

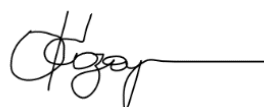
МИНОБРНАУКИ РОССИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «ВГУ»)

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой
физической химии

О.А. Козадеров

01.07.2021 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
Б1.О.11 Физическая химия

1. Код и наименование направления подготовки/специальности: 04.03.01 Химия
2. Профиль подготовки/специализация:
Теоретическая и экспериментальная химия
3. Квалификация выпускника: Бакалавр
4. Форма обучения: Очная
5. Кафедра, отвечающая за реализацию дисциплины: 1004 физической химии
6. Составители программы: Козадеров Олег Александрович, д.х.н., доц.,
Грушевская Светлана Николаевна, к.х.н., доц.
7. Рекомендована: НМС химического факультета от 17.06.2021, протокол №5
8. Учебный год: 2022/2023 Семестры: 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.

Задачи учебной дисциплины:

- дать основы химической и электрохимической термодинамики;
- познакомить с учением о химическом и фазовом равновесии;
- дать основы учения о растворах, включая растворы электролитов;
- познакомить с основными понятиями и законами химической и электрохимической кинетики;
- вскрыть закономерности процессов массопереноса в физико-химических системах.

10. Место учебной дисциплины в структуре ООП:

обязательная часть блока Б1

Требования к входным знаниям, умениям и навыкам: уметь дифференцировать и интегрировать элементарные функции, знать специальные интегралы, основы линейной алгебры, молекулярной физики и классической термодинамики.

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 и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	ОПК-1.1	Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов	Знать: основы физической химии; Уметь: применять теоретические основы термодинамики и кинетики при решении профессиональных задач; Иметь навыки: использования теоретических основ физической химии при решении экспериментальных задач.
		ОПК-1.2	Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии	
		ОПК-1.3	Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	
ОПК-2	Способен проводить с соблюдением норм техники	ОПК-2.1	Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности	Знать: теоретические основы экспериментальных физико-химических и электрохимических методов; правила техники безопасности при работе в

	безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	ОПК-2.2	Проводит синтез веществ и материалов разной природы с использованием имеющихся методик	химической лаборатории; Уметь: использовать теоретические основы физической химии при решении практических задач; применять средства индивидуальной защиты;
		ОПК-2.3	Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе	Владеть: основными экспериментальными методами физической химии и электрохимии; базовыми приемами предупреждения и ликвидации последствий аварийных ситуаций.
		ОПК-2.4	Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования	
ОПК-3	Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники	ОПК-3.1	Применяет теоретические и полуэмпирические модели при решении задач химической направленности	Знать: теоретические основы базовых методик физико-химического анализа; Уметь: реализовать на практике основные методики физико-химического анализа;
		ОПК-3.2	Использует стандартное программное обеспечение при решении задач химической направленности	Владеть: базовыми методиками химической и электрохимической термодинамики.
ОПК-6	Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	ОПК-6.1	Представляет результаты работы в виде отчета по стандартной форме на русском языке	Знать: основные формы самостоятельной работы с учебной литературой; Уметь: систематизировать знания, полученные в ходе аудиторных занятий;
		ОПК-6.2	Представляет информацию химического содержания с учетом требований библиографической культуры	Владеть: основными методами представления результатов работы в виде отчета на русском и английском языках.
		ОПК-6.3	Представляет результаты работы в виде тезисов доклада на русском и английском языке в соответствии с нормами и правилами, принятыми в химическом сообществе	
		ОПК-6.4	Готовит презентацию по теме работы и представляет ее на русском и английском языках	
ПК-1	Способен проводить сбор, анализ и обработку научно-	ПК-1.1	Обеспечивает сбор научно-технической (научной) информации, необходимой для	Знать: источники научно-технической (научной) информации; Уметь: осуществлять поиск научно-

технической (научной) информации, необходимой для решения задач химической направленности, поставленных специалистом более высокой квалификации	ПК-1.2	решения задач исследования, поставленных специалистом более высокой квалификации Составляет аналитический обзор литературных источников по заданной тематике, оформляет отчеты о выполненных научно-исследовательских работах по заданной форме	технической (научной) информации с использованием ресурсов сети Интернет, баз данных; оформлять отчет о результатах поиска информации; Владеть: приемами поиска научно-технической (научной) информации и методами составления отчетов о результатах поиска, навыками проведения химического эксперимента, обобщения и оформления его результатов.
---	--------	--	---

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

Форма промежуточной аттестации экзамен (3 семестр); зачет, экзамен (4 семестр)

13. Трудоемкость по видам учебной работы

Вид учебной работы		Трудоемкость			
		Всего	По семестрам		
			3	4	
Аудиторные занятия		348	178	170	
в том числе:	лекции	122	68	54	
	практические	-	-	-	
	лабораторные	210	102	108	
	групповые консультации	16	8	8	
Самостоятельная работа		120	74	46	
в том числе: курсовая работа (проект)				+	
Форма промежуточной аттестации		72	36	36	
Итого:		540	288	252	

13.1. Содержание дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела дисциплины	Реализация раздела дисциплины с помощью онлайн-курса, ЭУМК
1. Лекции			
1.1	Первый закон термодинамики. Термохимия.	Предмет, задачи, методы и разделы физической химии. Термодинамический метод исследований. Химическая термодинамика. Термодинамические системы. Термодинамические параметры состояния системы. Уравнение состояния. Уравнение состояния идеального газа. Коэффициент сжимаемости. Вириальное уравнение состояния. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Критическая температура. Принцип соответственных состояний. Внутренние и внешние параметры. Обобщенные силы и обобщенные координаты. Экстенсивные и интенсивные параметры. Теорема Эйлера. Парциальные молярные величины. Постулат о термодинамическом равновесии. Нулевой закон термодинамики. Термодинамический процесс. Самопроизвольные и несамопроизвольные, равновесные и неравновесные, обратимые (квазистатические) и необратимые процессы. Функции состояния и функции процесса. Постулат о существовании внутренней энергии. Теплота и работа. Первый закон термодинамики.	УЭМК «Физическая химия 2к» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9899

		<p>Эквивалентность различных способов передачи энергии. Работа и теплота обратимого и необратимого процессов. Теплоемкость. Применение первого закона к простейшим процессам с участием идеального газа. Энтальпия. Применение первого закона термодинамики к многокомпонентным закрытым системам. Химическая переменная. Калорические коэффициенты. Истинный и средний тепловой эффект химической реакции. Термохимия. Стандартные состояния. Закон Гесса и следствия из него. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ. Калориметрия. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа: приближенное и точное решение. Степенные ряды теплоемкости.</p>	
1.2	<p>Второй закон термодинамики. Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций</p>	<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. Преобразование Лежандра. Характеристические функции. Термодинамические потенциалы. Критерии самопроизвольного протекания процессов и равновесия в закрытых системах. Соотношения Максвелла. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Термодинамические потенциалы идеального и реального газов. Уравнение Гиббса-Дюгема. Летучесть. Энергия Гиббса химической реакции. Химический потенциал. Влияние температуры на термодинамические потенциалы. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Расчет энергии Гиббса химической реакции.</p>	<p>УЭМК «Физическая химия 2к» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9899</p>
1.3	<p>Термодинамика растворов и фазовых равновесий</p>	<p>Термодинамическая классификация растворов. Идеальные растворы. Предельно разбавленные, атермальные, регулярные растворы. Химический потенциал. Уравнение Гиббса-Дюгема. Законы Рауля и Генри. Активность. Коэффициент активности. Равновесие жидкость-пар. Законы Гиббса-Коновалова. Перегонка. Коллигативные свойства растворов. Законы растворимости. Уравнение Шредера. Закон Нернста. Экстракция. Криоскопия. Эбулиоскопия. Осмотические явления. Уравнение Вант-Гоффа. 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</p>	<p>УЭМК «Физическая химия 2к» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9899</p>

