и температурой 0°C?

Поскольку температура фазового перехода при кристаллизации/плавлении воды составляет 0°C, то при контакте двух фаз, взятых при равновесной температуре лед и жидкость будут находиться в состоянии равновесия. Ни плавления, ни кристаллизации не будет.

18. 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.

Для решения задачи воспользуемся уравнением Вант-Гоффа для скорости реакции:

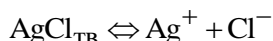
$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T} \quad \rho = \frac{k_{320}}{0,3}, \text{ следовательно } k_{320} = 2,7 \frac{\text{л}}{\text{моль} \cdot \text{мин}}$$

19. Ацетатный буферный раствор, содержащий по 0,10 моль кислоты и соли разбавили водой в 10 раз. Что произошло с величиной pH и буферной емкостью этой смеси?

pH ацетатной буферной смеси определяется соотношением концентраций компонентов. При разбавлении это соотношение не изменилось, следовательно и pH не меняется. Буферная емкость определяется помимо соотношения еще и собственной концентрацией компонентов, поэтому буферная емкость уменьшится.

20. Сопоставьте растворимость хлорида серебра в растворе хлорида калия и в воде.

В растворе хлорида калия равновесие в процессе



смещается в сторону образования твердой фазы. Следовательно растворимость малорастворимого хлорида серебра будет меньше в водном растворе KCl.

Критерии оценивания:

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

Ключи для ОПК-2

Вопросы	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Ответы	Б	А	В	Б	В	Б	В	Б	Б
Вопросы	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Ответы	А	Б	В	А	А	Б	0,0099	0	2,7 л·моль ⁻¹ мин ⁻¹
Вопросы	19	20							
Ответы	Не изменился	умень шилась							

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) $C_P(\text{H}_2\text{O}(\text{лед})) > C_P(\text{H}_2\text{O}(\text{пар}))$; б) $C_P(\text{Ar}) > C_P(\text{N}_2) > C_P(\text{H}_2\text{O}(\text{пар}))$ в) $C_P(\text{Ar}) = C_P(\text{N}_2) = C_P(\text{H}_2\text{O}(\text{пар}))$ г) $C_P(\text{Ar}) < C_P(\text{N}_2) < C_P(\text{H}_2\text{O}(\text{пар}))$.
3. Будут ли различаться 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 $P = \text{const}$ 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) это зависит от начальной температуры газов.
5. Значение K_P реакции $2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ в газовой фазе при уменьшении общего давления в 2 раза: а) уменьшится б) не изменится в) увеличится г) может как увеличиться, так и уменьшится.
6. Может ли константа равновесия химической реакции уменьшаться с ростом температуры: а) да, если $\Delta H \neq \text{const}$; 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: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{тв})}$ ($\Delta H < 0$) 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) $\Delta H = \text{const}$; 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 ничего сказать нельзя.
10. Имеются водные растворы хлорида натрия и хлорида калия одинаковой концентрации. Температура замерзания этих растворов будет: а) одинакова; б) у первого раствора выше; в) у второго раствора выше; г) о температурах замерзания ничего сказать нельзя.
11. Криоскопическая постоянная не зависит: а) от природы растворителя; б) от природы растворенного вещества; в) от внешнего давления; г) верного ответа нет.
12. Растворимость жидкости 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. С помощью простой перегонки смесь 2-х компонентов можно разделить: а) на чистые вещества; б) на два раствора с повышенным содержанием одного из компонентов; в) на чистый труднокипящий компонент и раствор; 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

Открытые

Критерии оценивания:

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

16. Йод распределяется между толуолом и водой. Концентрация йода в толуоле гораздо больше концентрации йода в воде. Как связаны между собой химические потенциалы йода в обеих фазах в состоянии равновесия?

В состоянии равновесия химические потенциалы компонента в контактирующих фазах равны.

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

Константа диссоциации не зависит от концентрации электролита.

18. На диаграмме состояния температура-состав двухкомпонентной системы ($P = \text{const}$) имеются точки, для которых степень свободы равна двум. Какому числу равновесных фаз она отвечает?

