



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ
ФГБОУ ВО «ИРКУТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ

Кафедра естественнонаучных дисциплин



Директор _____ А.В. Семиров

3 апреля 2023 г.

Рабочая программа дисциплины (модуля)

Наименование дисциплины (модуля) Б1.О.28 Решение практических задач

Направление подготовки 44.03.05. Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)

Направленность (профиль) подготовки Биология-Химия

Квалификация (степень) выпускника - Бакалавр

Форма обучения Очная

Согласована с УМС ПИ ИГУ

Протокол № 7 от «10» апреля 2023 г.

Председатель _____ М.С. Павлова

Рекомендовано кафедрой:

Протокол № 6 от «24» марта 2023 г.

Зав. кафедрой Пенькова О.Г. Пенькова

Иркутск 2023 г.

I. Цели и задачи дисциплины (модуля): изучить причины и основные закономерности протекания химических процессов на основе глубокого изучения строения вещества, термодинамического и кинетического методов, а также методов физики, химии и собственных физико-химических методов, необходимыми для формирования целостного представления в области химических наук, и рассмотрения взаимосвязи отдельных естественных наук, для создания химической составляющей научной картины мира.

Задачи:

- развитие умений анализа природных и техногенных процессов
- установление взаимосвязи явлений окружающего мира
- использование умений и навыков систематизации знаний в области естественных наук;
- формирование подходов к решению экологических и социально-экономических проблем;
- применение полученных знаний и методов исследования для изучения природных объектов.

II. Место дисциплины в структуре ОПОП:

2.1. Учебная дисциплина (модуль) относится к обязательной части программы

2.2. Для изучения данной учебной дисциплины (модуля) необходимы знания, умения и навыки, формируемые предшествующими дисциплинами:

Б1.В.12 Аналитическая химия

Б1.О.23 Решение профессиональных задач

2.3. Перечень последующих учебных дисциплин, для которых необходимы знания, умения и навыки, формируемые данной учебной дисциплиной:

Б1.В.13 Прикладная химия

Б1.В.ДВ.02.02 Коллоидная химия

III. Требования к результатам освоения дисциплины (модуля):

Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с индикаторами достижения компетенций

Компетенция	Индикаторы компетенций	Результаты обучения
<i>УК-1</i> <i>Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач</i>	ИДК _{УК1.1} Осуществляет поиск, критический анализ и синтез информации, необходимой для решения поставленных задач	знает: способы поиска и анализа информации умеет: доносить до обучающихся базовые предметные научно-теоретические представления владеет: навыками решения профессиональных задач
	ИДК _{УК1.2} Применяет системный подход для решения поставленных задач	
<i>ОПК-2</i> <i>Способен участвовать в разработке основных и дополнительных образовательных</i>	ИДК ОПК _{2.2} разрабатывает отдельные компоненты основных и дополнительных образовательных программ	знает: методы работы с компьютером и основное программное обеспечение, требования Государственного стандарта к предмету

4.2. Содержание учебного предмета

Раздел 1. Химическая термодинамика

Тема 1. Химическая термодинамика

Предмет химической термодинамики и цели ее изучения. Основные понятия и определения, используемые в термодинамике: тело, система, состояние, процесс, параметры, энергия, работа, теплота, потенциал. Системы открытые, закрытые и изолированные, гомогенные и гетерогенные, равновесные и неравновесные

Тема 2. Нулевой закон термодинамики

Нулевой закон термодинамики. Физический смысл нулевого закона. Температура. Внутренняя энергия - функция состояния. Две формы обмена энергией в системах: теплота и работа.

Тема 3. Первый закон термодинамики

Первый закон термодинамики. Вечный двигатель первого рода. Энтальпия как функция состояния. Теплота при постоянном объеме и постоянном давлении. Термодинамическая шкала для выражения теплот химических реакций. Вычисление работы при различных процессах. Теплоемкость. Соотношение между C_p и C_v . Зависимость теплоемкости от температуры, расчет количества тепла для нагревания системы. Законы Дюлонга-Пти и Коппа-Неймана.