		<p>фазовых превращениях в однокомпонентных системах. Термодинамический вывод диаграммы состояния однокомпонентной системы с помощью кривых изобарно-изотермического потенциала. Фазовые переходы чистых веществ. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Диаграммы состояния воды, серы, фосфора. Полиморфные превращения в однокомпонентной системе. Гетерогенные равновесия в двухкомпонентных системах. Условия равновесия фаз. Термодинамический вывод основных типов диаграмм состояния двухкомпонентных систем с помощью кривых изобарно-изотермического потенциала. Двухфазное равновесие: двухкомпонентные системы с неограниченной и ограниченной растворимостью компонентов. Двухкомпонентные системы с эвтектикой. Гетерогенные равновесия в трехкомпонентных системах. Графическое представление состава тройных систем.</p>	
1.4	Химическое равновесие	<p>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. Расчет константы равновесия реакции при заданной температуре. Метод Шварцмана-Темкина.</p>	<p>УЭМК «Физическая химия 2к» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9899</p>
1.5	Основы химической кинетики и катализа	<p>Принципы химической кинетики. Феноменологическая кинетика. Кинетический закон действующих масс. Лимитирующая стадия. Кинетика простых и сложных химических реакций. Принцип квазистационарности Боденштейна-Семенова. Теории химической кинетики. Зависимость константы скорости от температуры. уравнение Аррениуса. Энергия активации. Поверхность потенциальной энергии. Теория переходного состояния. Энтропия и энтальпия активации. Теория активированного комплекса в применении к мономолекулярным реакциям. Реакции в растворах. Катализ. Общие принципы катализа. Гомогенный катализ. Кислотно-основный катализ. Уравнение Бренстеда. Автокатализ. Гетерогенный катализ. Активность и селективность катализаторов. Энергия активации каталитических реакций. Теория мультиплетов Баландина. Теория активных ансамблей Кобозева.</p>	<p>УЭМК «Физическая химия 2к» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9899</p>
1.6	Равновесные процессы в растворах электролитов.	<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. Механизмы образования растворов электролитов. Роль ион-дипольных взаимодействий в растворах. Сольватация (гидратация) иона. Термодинамические функции образования ионов в растворах и их практическое определение. Межионные взаимодействия в растворах электролитов. Принципы термодинамического</p>	<p>УЭМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084</p>

		<p>описания. Средний ионный коэффициент активности и средняя ионная активность. Выбор стандартного состояния. Правила Льюиса–Рендалла. Правило Брэнстеда. Предпосылки и основные выводы теории растворов сильных электролитов Дебая–Хюккеля. 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 протолита. Кислотно-основные буферные растворы. Произведение растворимости и условие образования малорастворимых гидроксидов в растворах.</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. 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. Элементы теории электропроводности Дебая–Хюккеля–Онзагера. Электрофоретическое и релаксационное торможения. Эффекты Вина и Дебая–Фалькенгагена. Эффект Фарадея. 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. Гальванический потенциал. Понятие электродного потенциала. Уравнение Нернста для равновесного гальванического потенциала и равновесного электродного потенциала. Стандартный водородный электрод. Таблицы стандартных электродных потенциалов. Ряд напряжений металлов. 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. 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. Диффузионный потенциал и методы его</p>	<p>УЭМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084</p>

		<p>элиминирования.</p> <p>Классификация электрохимических цепей. Физические цепи. Концентрационные цепи без переноса и с переносом. Химические цепи. Химические источники тока.</p> <p>Потенциометрия и ее возможности. Определение чисел переноса и коэффициентов активности ионов, стандартных электродных потенциалов, произведения растворимости малорастворимых электролитов потенциометрическим методом. Потенциометрическое титрование.</p>	
1.9	<p>Кинетика электродных процессов.</p> <p>Электрохимическая коррозия металлов</p>	<p>Электролизер. Анод и катод в электролизере. Законы Фарадея. Отклонения от законов Фарадея. Выход по току.</p> <p>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.</p> <p>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.</p> <p>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)»</p> <p>https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084</p>
2. Практические занятия			
не предусмотрены учебным планом			
3. Лабораторные работы			
3.1	<p>Первый закон термодинамики.</p> <p>Термохимия.</p>	<p>Определение теплоты образования твердого раствора</p> <p>Определение теплоты диссоциации слабой кислоты</p> <p>Определение теплоты гидратации соли</p> <p>Определение теплоты окисления щавелевой кислоты</p> <p>Определение теплоемкости жидких и твердых веществ</p>	<p>УЭМК «Физическая химия 2к»</p> <p>https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9899</p>
3.2	<p>Второй закон термодинамики.</p> <p>Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций</p>	<p>Измерение температурного коэффициента ЭДС</p>	<p>УЭМК «Физическая химия 2к»</p> <p>https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9899</p>
3.3	<p>Термодинамика</p>	<p>Криоскопия. Определение молярной массы</p>	<p>УЭМК «Физическая химия 2к»</p>

	растворов и фазовых равновесий	вещества Криоскопия. Определение степени электролитической диссоциации Определение коэффициента распределения йода между органическим и неорганическим растворителями Двухкомпонентные системы с ограниченной растворимостью в жидком состоянии (система фенол-вода) Трехкомпонентные системы с ограниченной растворимостью в жидком состоянии	химия 2к» https://edu.vsu.ru/courses/view.php?id=9899
3.4	Химическое равновесие	Химическое равновесие в системе йодид калия – хлорид железа (III)	УЭМК «Физическая химия 2к» https://edu.vsu.ru/courses/view.php?id=9899
3.5	Основы химической кинетики и катализа	Гомогенно-каталитическое окисление йодида калия персульфатом аммония Каталитическое разложение пероксида водорода Кинетика гидролиза уксусного ангидрида Кинетика растворения сульфата кальция в воде Кинетика омыления этилацетата	УЭМК «Физическая химия 2к» https://edu.vsu.ru/courses/view.php?id=9899
3.6	Равновесные процессы в растворах электролитов.	Определение ионного произведения воды Нахождение констант образований одноядерных комплексов металлов Определение концентрационной константы диссоциации слабой кислоты Определение термодинамической константы диссоциации слабой кислоты Определение концентрационной константы гидролиза соли Определение произведения растворимости труднорастворимой соли серебра Определение произведения растворимости труднорастворимого гидроксида Определение термодинамических констант равновесия окислительно-восстановительных реакций в твердых электролитах	УЭМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/courses/view.php?id=2084
3.7	Ионный транспорт в растворах электролитов.	Измерение собственной электрической проводимости воды или водно-органического растворителя Определение предельной молярной электропроводности сильного электролита Проверка закона разбавления Оствальда Определение константы диссоциации уксусной кислоты в разных растворителях Определение числа переноса ионов методом движущейся границы Определение числа переноса ионов методом Гитторфа Кондуктометрическое титрование	УЭМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/courses/view.php?id=2084
3.8	Термодинамика гетерогенных электрохимических систем	Реализация электрода I рода и определение стандартного потенциала Реализация электрода II рода и определение его стандартного потенциала Реализация окислительно-восстановительного электрода и определение его стандартного потенциала Газовый водородный электрод Ионоселективный стеклянный электрод Измерение напряжения концентрационной цепи и определение диффузионного потенциала	УЭМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/courses/view.php?id=2084

3.9	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая коррозия металлов	Измерение емкости двойного электрического слоя на твердом электроде при помощи моста переменного тока Получение гальваностатической кривой заряжения Pt(Pt)-электрода в серной кислоте Изучение влияния состава раствора на кривые заряжения платинированного платинового электрода Исследование адсорбции атомарного водорода на платинированной платине методом циклической линейной вольтамперометрии Определение адсорбционной псевдоемкости водорода на платине методом спада потенциала при разомкнутой цепи поляризации Электролиз водных растворов электролитов Изучение закономерностей анодного растворения меди в хлоридных электролитах Изучение кинетики восстановления кислорода на стационарном медном электроде в кислых хлоридных или сульфатных растворах Изучение кинетики восстановления кислорода на вращающемся дисковом электроде Исследование влияния ингибиторов на кинетику анодных и катодных процессов на железе в кислой среде Исследование работы коррозионного элемента	УЭМК «Физическая химия (2 семестр)» https://edu.vsu.ru/courses/view.php?id=2084
-----	--	--	--

13.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Виды занятий (часов)				
		Лекции	Лабораторные	Самостоятельная работа	ГК	Всего
1	Первый закон термодинамики. Термохимия.	14	20	15	1	50
2	Второй закон термодинамики. Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций	12	20	16	2	50
3	Термодинамика растворов и фазовых равновесий	18	20	14	2	54
4	Химическое равновесие	10	20	15	1	46
5	Основы химической кинетики и катализа	14	22	14	2	52
	Подготовка к экзамену			36		36
6	Равновесные процессы в растворах электролитов	14	26	10	2	52
7	Ионный транспорт в растворах электролитов	12	28	12	2	54
8	Термодинамика равновесных электродных систем. Электрохимические цепи.	14	28	12	2	56
9	Кинетика электродных процессов. Двойной электрический слой. Электрохимическая коррозия металлов	14	26	12	2	54
	Подготовка к экзамену			36		36
	Итого:	122	210	192	16	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, 2012. – 847с.
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	Еремин, В.В. Основы физической химии. Учебное пособие в 2 ч. / В.В. Еремин. — 3-е изд. эл. — Москва : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2013. — 322 с. — (Учебник для высшей школы). — <URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=214231 >.