Количество степеней свободы рассчитывается по правилу фаз Гиббса

$$f = k + 1 - \Phi \quad \text{тогда } f = 2 + 1 - 2 = 1$$

19. В насыщенный водный раствор бромида серебра добавлен бромид натрия. Как изменилась растворимость и произведение растворимости бромида серебра?

Растворимость бромида серебра уменьшилась, поскольку равновесие сместилось в сторону образования твердой фазы, а произведение растворимости не изменилось, поскольку это константа равновесия.

20. Будет ли ацетатный буферный раствор поддерживать рН водного раствора равный 2,0? ($pK_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 4,75$).

Ацетатный буферный раствор способен поддерживать рН в пределах $pK \pm 1$. Поэтому указанное значение рН он поддерживать не будет.

Ключи для ОПК-3

Вопросы	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Ответы	Б	Г	А	А	Б	Б	В	Б	б
Вопросы	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Ответы	А	Б	В	Б	Б	Б	Равны	2	Одна фаза
Вопросы	19	20							
Ответы	Растворимость уменьшится, произведение растворимости не изменится	нет							

ОПК-6

1. При 298 К ионные произведения воды и этилового спирта $K_w(\text{H}_2\text{O}) = 10^{-14}$ и $K_w(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 10^{-20}$. В нейтральном водном и этанольном растворах: а) $pH(\text{H}_2\text{O}) > pH(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$; б) $pH(\text{H}_2\text{O}) < pH(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$; в) $pH(\text{H}_2\text{O}) = pH(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$; г) верного ответа нет

2. Удельная электропроводность водного раствора сильного электролита с ростом его концентрации с 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 межйонных 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.

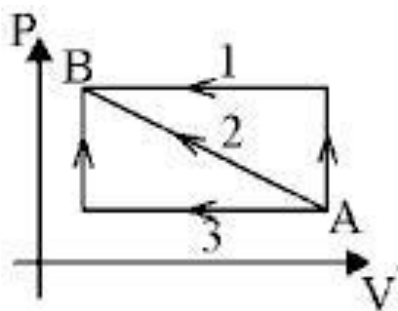
5. Выберите уравнение реакции, соответствующее стандартной энтальпии образования $\Delta_f H_{298}^\circ$ соединения $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$: а) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2(\text{кр}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{кр})$; б) $\text{Ca}(\text{тв}) + 6\text{H}(\text{г}) + 2\text{P}(\text{красный}) + 9\text{O}(\text{г}) = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{кр})$; в) $\text{Ca}(\text{тв}) + 2\text{P}(\text{белый}) + 4,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{кр})$; 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 V_1 до объема V_2 . 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.

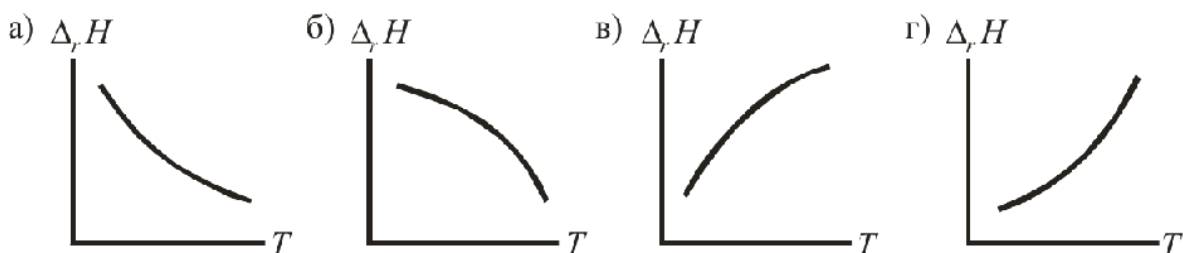
9. Переход газа из состояния А в состояние В можно осуществить тремя способами (см.рис). В каком случае работа над газом минимальна?



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.