Закон Гесса и следствия из него. Понятие о стандартных условиях и стандартных значениях величин. Энтальпии различных процессов: образования, разложения, нейтрализации, горения, растворения, фазовых превращений, гидратации, ионизации. Энергии связи и кристаллической решетки. Зависимость энтальпии реакции от температуры, закон Кирхгофа. Калориметрические измерения.

Тема 4. Второй закон термодинамики

Второй закон термодинамики. Процессы равновесные и неравновесные, обратимые и необратимые. Максимальная работа, совершаемая в равновесном процессе. Вечный двигатель второго рода. Цикл Карно и коэффициент полезного действия. Энтропия как функция состояния. Энтропия обратимых и необратимых процессов. Расчет энтропии. Статистический характер энтропии. Уравнение Больцмана. Постулат Планка. Абсолютная энтропия.

Тема 5. Третий закон термодинамики

Третий закон термодинамики. Теорема Нернста. Следствия третьего закона термодинамики.

Объединенное уравнение термодинамики. Свободная и связанная энергия. Мера химического сродства. Направление химических процессов. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Химический потенциал. Термодинамика в живой природе.

Раздел 2. Равновесие

Тема 1. Равновесие

Условия равновесия. Закон действующих масс. Константа равновесия. Связь K_p и K_c . Равновесие в гетерогенных процессах. Смещение равновесия, принцип Ле Шателье в различных природных процессах. Уравнение изотермы, изобары, изохоры химической реакции.

Условия равновесия между фазами. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Фазовые диаграммы. Диаграммы состояния воды и серы. Полиморфизм. Энантиотропные и монотропные переходы.

Тема 2. Двухкомпонентные системы

Двухкомпонентные системы с простой эвтектикой, соединения конгруэнтно и инконгруэнтно плавящиеся. Термический анализ, его значение для поиска новых материалов, сплавов и в разработке технологий получения солей (в галургии). Принципы непрерывности и соответствия. Система хлорид натрия - вода. Соляные бани. Система

железо-углерод. Чугун и сталь. Физикохимия закалки и отпуска стали. Гетерогенные твердофазные системы. Композиционные материалы.
Растворы жидкость-жидкость. Двухкомпонентные системы двух ограниченно смешивающихся жидкостей

Тема 3. Трехкомпонентные системы

Трехкомпонентные системы. Коэффициент распределения. Экстракция.

Раздел 3. Растворы

Тема 1. Растворы

Понятие о дисперсных системах, их классификация. Истинные растворы. Общая характеристика растворов, способы выражения состава растворов. Межмолекулярное взаимодействие в растворах. Современное состояние теории растворов.

Растворы жидкость - газ. Закон Генри. Растворы жидкость-жидкость. Упругость пара над раствором, насыщенный пар. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля.

Диаграммы состав-давление. Законы Коновалова. Азеотропы. Дробная перегонка.

Ректификация. Перегонка несмешивающихся жидкостей. Перегонка с водяным паром.

Растворы твердых веществ в жидкостях. Криоскопия, эбуллиоскопия. Осмос. Роль осмоса в природе, в биологических организмах, в технике. Обратный осмос. Опреснение морской воды с помощью обратного осмоса.

Тема 2. Растворы электролитов

Растворы электролитов. Отклонения от законов Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Теория электролитической диссоциации. Сольватация ионов.

Теория сильных электролитов, ионная атмосфера, ионная сила, активность и коэффициент активности электролита.

Равновесия в растворах слабых электролитов. Степень и константа диссоциации. Вода как слабый электролит. Ионное произведение воды, показатель концентрации ионов водорода и гидроксид-иона. Колориметрические методы определения pH. Гидролиз. Современные теории кислот и оснований. Типы растворителей. Сольволиз.