б) дополнительная литература:

№ п/п	Источник
4	Еремин Е.Н. Основы химической термодинамики : учебное пособие для студ. хим. спец. ун-тов / Е.Н. Еремин. — М. : Высшая школа, 1974. — 340 с.
5	Полторак О.М. Термодинамика в физической химии : учебник для хим. и хим.-технол. спец. вузов / О.М. Полторак. — М. : Высш. шк., 1991. — 318 с.
6	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.
7	Физическая химия : в 2 кн. / К. С. Краснов [и др.]. - Кн. 1: Строение вещества. Термодинамика. — 3-е изд., испр. — 2001. — 511 с.
8	Физическая химия : В 2 кн. / К. С. Краснов [и др.]. - Кн. 2: Электрохимия. Химическая кинетика и катализ. — 3-е изд., испр. — 2001. — 318 с.
9	Эткинс П. Физическая химия : в 3-х частях / П.Эткинс, Дж. Де Паула. – Часть 1. Равновесная термодинамика. – М. : Мир, 2007. – 494с.
10	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.
11	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.
12	Романовский Б.В. Основы химической кинетики / Б.В. Романовский. – М. : Экзамен, 2006. – 415с.
13	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.
14	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.
15	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.
16	Багоцкий В.С. Основы электрохимии / В.С Багоцкий. — М. : Химия, 1988 .— 399 с.
17	Ротинян А.Л. Теоретическая электрохимия / А. Л. Ротинян, К. И. Тихонов, И. А. Шошина. — Л. : Химия, 1981 .— 422 с.
18	Измайлов Н.А. Электрохимия растворов / Н.А. Измайлов .— 3-е изд., исправ .— М. : Химия, 1976 .— 488с.
19	Никольский Б.П. Ионоселективные электроды / Б.П. Никольский, Е.А. Матерова .— Л. : Химия. Ленингр. отд-ние, 1980 .— 239 с.
20	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.
21	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.
22	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 .— 284 с.
23	Практикум по электрохимии : учеб. пособие для химич. спец. вузов / Б.Б. Дамаскин [и др.]. — М. : Вышш.шк., 1991 .— 287 с.
24	Физическая химия в вопросах и ответах: Кинетика. Электрохимия : учеб. пособие для студ. хим. спец. ун-тов / Е.М. Кузнецова [и др.]. — М. : Изд-во МГУ, 1981 .— 264 с.
25	Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А.А. Равделя, А.И. Пономаревой . — М. : Вербум-М, 2008 .— 230 с.
26	Термодинамические свойства индивидуальных веществ : справ. изд.: в 4-х т. / Л.В. Гурвич [и др.]. — 3-е изд., перераб. и расширенное .— М. : Наука, 1978-1982.
27	Добош Д. Электрохимические константы : справ. для электрохимиков / Д. Добош. — М. : Мир, 1980 .— 364 с.
28	Справочник по электрохимии / под ред. А.М. Сухотина .— Л. : Химия . Ленингр. отд-ние, 1981 .— 486 с.

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

29	www.lib.vsu.ru – ЗНБ ВГУ
30	ЭУМК «Физическая химия 2к» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=9899
31	ЭУМК «Электрохимия» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2084

16. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы

№ п/п	Источник
1	Сборник примеров и задач по электрохимии : учебное пособие / [А.В. Введенский и др.] .— Санкт-Петербург ; Москва ; Краснодар : Лань, 2018 .— 204 с.
2	Лабовиц, Л. Задачи по физической химии с решениями / под ред. Ю. В. Филиппова .— М. : Мир, 1972 .— 442 с.
3	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.
4	Еремин В.В. Задачник по физической химии / В.В. Еремин [и др.] – М. : Экзамен, 2003. – 318 с.
5	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>.
6	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>.
7	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>.
8	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>.
9	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>.
10	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 >.
11	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 >.

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:

Установки для измерения тепловых эффектов, криоскопических измерений, определения электропроводности; учебный комплекс «Химия»; иономеры, термостаты, потенциостаты, электроды, электрохимические ячейки, мультимедийное оборудование.

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 1.1-1.3	Комплект тестов № 1, Лабораторные работы, Контрольная работа № 1
2	Второй закон термодинамики. Энтропия и термодинамические потенциалы химических реакций	ОПК-2 ПК-1	ОПК 2.1-2.4 ПК 1.1-1.2	Комплект тестов № 1, Лабораторные работы, Контрольная работа № 1
3	Термодинамика растворов и фазовых равновесий	ОПК-3	ОПК 3.1-3.2	Комплект тестов № 1, Лабораторные работы, Контрольная работа № 1
4	Химическое равновесие	ОПК-3 ПК-1	ОПК 3.1-3.2 ПК 1.1-1.2	Комплект тестов № 1, Лабораторные работы, Контрольная работа № 1
5	Основы химической кинетики и катализа	ОПК-6	ОПК 6.1-6.2	Комплект тестов № 1, Лабораторные работы, Реферат № 1
6	Равновесные процессы в растворах электролитов.	ОПК-3	ОПК 3.1-3.2	Комплект тестов № 2, Лабораторные работы, Контрольная работа № 2, Реферат № 2
7	Ионный транспорт в растворах электролитов.	ОПК-3 ПК-1	ОПК 3.1-3.2 ПК 1.1-1.2	Комплект тестов № 2, Лабораторные работы, Контрольная работа № 2 Курсовая работа
8	Термодинамика гетерогенных электродных систем.	ОПК-1 ПК-1	ОПК 1.1-1.3 ПК 1.1-1.2	Комплект тестов № 2, Лабораторные работы, Контрольная работа № 2 Курсовая работа
9	Кинетика электродных процессов. Электрохимическая коррозия металлов.	ОПК-2 ОПК-6	ОПК 2.1-2.4 ОПК 6.1-6.2	Комплект тестов № 2, Лабораторные работы, Контрольная работа № 2, Реферат № 2 Курсовая работа

№ п/п	Наименование раздела дисциплины (модуля)	Компетенция(и)	Индикатор(ы) достижения компетенции	Оценочные средства
	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

Контроль успеваемости по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств:

Тестовые задания

Комплект тестов № 1

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой
физической химии

д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
_____.2023

Направление подготовки / специальность 04.03.01 - Химия

Дисциплина Физическая химия

Форма обучения очная

Вид контроля тест

Вид аттестации текущая

Контрольно-измерительный материал № 1

- В каком из процессов работа расширения идеального газ будет больше:
 - в изотермическом
 - в изобарном
 - в изохорном
 - в адиабатическом
- Тепловые эффекты химических реакций при постоянном давлении и постоянном объеме:
 - первый меньше второго
 - они равны между собой
 - первый больше второго
 - возможны все варианты
- Энтальпия химической реакции равна ее теплоте при постоянстве:
 - V, T
 - иные параметры и их сочетания
 - P, T
 - никогда не равна
- Отношение C_p/C_v всегда:
 - больше единицы
 - равно единице
 - меньше единицы
 - стремится к нулю
- Тепловой эффект химической реакции с ростом температуры:
 - всегда повышается
 - не изменяется
 - всегда убывает
 - может как повышаться, так и убывать
- Для некоторой соли энергия разрушения кристаллической решетки больше, чем суммарная теплота сольватации катиона и аниона (по модулю). Это обозначает, что процесс растворения соли:
 - экзотермичен
 - тепловой эффект отсутствует
 - эндотермичен
 - возможны все варианты
- Почему теплота нейтрализации сильных кислот одинакова, но отличается от теплоты нейтрализации слабых кислот?
Развернутый ответ:

Преподаватель _____ к.х.н., доц. С.Н. Грушевская

Направление подготовки / специальность 04.03.01 - 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 в) не изменяется
б) убывает г) возможны все варианты
2. При изотермическом смешении газов энтропия:
а) повышается в) не изменяется
б) убывает г) возможны все варианты
3. Сравните между собой значения: энтропия 1 моль кристаллического вещества ($S_{кр}$) и энтропия 1 моль его паров при той же температуре ($S_{п}$):
а) $S_{кр} > S_{п}$ в) $S_{кр} = S_{п}$
б) $S_{кр} < S_{п}$ г) возможны все варианты
4. О возможности протекания химической реакции в закрытой системе при $P; T = \text{Const}$ следует судить по знаку изменения:
а) энтропии в) энергии Гиббса
б) энтальпии г) энергии Гельмгольца
5. Энергия Гельмгольца в ходе самопроизвольной химической реакции при постоянстве естественных параметров:
а) повышается;
б) убывает;
в) не изменяется.
6. При постоянстве каких параметров убыль энтальпии химической реакции равна ее максимальной полезной работе:
а) V, S в) иные параметры и их сочетания
б) P, S г) никогда не равна
7. В чем сходство и различия понятий: функция состояния, характеристическая функция, термодинамический потенциал?
Развернутый ответ:

Преподаватель _____ к.х.н., доц. С.Н. Грушевская

Направление подготовки / специальность 04.03.01 - 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. В процессе осмоса через полупроницаемую мембрану проникает:
 - а) растворенное вещество;
 - б) растворитель;
 - в) раствор.
3. Как изменяется химический потенциал компонента в процессе самопроизвольного перехода из одной фазы в другую в гетерогенной системе:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется.
4. В каком случае растворимость газа в жидкости больше:
 - а) в идеальном растворе;
 - б) при положительных отклонениях от идеальности;
 - в) при отрицательных отклонениях от идеальности.
5. Для раствора вещества А в растворителе В верен закон Генри. Как связаны между собой стандартные химические потенциалы вещества А в паровой и жидкой фазах?
 - а) $\mu(A) > \mu(B)$
 - б) $\mu(A) < \mu(B)$
 - в) $\mu(A) = \mu(B)$
 - г) возможны любые соотношения в зависимости от условий
6. 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.
7. Почему кривая сублимации на Р-Т диаграмме однокомпонентной системы всегда характеризуется большим наклоном, чем кривая испарения?
Развернутый ответ:

Преподаватель _____ к.х.н., доц. С.Н. Грушевская

Контрольно-измерительный материал № 4

1. Как энергия Гиббса химической реакции изменяется с ростом активности (концентрации) исходных веществ:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется
 - г) может меняться сложным образом.
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
 - г) возможны любые варианты.
4. Константа равновесия химической реакции изменяется с ростом температуры:
 - а) повышается;
 - б) убывает;
 - в) не изменяется;
 - г) возможны любые варианты.
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. Всегда ли существует различие между константами равновесия K_p и K_c ?
Развернутый ответ:

Преподаватель _____ к.х.н., доц. С.Н. Грушевская

Контрольно-измерительный материал № 5

1. Для самопроизвольного течения химической реакции необходимо, чтобы произведение химического сродства A и скорости реакции v было:
 - а) равно нулю
 - б) больше нуля
 - в) меньше нуля
 - г) отлично от нуля
2. Энергия активации химической реакции E_a с ростом температуры:
 - а) всегда повышается
 - б) всегда убывает
 - в) не изменяется
 - г) может меняться более сложным образом
3. Скорость химической реакции при увеличении ее энергии активации:
 - а) повышается
 - б) убывает
 - в) не изменяется
 - г) возможны все варианты
4. Химическая реакция протекает через последовательные стадии. Скорость реакции в целом определяется параметрами:
 - а) самой быстрой стадии
 - б) самой медленной стадии
 - в) не зависит от параметров отдельных стадий
 - г) зависит от параметров всех стадий
5. Химическая реакция протекает через параллельные стадии. Скорость реакции в целом определяется параметрами:
 - а) самой быстрой стадии
 - б) самой медленной стадии
 - в) не зависит от параметров отдельных стадий
 - г) зависит от параметров всех стадий
7. Может ли порядок реакции быть нулевым, дробным, отрицательным?
Развернутый ответ:

Преподаватель _____ к.х.н., доц. С.Н. Грушевская

Комплект тестов № 2

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 - 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: $KA = v_+K^{z_+} + v_-A^{z_-}$ 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) $Cu | Cu^+, Cu^{2+}$;
 - б) $Pt | Cu^+, Cu^{2+}$;
 - в) $Pt | Ag^+, Cu^{2+}$.
7. В теории Дебая-Хюккеля средне-ионного коэффициента активности размер "ионной атмосферы" (дебаевский радиус экранирования) с ростом концентрации ионов:
 - а) падает;
 - б) растет;
 - в) не изменяется.
8. Напряжение цепи $M_1 | L_1 || L_2 | M_2$ 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. О.А. Козадеров

Направление подготовки / специальность 04.03.01 - 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) протофильных; б) протогенных; 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) $g_{\alpha/\beta} = -\frac{1}{zF} \left[\sum_i (\tilde{\mu}_i v_i)^\beta - \sum_i (\tilde{\mu}_i v_i)^\alpha \right]$ б) $g_{\alpha/\beta} = -\frac{1}{zF} \left[\sum_i (\mu_i v_i)^\beta - \sum_i (\mu_i v_i)^\alpha \right]$
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) $T=0 \text{ K}$ б) $T=298 \text{ K}$ 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. О.А. Козадеров

Направление подготовки / специальность 04.03.01 - 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. О.А. Козадеров

Направление подготовки / специальность 04.03.01 - Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля тест
Вид аттестации текущая

Контрольно-измерительный материал № 4

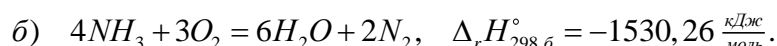
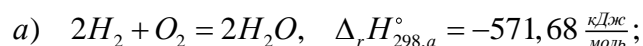
1. Константа гидролиза соли слабой кислоты и сильного основания описывается соотношением:
 - а) $K_{\Gamma} = K_w / K_{\text{дисс}}$;
 - б) $K_{\Gamma} = K_w \cdot K_{\text{дисс}}$;
 - в) $K_{\Gamma} = K_{\text{дисс}} / K_w$;
2. При помощи какого электрода нельзя потенциометрически определить концентрацию раствора HCl :
 - а) стеклянного;
 - б) хингидронного;
 - в) ртутносльфатного.
3. Стандартная плотность тока обмена \bar{I}_0 двух разных ионно-металлических электродов равна 10^{-3} А/см^2 и 10^3 А/см^2 . Какой из этих электродов характеризуется повышенным поляризационным сопротивлением стадии перехода заряда:
 - а) с низким \bar{I}_0 ;
 - б) с высоким \bar{I}_0 ;
 - в) не зависит от \bar{I}_0 .
4. Появление двойного электрического слоя на границе раздела металл- водный раствор электролита обусловлено:
 - а) растворением металла;
 - б) адсорбцией ионных компонентов раствора;
 - в) адсорбцией молекул воды;
 - г) всеми этими причинами.
5. 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.
6. К какому типу потенциалов относится потенциал Доннана:
 - а) Вольта-потенциал;
 - б) Гальвани-потенциал;
 - в) электродный потенциал;
 - г) реальный потенциал.
7. Эффекты электрофоретического и релаксационного торможения при миграции ионов в растворе электролита с ростом его концентрации:
 - а) нарастают;
 - б) снижаются;
 - в) компенсируют друг друга.
8. 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:
 - а) диффузионная;
 - б) электрохимическая;
 - в) химическая;
 - г) кристаллизационная.
9. По мере насыщения водного раствора KCl кислородом скорость коррозии меди:
 - а) не меняется;
 - б) растет;
 - в) падает.
10. Правило Кольрауша $\Lambda_0 = \nu_+ \Lambda_+ + \nu_- \Lambda_-$ применяется к растворам сильных электролитов:
 - а) любых концентраций;
 - б) разбавленным;
 - в) концентрированным.
11. К какому типу физических цепей относится цепь (-)Pt, Cu(111) | Cu⁺ | Cu(100), Pt (+):
 - а) гравитационная;
 - б) аллотропная;
 - в) кристаллографическая.
12. Эффект Фарадея в слабых электролитах обусловлен:
 - а) изменением подвижности ионов с напряженностью электрического поля;
 - б) изменением степени диссоциации с напряженностью поля;
 - в) изменением подвижности ионов с частотой переменного тока;
 - г) изменением степени диссоциации с частотой тока.