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. Как схематически зависит $\Delta_r H$ от температуры:

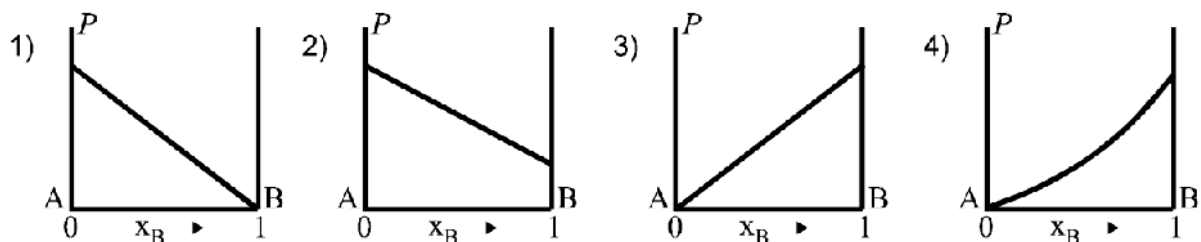
11. При давлении $26,6 \cdot 10^3$ Па циклогексан (ц) и этилацетат (э) кипят при одинаковой температуре.



Чем можно объяснить, что при нормальном давлении $T_{\text{кип}}$ циклогексана выше $T_{\text{кип}}$ этилацетата на $3,6^\circ\text{C}$: а) $\Delta V_{\text{пар}}(\text{ц}) > \Delta V_{\text{пар}}(\text{э})$; б) $\Delta V_{\text{пар}}(\text{ц}) < \Delta V_{\text{пар}}(\text{э})$; в) $\Delta H_{\text{исп}}(\text{ц}) > \Delta H_{\text{исп}}(\text{э})$; г) $\Delta H_{\text{исп}}(\text{ц}) < \Delta H_{\text{исп}}(\text{э})$.

12. Чему равно $\Delta G_{\text{исп}}$ и $\Delta F_{\text{исп}}$ при равновесном испарении 1 моль жидкости при температуре T , 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.

16. 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.

17. Чему равно согласно теории Аррениуса значение рН и рОН водного раствора гидроксида калия с концентрацией 0,01 М.

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

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\lg c_{\text{H}^+} & \text{pOH} &= -\lg c_{\text{OH}^-} \\ \text{pOH} &= -\lg(0,01) = 2. & \text{pH} + \text{pOH} &= 14, \text{ тогда} \\ \text{pH} &= 14 - 2 = 12. \end{aligned}$$

18. 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.

19. 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.

20. В элементарной реакции типа $2A \rightarrow B$ начальная концентрация вещества А равна 1 моль·л⁻¹. Через 10 мин от начала реакции концентрация вещества В составила 0,9 моль·л⁻¹. Вычислите константу скорости этой реакции.

Воспользуемся уравнением для реакции II порядка (бимолекулярной):

$$\frac{1}{c} = \frac{1}{c^0} + kt$$

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 пар а	0,9 л/мо ль* мин							

ПК-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
- 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.
- Энергия активации простой реакции с ростом температуры: а) растет; б) не меняется; в) уменьшается; г) может меняться по разному.
- 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
- Реакции, одна из которых возможна только при одновременном протекании второй, называются: а) сопряженными б) обратимыми в) последовательными г) параллельными д) каталитическими.
- Какое агрегатное состояние – лед или жидкая вода будет более устойчивым при 273 К и 1 атм: а) лед; б) жидкость; в) одинаково устойчивы оба; г) не устойчивы оба.
- 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.
- 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.
- 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.
- 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.
- Для реакции первого порядка $A \rightarrow B$ 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.
- 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.
- Потенциал какого из электродов не зависит от рН среды: а) водородного; б) хингидронного; в) каломельного; г) стеклянного.
- Буферным действием обладает смесь оксалата калия с :

а) уксусной кислотой; б) лимонной кислотой; в) щавелевой кислотой; г) ортофосфорной 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.