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

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 $2HgO(\text{тв.}) = 2Hg(\text{г.}) + O_2(\text{г.})$. 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 $O_2 + 4H_3O^+ + 4e^- = 6H_2O$ $E_{O_2, H_2O, Pt}^0 = 1,229 \text{ В}$; $H_2O_2 + 2H_3O^+ + 2e^- = 4H_2O$ $E_{H_2O_2, H_2O, Pt}^0 = 1,776 \text{ В}$.

Темы 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

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.*

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); письменных работ (контрольные, лабораторные работы); тестирования; оценки результатов практической деятельности (курсовая работа).

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</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</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	Пороговый уровень	Удовлетворительно
Обучающийся демонстрирует отрывочные, фрагментарные знания теоретических основ физической химии и электрохимии, допускает грубые ошибки при применении теоретических знаний для решения практических задач в области электрохимической термодинамики и электрохимической кинетики	–	Неудовлетворительно

20.2 Промежуточная аттестация

Комплект КИМ № 1

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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 средство и скорость сопряженных химических реакций.

Преподаватель _____ к.х.н., доц. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

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

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
Дисциплина Физическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

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. С.Н. Грушевская

Комплект КИМ № 2

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 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. Химические источники тока.

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

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 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. О.А. Козадеров

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 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. Потенциал коррозии. Ток коррозии. Диаграммы Эванса и их значение.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии

д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия

Дисциплина: Физическая химия

Форма обучения: очная

Вид контроля: экзамен

Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал №4

1. Недостатки теории Аррениуса. Механизмы образования растворов электролитов. Роль ион-дипольных взаимодействий в растворах.
2. Поляризационные кривые электрода в случае замедленного перехода заряда. Уравнение Тафеля.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии

д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия

Дисциплина: Физическая химия

Форма обучения: очная

Вид контроля: экзамен

Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 5

1. Сольватация (гидратация) иона. Термодинамические функции образования ионов в растворах и их практическое определение.
2. Уравнение Батлера-Фольмера. Коэффициенты переноса. Ток обмена.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии

д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия

Дисциплина: Физическая химия

Форма обучения: очная

Вид контроля: экзамен

Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 6

1. Основные положения теории кислот и оснований Брэнстеда-Лоури.
2. Теория диффузионного перенапряжения. Диффузионный слой Нернста.

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

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия
Дисциплина: Физическая химия
Форма обучения: очная
Вид контроля: экзамен
Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 7

1. Сопряженные кислотно-основные пары. Протолитическое и автопротолитическое равновесия. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
2. Поляризационные кривые электрода в случае замедленного перехода заряда.

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

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия
Дисциплина: Физическая химия
Форма обучения: очная
Вид контроля: экзамен
Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал №8

1. Константа кислотности и константа основности. Степень протолиза.
2. Поляризация электрода. Перенапряжение стадий перехода заряда, диффузии, химической реакции, кристаллизации. Понятие о лимитирующей стадии электродного процесса.

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

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия
Дисциплина: Физическая химия
Форма обучения: очная
Вид контроля: экзамен
Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 9

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

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

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия
Дисциплина: Физическая химия
Форма обучения: очная
Вид контроля: экзамен
Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 10

1. Химический и электрохимический потенциалы частиц. Вольта-потенциал. Гальвани-потенциал.
2. Потенциометрия и ее возможности. Определение стандартных электродных потенциалов потенциометрическим методом.

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

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 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. О.А. Козадеров

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 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. О.А. Козадеров

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 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.

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

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 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. О.А. Козадеров

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 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. О.А. Козадеров

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия
Дисциплина: Физическая химия
Форма обучения: очная
Вид контроля: экзамен
Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 16

1. Понятие электродного потенциала. Уравнение Нернста для равновесного гальванического потенциала и равновесного электродного потенциала.
2. Плотность тока и скорость электрохимической. Поляризация электрода. Многостадийность электродных процессов.

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

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 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. Коррозия с водородной и с кислородной деполяризацией. Ингибиторы коррозии.

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

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 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.
2. Потенциометрия и ее возможности. Определение произведения растворимости малорастворимых электролитов.

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 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. О.А. Козадеров
УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии
д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
_____.2023

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия
Дисциплина: Физическая химия
Форма обучения: очная
Вид контроля: экзамен
Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 20

1. Влияние различных факторов на электропроводность растворов. Аномальная электропроводность ионов.
2. Классификация электрохимических цепей. Химические цепи.

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия
Дисциплина: Физическая химия
Форма обучения: очная
Вид контроля: экзамен
Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 21

1. Предельная электрическая подвижность ионов. Закон Кольрауша и следствия из него. Правило Вальдена-Писаржевского.
2. Адсорбция и электрокапиллярные кривые. Потенциал нулевого заряда. Уравнение Липпмана.

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

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия

Дисциплина: Физическая химия

Форма обучения: очная

Вид контроля: экзамен

Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 22

1. Равновесная электрохимическая цепь. Напряжение электрохимической цепи, связь с потенциалами отдельных электродов. Анод и катод в электрохимической цепи.
2. Потенциал Доннана. Мембранный потенциал. Ионселективные электроды. Стекланный электрод.

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

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия

Дисциплина: Физическая химия

Форма обучения: очная

Вид контроля: экзамен

Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 23

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. О.А. Козадеров

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

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия

Дисциплина: Физическая химия

Форма обучения: очная

Вид контроля: экзамен

Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 24

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

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии

д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия

Дисциплина: Физическая химия

Форма обучения: очная

Вид контроля: экзамен

Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 25

1. Газовые электроды. Водородный электрод. Кислородный электрод. Диаграмма электрохимической устойчивости воды.
2. Поляризационные кривые электрода в случае замедленной диффузии. Предельный диффузионный ток.

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

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
физической химии

д.х.н., доц. _____ О.А. Козадеров
__._.2023

Направление подготовки / специальность: 04.03.01 Химия

Дисциплина: Физическая химия

Форма обучения: очная

Вид контроля: экзамен

Вид аттестации: промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 26

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

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

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 выше.

Критерии оценивания при промежуточной аттестации:

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.

20.3. Оценочные средства для диагностической работы

ОПК-1

Закрытые

- Какая форма записи первого начала термодинамики является правильной:
 - $dU = \delta Q - \delta A$;
 - $\delta Q = dU + \delta A$
 - $\delta A = dU + \delta Q$
 - верны а) и б)
 - не верен ни один вариант
- Истинной молярной теплоемкостью называется:
 - количество теплоты, необходимое для нагревания системы на градус;
 - количество теплоты, необходимое для нагревания 1 моль вещества на градус;
 - 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 разность теплоемкостей продуктов реакции и исходных реагентов равна нулю, то тепловой эффект химической реакции с уменьшением температуры может:
- а) только уменьшаться;
- б) только расти;
- в) сначала увеличиваться, затем уменьшаться;
- г) зависит от знака изменения теплоемкости;
- д) не изменяется при изменении температуры.
4. Теплоемкость идеального газа в изотермической системе:
- а) равна нулю;
- б) стремится к бесконечности;
- в) зависит от строения молекулы
- г) для изотермической системы такого понятия не существует;
- д) верного ответа нет.
5. Работа расширения 1 моль идеального газа больше:
- а) в изотермическом процессе
- б) в адиабатическом процессе;
- в) в изохорном процессе;
- г) в изобарном процессе;
- д) во всех процессах одинакова.
6. Для необратимого процесса уравнение второго закона термодинамики выглядит следующим образом:
- а) $dS = \delta Q/T$; б) $dS \geq \delta Q/T$; в) $dS \leq \delta Q/T$; г) $dS > \delta Q/T$; 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; д) верного ответа нет.
8. Процесс расширения идеального газа проводят сначала обратимо, а затем необратимо. Какая из термодинамических функций будет от этого зависеть:
- а) работы; б) изменение энтропии; в) изменение энергии Гиббса;
- г) изменение 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) одинаково для обоих газов;
- г) в этих условиях энтропия не изменяется;
- д) величина изменения энтропии зависит от начального давления газа.
10. Условие химического равновесия в системе имеет вид:
- а) $\Delta\mu_1 > 0$ 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 увеличении давления:
- увеличится
 - уменьшится
 - не изменится
 - сначала увеличится, потом уменьшится.
13. Различие между значениями констант K_C и K_X существует:
- всегда;
 - различия нет;
 - только для гетерогенных систем;
 - если $\Delta\nu_{\text{газа}} \neq 0$;
 - если $\Delta\nu_{\text{газа}} = 0$.
14. Как рассчитать константу равновесия реакции, если известно значение $\Delta G_{P,T}^0$:
- $\ln(\Delta G_{P,T}^0) = -RTK_P$;
 - $\Delta G_{P,T}^0 = -RT \exp(K_P)$;
 - $\Delta G_{P,T}^0 = -RT \ln K_P$;
 - расчет невозможен.
15. Фракционной перегонкой смесь двух компонентов можно разделить на чистые вещества, если:
- на диаграмме жидкость-пар имеется азеотропная точка;
 - на диаграмме жидкость-пар нет азеотропной точки;
 - если компоненты не смешиваются;
 - если компоненты смешиваются ограниченно;
 - в любом случае можно разделить.
16. Диаграмма состояния вода-анилин имеет верхнюю критическую температуру. При этом с ростом температуры взаимная растворимость двух жидкостей:
- уменьшается;
 - не меняется;
 - увеличивается;
 - характер изменения зависит от концентрации компонентов.
17. Энергия активации простой реакции с ростом температуры:
- растет;
 - не меняется;
 - уменьшается;
 - может меняться по разному.
18. Температурный коэффициент Вант-Гоффа равен 3. Температура при протекании реакции типа $A=B$ увеличилась на 30 градусов. Скорость реакции при этом увеличилась:
- в 27 раз;
 - в 9 раз;
 - в 6 раз;
 - в 81 раз;
 - кратность определяется внешним давлением
19. Реакции, одна из которых возможна только при одновременном протекании второй, называются:
- сопряженными
 - обратимыми
 - последовательными
 - параллельными
 - каталитическими.

Открытые

20. Водный раствор хлорида натрия объемом 1 дм³ с концентрацией 0,10 моль/дм³ разлили в две мерные колбы емкостью 500 см³. Чему равна концентрация раствора в каждой колбе? Ответ дайте в моль/дм³ с точностью до сотых.
21. Имеются водные растворы мочевины и глюкозы одинаковой концентрации 0,005 моль/кг. Сравните между собой температуры кристаллизации этих растворов.
22. Сколько фаз, составных частей и компонентов содержит система, в которой возможно протекание реакции $2\text{NH}_3(g) = \text{N}_2(g) + 3\text{H}_2(g)$? Ответ дайте в виде последовательности трех цифр без пробелов и знаков препинания.
23. При _____ атмосферного давления температура кипения воды может быть выше 100 °С. (вставьте пропущенное слово)

24. 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? Ответ дайте в кДж с точностью до целого числа.

Ключи для ОПК-1

Вопросы	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Ответы	Г	Д	Д	Б	Г	Г	Г	А	Б
Вопросы	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Ответы	Б	Г	А	Г	В	Б	В	Б	А
Вопросы	19	20	21	22	23	24			
Ответы	А	0,10	Равны (одинаковы)	131	повышении	19			

ОПК-2

Закрытые

- Для некоторой соли КА энергия разрушения кристаллической решетки оказалась больше (по модулю), чем суммарная теплота гидратации ионов K^{z+} и A^{z-} . Тепловой эффект процесса растворения этой соли:
 - экзотермичен;
 - эндотермичен;
 - отсутствует;
 - может быть любым.
- Тепловой эффект реакции: $C + \frac{1}{2}O_2 + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$ можно считать
 - теплотой образования метанола;
 - теплотой сгорания углерода;
 - теплотой сгорания водорода;
 - подходит любое из перечисленных.
- Термодинамические законы применимы к системам, состоящим из:
 - нескольких частиц;
 - нескольких сотен частиц;
 - числа частиц, сравнимого с числом Авогадро;
 - к любому числу частиц.
- Для некоторой реакции теплоемкость продуктов меньше теплоемкости исходных веществ. Тепловой эффект этой реакции с ростом температуры:
 - увеличивается;
 - уменьшается;
 - может как увеличиваться, так и уменьшаться;
 - не зависит от температуры.
- 1 моль аргона и 10 моль водорода изохорически нагревают на 100° . В каком случае работа, совершенная газом, будет больше:
 - для аргона;
 - для водорода;
 - одинакова;
 - это зависит от начальной температуры и давления.
- Теплота нейтрализации раствора некоторой кислоты НА оказалась равна теплоте нейтрализации раствора соляной кислоты в тех же условиях, следовательно, кислота НА – это:
 - слабый электролит;
 - сильный электролит;
 - теплоты нейтрализации кислот всегда различаются, и о силе электролита ничего сказать нельзя;
 - теплоты нейтрализации любых кислот всегда совпадают.
- Какие параметры необходимо поддерживать постоянными, чтобы по знаку изменения энтропии можно было судить о направлении самопроизвольного процесса?
 - P, T;
 - U, V;
 - V, T;
 - U, P.

8. В каком из перечисленных ниже обратимых процессов с 1 моль идеального газа изменение энтропии будет максимальным?
- нагревание от 300 К до 400 К при постоянном давлении;
 - нагревание от 300 К до 400 К при постоянном объеме;
 - изотермическое расширение от 300 м³ до 400 м³;
 - адиабатическое расширение от 300 м³ до 400 м³.
9. Может ли константа равновесия химической реакции не меняться с температурой:
- да, если $\Delta H \neq \text{const}$;
 - да, если $\Delta H = 0$;
 - константа всегда зависит от температуры;
 - да, если $\Delta V = \text{const}$.
10. Процесс взаимодействия основания с кислотой является экзотермической реакцией. Что произойдет с положением равновесия и величиной K_C , если увеличить температуру:
- ничего не изменится;
 - константа не изменится, равновесие сместится в сторону образования продуктов;
 - константа уменьшится, равновесие сместится в сторону образования исходных веществ;
 - константа увеличится, равновесие не сместится.
11. С ростом температуры степень диссоциации газообразного хлорида водорода по реакции $2 \text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{H}_2$ ($\Delta H > 0$):
- растет
 - уменьшается
 - не меняется
 - такая реакция не возможна.
12. При 26 °С константа равновесия процесса $\text{FeO} + \text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ больше, чем в этих же условиях, но при 20 °С. Что можно сказать о знаке теплового эффекта этого процесса:
- $\Delta H > 0$
 - $\Delta H < 0$
 - может быть как $<$, так и > 0
 - $\Delta H = 0$
13. Сколько составных частей и сколько компонентов содержит система $\text{Na}_2\text{O}_{(\text{тв})} + \text{SO}_{3(\text{г})} = \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{тв})}$:
- 3 и 3
 - 3 и 2
 - 2 и 2
 - 2 и 3
14. Какое агрегатное состояние – лед или жидкая вода будет более устойчивым при 273 К и 1 атм:
- лед;
 - жидкость;
 - одинаково устойчивы оба;
 - не устойчивы оба.
15. Можно ли превратить жидкую фазу в пар без нагревания:
- да, нужно увеличить давление;
 - да, нужно уменьшить давление;
 - это зависит от природы вещества;
 - такое не возможно.
16. Над какой жидкостью – вода или водный раствор мочевины – давление насыщенного водяного пара выше:
- над раствором;
 - над водой;
 - одинаково над обеими;
 - правильного ответа нет.
17. Наличие катализатора:
- увеличивает скорость как прямой, так и обратной реакции;
 - увеличивает скорость прямой реакции и уменьшает скорость обратной реакции;
 - позволяет протекать термодинамически запрещенному процессу;
 - увеличивает время достижения равновесия.

Открытые

18. В дистиллированной воде массой 180 г растворили 5,85 г хлорида натрия. Вычислите молярную долю хлорида натрия в этом растворе. Ответ приведите с точностью до двух значащих цифр. Разделитель - запятая.
19. Сколько льда (кг) растает, если лед массой 5 кг и температурой 0°C опустить в воду массой 10 кг и температурой 0°C? Ответ приведите с точностью до целых.
20. Для некоторой реакции константа скорости при температуре 300 К составляет 0,3 л·моль⁻¹·мин⁻¹, а температурный коэффициент реакции равен 3. Рассчитайте значение константы скорости реакции при температуре 320 К. Ответ приведите в л·моль⁻¹·мин⁻¹ с точностью до десятых. Разделитель - запятая.
21. Ацетатный буферный раствор, содержащий по 0,10 моль кислоты и соли разбавили водой в 10 раз. Что произошло с величиной рН? Как поменялась буферная емкость? Дайте два ответа как два отдельных предложения.
22. Растворимость хлорида серебра в растворе хлорида калия _____, чем в воде. (вставьте пропущенное слово)

Ключи для ОПК-2

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

ОПК-3

Закрытые:

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. Различаются ли теплоты нейтрализации 0,1 М растворов HCOOH и HNO₃ раствором щелочи одинаковой концентрации:
а) да; б) нет; в) зависит от внешнего давления;
г) по приведенным данным однозначный вывод невозможен.