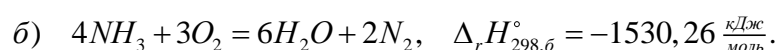
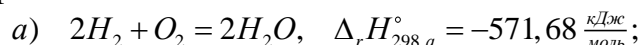
17. На катодной поляризационной кривой неподвижного электрода обнаружена область независимости плотности тока от перенапряжения, причем вращение электрода приводит к росту плотности тока. Какая стадия является скоростьюопределяющей в электрохимическом процессе, протекающем в данной системе?

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:



Ответ приведите в кДж/моль с точностью до целых.

Стандартную молярную энтальпию образования аммиака можно найти, пользуясь законом Гесса и комбинируя реакции: $\frac{1}{4} * [(а)*3-(б)] = -571,68*3 - (-1530,26) = -46$ (кДж/моль).

20. Константа равновесия K_p реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ 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?

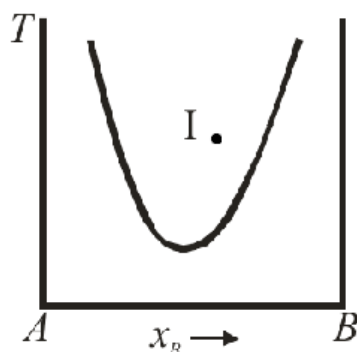
Константа равновесия не зависит от исходных количеств реагентов. Ответ: 46,7

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							

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) $P(\text{CO}_2) = 1$ [атм]; г) $K_p = 0$; где $P(\text{CO}_2)$ – 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) $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$;
 б) $\text{Pt} | \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$;
 в) $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$;
 г) $\text{Pt}, \text{H}_2 | \text{H}_3\text{O}^+$.
7. Согласно закону разбавления константа диссоциации бинарного слабого электролита равна $K_{\text{дисс}} = \alpha^2 C / (1 - \alpha)$. 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) $\text{Ag} | \text{AgCl} | \text{Cl}^-$; б) $\text{H}^+ | \text{H}_2$; в) $\text{Ag}^+ | \text{Ag}$; г) $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}^+$.

12. Газовым электродом является:
- а) $\text{Ag} | \text{AgCl} | \text{Cl}^-$; б) $\text{H}^+ | \text{H}_2$; в) $\text{Ag}^+ | \text{Ag}$; г) $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$.
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) ртутносulfатного;
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 $122,7 \text{ Ом}^{-1}\cdot\text{дм}^2\cdot\text{моль}^{-1}$. Число переноса иона ClO_4^- равно 0,479. Найти предельную электрическую подвижность этого иона в растворе. Ответ приведите с точностью до целых в $\text{Ом}^{-1}\cdot\text{дм}^2\cdot\text{моль}^{-1}$ (без указания единиц измерения).

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

17. Вычислить $E_{\text{O}_2, \text{H}_2\text{O}_2 | \text{Pt}}^0$ для реакции (1) $\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^- = \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,

если стандартные электродные потенциалы для реакций (2) $\text{O}_2 + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 4e^- = 6\text{H}_2\text{O}$

и (3) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^- = 4\text{H}_2\text{O}$ составляют соответственно: $E_{\text{O}_2, \text{H}_2\text{O} | \text{Pt}}^0 = 1,229 \text{ В}$;

$E_{\text{H}_2\text{O}_2, \text{H}_2\text{O} | \text{Pt}}^0 = 1,776 \text{ В}$.

Ответ приведите в милливольтгах 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 $E(1) = 2E(2) - E(3) = 2 \cdot 1,229 - 1,776 = 0,682 \text{ (В)} = 682 \text{ мВ}$.

18. Стандартный потенциал кадмиевого электрода равен -403 мВ. Какое значение потенциал кадмиевого электрода принимает в растворе с активностью ионов кадмия $a(\text{Cd}^{2+}) = 1$? Ответ приведите в милливольтгах с точностью до целых (не указывая единицы измерений).

-403 мВ, так как стандартный потенциал – это потенциал при единичной активности потенциалопределяющих 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: $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2e^-$

Ключи для ПК-2

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	$Zn = Zn^{2+} + 2e^{-}$							