4. При $P = \text{const}$ азот и аргон нагревают на 20° . Количество теплоты, затраченное на нагревание:

- а) больше для азота; б) больше для аргона;
- в) одинаково для обоих газов; г) зависит от начальной температуры газов.

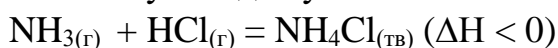
5. Значение K_p реакции $2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ в газовой фазе при уменьшении общего давления в 2 раза:

- а) уменьшится б) не изменится в) увеличится
- г) может как увеличиться, так и уменьшиться.

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



- 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 первом растворенный компонент летучий, во втором – нелетучий. Значения давления насыщенного пара над этими растворами:

- а) одинаково; б) над первым выше;
- в) над вторым выше; г) по имеющимся данным ответить нельзя.

10. Имеются водные растворы хлорида натрия и хлорида калия одинаковой концентрации. Сравните температуры кристаллизации этих растворов:

- а) одинакова; б) у первого раствора выше;
- в) у второго раствора выше; г) по имеющимся данным ответить 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 твердого вещества в жидкости больше:

- а) в идеальном растворе;
- б) в растворе с положительными отклонениями от закона Рауля;
- в) в растворе с отрицательными отклонениями от закона Рауля;
- г) растворимость зависит только от температуры.

13. Согласно закону Коновалова состав жидкости по сравнению с составом равновесного с ней пара:

- а) такой же;
- б) обогащен менее летучим компонентом;
- в) обогащен более летучим компонентом;
- г) верного ответа нет.

14. При определении порядка химической реакции графическим методом получили линейную зависимость в координатах $\ln c - t$. Какой порядок имеет данная реакция:
 а) нулевой; б) первый; в) второй; г) третий.
15. При уменьшении начальной концентрации исходных веществ ($c_A^0 = c_B^0$) в два раза время полупревращения в реакции второго порядка:
 а) увеличится в два раза; б) уменьшится в два раза;
 в) увеличится в четыре раза; г) не изменится
16. Для реакции первого порядка $A \rightarrow B$ при начальной концентрации исходного вещества $c_A = 1$ моль·л⁻¹ время полупревращения составило 1250 секунд. Каково значение времени полупревращения при $c_A = 2,5$ моль·л⁻¹
 а) 6250 с; б) 1250 с; в) 2500 с; г) 5000 с.
17. Константа скорости химической реакции зависит от следующих факторов:
 а) время, температура, концентрация участников реакции;
 б) концентрация участников реакции, температура;
 в) время, механизм реакции, температура;
 г) механизм реакции, температура.
18. Потенциал какого из электродов не зависит от рН среды:
 а) водородного; б) хингидронного; в) каломельного; г) стеклянного.
19. Буферным действием обладает смесь оксалата калия с:
 а) уксусной кислотой; б) лимонной кислотой;
 в) щавелевой кислотой; г) ортофосфорной кислотой.
20. Для раствора 1 моль/л $Na_2SO_4 + 1$ моль/л H_2SO_4 ионная сила равна:
 а) 4 моль/л; б) 5 моль/л; в) 6 моль/л г) 2 моль/л;
 д) верного ответа нет

Открытые:

21. Йод распределяется между толуолом и водой. Концентрация йода в толуоле гораздо больше концентрации вода в воде. Как соотносятся между собой химические потенциалы йода в обеих фазах в состоянии равновесия.
22. Константа и степень диссоциации электролитической диссоциации слабого электролита связаны соотношением: $K = \alpha^2 c / (1 - \alpha)$. Что происходит с константой диссоциации по мере увеличения концентрации раствора c ?
23. На диаграмме состояния температура-состав двухкомпонентной системы ($P = \text{const}$) имеются точки, для которых степень свободы равна двум. Какому числу равновесных фаз она отвечает?
24. В насыщенный водный раствор бромида серебра добавлен бромид натрия. Как изменилась растворимость? Как изменилось произведение растворимости бромида серебра? Дайте два ответа, разделив их запятой.
25. Поддерживает ли ацетатный буферный рН водного раствора, равный 12,0? ($pK_{CH_3COOH} = 4,75$).

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	Б	Г	В
Вопросы	19	20	21	22	23	24	25		
Ответы	В	В	Равны	Не изменя ется (не меняетс я)	Одна фаза	Растворим ость уменьшитс я, произведен ие растворим ости не изменится	Нет (не поддержи вает)		

ОПК-6

Открытые:

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) $\text{pH}(\text{H}_2\text{O}) > \text{pH}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$; б) $\text{pH}(\text{H}_2\text{O}) < \text{pH}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$;
 в) $\text{pH}(\text{H}_2\text{O}) = \text{pH}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})$; г) верного ответа нет

2. Удельная электропроводность водного раствора сильного электролита с ростом его концентрации c вначале растет, а затем снижается. Появление участка снижения электропроводности на зависимости обусловлено:

- а) изменением механизма миграционного переноса;
 б) изменением числа носителей заряда;
 в) нарастающим влиянием межионных взаимодействий;
 г) изменением молярной электропроводности.

3. Скорость химической реакции при увеличении ее энергии активации:

- а) повышается; б) убывает; в) не изменяется;
 г) может изменяться по разному; д) это зависит от температуры.

4. В соответствии с принципом лимитирующей стадии химической реакции:

- а) скорость любой сложной химической реакции определяется скоростью самой медленной ее стадии;
 б) скорость любой сложной химической реакции определяется скоростью самой быстрой ее стадии;
 в) скоростью самой медленной стадии определяется скорость сложной химической реакции, если она состоит из ряда параллельных реакций;
 г) скоростью самой быстрой стадии определяется скорость сложной химической реакции, если она состоит из ряда параллельных реакций.

5. Выберите уравнение реакции, соответствующее стандартной энтальпии образования $\Delta_f H_{298}^\circ$ 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

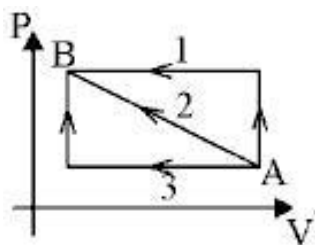
- а) обратимо и изотермически; б) обратимо и адиабатически;
 в) необратимо изотермически; г) обратимо и изобарически.

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

зависит тепловой эффект реакции от температуры:

- а) с ростом температуры снижается б) с понижением температуры растет
 в) не меняется г) с понижением температуры снижается

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 $3,6$ °С:

- 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:

- а) понижается с ростом концентрации В б) не меняется
 в) повышается с ростом концентрации В г) это зависит от температуры

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.

16. Если на диаграмме растворимости имеется нижняя критическая температура, то с ростом температуры взаимная растворимость:
 две жидкости:
 а) не меняется; б) сначала повышается, затем понижается;
 в) повышается; г) понижается.
17. Могут ли порядок реакции и молекулярность быть дробными величинами:
 а) нет; б) да; в) порядок – да, молекулярность – нет;
 г) молекулярность – да, порядок – нет.
18. Если температура, константы скорости и начальные концентрации исходных веществ одинаковы, то реакция какого порядка завершится раньше:
 а) второго б) нулевого; в) первого; г) третьего
19. 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.

Открытые

20. Для графического определения значения энергии активации в уравнении Аррениуса необходимо построить график в координатах $\ln k = f(1/T)$
 1) Верно; 2) Неверно.
21. Согласно теории Аррениуса рассчитайте значение рН и рОН водного раствора гидроксида калия с концентрацией 0,01 М. В ответе приведите два целых числа разделенных одним пробелом.
22. Имеются водные растворы глюкозы и хлорида натрия одинаковой концентрации. Сравните осмотическое давление этих двух растворов. Являются ли эти растворы изотоническими? Приведите два ответа как два отдельных предложения.
23. Пусть имеется 1 моль воды в разных агрегатных состояниях: пар, жидкость и лёд. Сравните между собой энтропии трех агрегатных состояний.
24. В элементарной реакции типа $2A \rightarrow B$ начальная концентрация вещества А равна $0,1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$. Через 10 мин от начала реакции концентрация вещества В составила $0,05 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$. Вычислите константу скорости этой реакции. Ответ приведите в $[\text{л моль}^{-1} \text{ мин}^{-1}]$ с точностью до десятых.

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	Г	В	Г
Вопросы	19	20	21	22	23	24			
Ответы	В	1	12;2	Осмотическое давление раствора хлорида натрия больше, чем	Энтропия пара наибольшая, энтропия льда - наименьшая.	0,9			

				раствора глюкозы. Растворы не являются изотоничес- кими.					
--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

ПК-1

Закрытые:

- Приводимые в таблицах стандартные тепловые эффекты химических реакций, протекающих без участия газов, 1) при постоянном давлении и 2) при постоянном объеме:
 - первый меньше второго;
 - первый больше второго;
 - равны между собой;
 - возможны все варианты.
- Справочные данные по теплоемкостям газов позволяют сделать заключение:
 - отношение C_p/C_v больше единицы;
 - отношение C_p/C_v меньше единицы;
 - отношение C_p/C_v равно единице;
 - отношение C_p/C_v стремится к нулю.
- Согласно справочным данным энергия разрушения кристаллической решетки некоторой соли больше, чем суммарная теплота сольватации катиона и аниона (по модулю) этой же соли. Это обозначает, что процесс растворения соли:
 - экзотермичен;
 - эндотермичен;
 - тепловой эффект отсутствует;
 - возможны все варианты.
- Сравните между собой табличные значения энтропии (при стандартной температуре) 1 моль кристаллического вещества ($S_{кр}$) и 1 моль его паров ($S_{п}$):
 - $S_{кр} > S_{п}$;
 - $S_{кр} < S_{п}$;
 - $S_{кр} = S_{п}$;
 - возможны все варианты
- Для раствора вещества А в растворителе В выполняется закон Генри; константы Генри можно найти в справочниках. Как связаны между собой стандартные химические потенциалы вещества А в паровой и жидкой фазах?
 - $\mu^ж(A) > \mu^{пар}(A)$;
 - $\mu^ж(A) < \mu^{пар}(A)$;
 - $\mu^ж(A) = \mu^{пар}(A)$;
 - возможны любые соотношения в зависимости от условий.
- На диаграмме состояния давление-температура однокомпонентной системы имеются точки, для которых степень свободы равна двум. Какому числу равновесных фаз она отвечает:
 - 1;
 - 2;
 - 3;
 - 4.
- С ростом температуры константа равновесия химической реакции:
 - повышается;
 - убывает;
 - не изменяется;
 - возможны любые варианты.
- С ростом концентрации реагентов равновесный выход продуктов химической реакции:
 - повышается;
 - убывает;
 - не изменяется.
- Если имеются справочные данные по кристаллохимическим радиусам двух ионов с одинаковыми зарядами $z_1 = z_2$, можно ли определить, в сольватной оболочке какого из двух ионов содержится большее число молекул растворителя:
 - у иона с большим кристаллохимическим радиусом;
 - у иона с меньшим кристаллохимическим радиусом;
 - не зависит от размера иона;
 - определить нельзя.
- Процесс электролитической диссоциации некоторой соли описывается уравнением: $KA = \nu_+ K^{z_+} + \nu_- A^{z_-}$ Какая термодинамическая активность может быть оценена экспериментально:
 - катиона (a_+);
 - аниона (a_-);
 - средне-ионная (a_{\pm});
 - любая из перечисленных.

11. Согласно общепринятой классификации электродов какая из систем представляет равновесный окислительно-восстановительный электрод:

- а) $\text{Cu} | \text{Cu}^+, \text{Cu}^{2+}$; б) $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$;
в) $\text{Pt} | \text{Ag}^+, \text{Cu}^{2+}$ г) $\text{Pt} | \text{Cu}^+, \text{Cu}^{2+}$.

12. В теории Дебая-Хюккеля средне-ионного коэффициента активности размер "ионной атмосферы" (дебаевский радиус экранирования) с ростом концентрации ионов:

- а) не изменяется; б) растет; в) падает; г) меняется сложным образом.

13. Напряжение цепи $\text{M}_1 | \text{L}_1 || \text{L}_2 | \text{M}_2$ больше нуля, а цепи $\text{M}_2 | \text{L}_2 || \text{L}_1 | \text{M}_1$ меньше нуля. Какая из цепей записана верно:

- а) первая; б) вторая; в) обе; г) ни одна.

14. Известно, что 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.

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

- а) протопфильных; б) протогенных; в) апротонных.

16. 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) $a_{\ominus}^0 \neq a_{+}^0 \neq a_{-}^0$.

17. Согласно общепринятой классификации электродных систем электродом I рода является:

- а) $\text{Ag} | \text{AgCl} | \text{Cl}^-$; б) $\text{H}^+ | \text{H}_2$; в) $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}^+$; г) $\text{Ag}^+ | \text{Ag}$.

18. Стандартный электродный потенциал водородного электрода полагают равным нулю при:

- а) $T=0 \text{ K}$ б) $T=298 \text{ K}$ в) любых T .

19. Константа гидролиза соли слабой кислоты и сильного основания описывается соотношением следующих табличных величин:

- а) $K_{\Gamma} = K_w / K_{\text{дисс}}$; б) $K_{\Gamma} = K_{\text{дисс}} / K_w$; в) $K_{\Gamma} = K_w \cdot K_{\text{дисс}}$; г) $K_{\Gamma} = K_{\text{дисс}} + K_w$

20. В справочных изданиях найдены константы диссоциации двух слабых кислот K_1 и K_2 . Сильно разбавленные водные растворы этих кислот имеют одну и ту же молярную концентрацию. Если $K_1 > K_2$, то:

- а) $\text{pH}_1 > \text{pH}_2$; б) $\text{pH}_1 < \text{pH}_2$; в) $\text{pH}_1 = \text{pH}_2$.

21. Стандартная плотность тока обмена \bar{i}_0 двух разных ионно-металлических электродов равна 10^{-3} A/cm^2 и 10^3 A/cm^2 . Какой из этих электродов характеризуется повышенным поляризационным сопротивлением стадии перехода заряда:

- а) с низким \bar{i}_0 ; б) с высоким \bar{i}_0 ; в) не зависит от \bar{i}_0 .

Открытые

Критерии оценивания:

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

22. Чем принципиально отличаются химические цепи от концентрационных?

Различием материалов анода и катода; протеканием химической реакции.

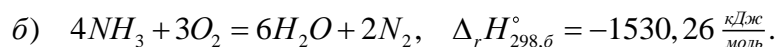
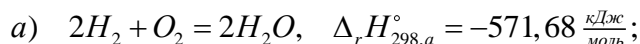
23. На катодной поляризационной кривой неподвижного электрода обнаружена область независимости плотности тока от перенапряжения, причем вращение электрода приводит к росту плотности тока. Какая стадия является скоростьюопределяющей в электрохимическом процессе, протекающем в данной системе?

Диффузионная.

24. Всегда ли существует различие между константами равновесия, выраженными через парциальные давления и молярные концентрации?

Различий нет, если в реакции нет изменения объема.

25. 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: $\frac{1}{4} * [(a)*3-(б)] = -571,68*3 - (-1530,26) = -46$ (кДж/моль).

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

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

27. 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: $0,479 * 122,7 = 59$ ($\text{Ом}^{-1} \cdot \text{дм}^2 \cdot \text{моль}^{-1}$)

28. Вычислить $E_{O_2, H_2O_2, Pt}^0$ для реакции (1) $O_2 + 2H_3O^+ + 2e^- = H_2O_2 + 2H_2O$,

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

и (3) $H_2O_2 + 2H_3O^+ + 2e^- = 4H_2O$ составляют соответственно: $E_{O_2, H_2O, Pt}^0 = 1,229 \text{ В}$;

$$E_{H_2O_2, H_2O, Pt}^0 = 1,776 \text{ В}.$$

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 $E(1) = 2E(2) - E(3) = 2 * 1,229 - 1,776 = 0,682$ (В) = 682 мВ.

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

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

30. 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.

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

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

Ключи для ПК-1

Вопросы	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Ответы	В	А	Б	Б	В	А	Г	А	Б
Вопросы	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Ответы	В	Г	В	А	Б	В	В	Г	В
Вопросы	19	20	21	22	23	24	25	26	27
Ответы	А	Б	А	различия материалов анода и катода; протеканием химической реакции	диффузионная	Различий нет, если в реакции нет изменения объема	-46	46,7	59
Вопросы	28	29	30	31					
Ответы	682	-403	медный	$Zn = Zn^{2+} + 2e^{-}$					