Буферные смеси. Их роль в природе и химическом анализе

Раздел 4. Электрохимия

Тема 1. Электропроводность

Типы электропроводности в твердых и жидких проводниках и полупроводниках. Электропроводность суперионных проводников

Тема 2. Электропроводность растворов электролитов

Скорость движения и подвижность ионов. Числа переноса. Торможение ионов в электрическом поле. Законы Кольрауша.

Измерение электропроводимости и чисел переноса. Кондуктометрия

Тема 3. Равновесные электродные процессы

Механизм возникновения скачка потенциала на границе металл-металл и металл-раствор.

Равновесный электродный потенциал. Строение двойного электрического слоя.

Уравнение Нернста. Диффузионный, мембранный, адсорбционный потенциалы, их роль. Биологические мембраны.

Электроды сравнения, стандартный электродный потенциал, ряд напряжений металлов. Типы электродов.

Химические цепи. Концентрационные цепи. Классификация и термодинамика гальванических элементов. Измерение ЭДС, нормальный элемент. Потенциометрические и колориметрические методы определения pH. Потенциометрическое титрование.

Тема 4. Неравновесные электродные процессы

Основы электрохимической кинетики. Электролиз и его применение в промышленности.

Кинетика электрохимических реакций. Поляризация. Полярография. Напряжение

разложения, перенапряжение. Реакции электроокисления и электровосстановления. Особенности электролиза растворов и расплавов электролитов. Коррозия металлов и методы борьбы с ней. Химические источники тока. Топливный элемент. Экологические аспекты электрохимии.

Раздел 5. Химическая кинетика

Тема 1. Химическая кинетика

Скорость химической реакции, ее зависимость от различных факторов. Закон действия масс. Гомогенные и гетерогенные реакции. Понятие об активных частицах и механизме химической реакции. Методы исследования скорости реакций.

Тема 2. Молекулярность и порядок реакций

Кинетическая классификация реакций. Реакции 0, 1, 2, 3, n - порядка. Определение порядка реакции. Кинетика сложных реакций: параллельных, последовательных, обратимых, сопряженных. Цепные реакции. Фотохимические реакции. Фотохимический смог. Химические лазеры.

Тема 3. Гетерогенные реакции

Гетерогенные реакции. Топохимические реакции. Скорость топохимических реакций. Методы измерения скорости топохимических реакции. Применение. Цепные реакции. Фотохимические реакции. Ядерные реакции.

Тема 4. Влияние внешних факторов на скорость реакции

Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия активации. Теория молекулярных столкновений, стерический фактор. Теория активного комплекса.

Катализаторы и ингибиторы, инициаторы. Гомогенный катализ, кислотно-основной катализ. Ферментативный катализ.

Гетерогенный катализ. Активаторы, промоторы, яды.

Тема 5. Поверхностные явления

Понятие о поверхностных явлениях. Поверхностное натяжение. ПАВ, ПНВ, ПИВ. Влияние различных факторов на поверхностное натяжение.

Адсорбция. Адсорбция газов и паров на твердых телах. Изотермы адсорбции. Природа адсорбционных сил. Активированная адсорбция и хемосорбция. Роль адсорбции в катализе. Стадии гетерогенно-каталитической реакции. Теории гетерогенного катализа: Баландина, Кобозева, Волькенштейна. Роль дефектов в катализе.

Кинетика химических реакций, протекающих в потоке. Режимы идеального перемешивания и идеального вытеснения. Важнейшие технические каталитические реакции

4.3. Разделы и темы дисциплин (модулей) и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела/темы		Виды учебной работы, включая самостоятельную работу обучающихся, практическую подготовку (при наличии) и трудоемкость (в часах)				Оценочные средства	Формируемые компетенции (индикаторы)	Всего (в часах)
			Лекции	Практ. занятия	Лаб. занятия	СРС			
1.	Раздел 1. Химическая термодинамика	Тема 1. Химическая термодинамика	2		2	1	Отчет по лабораторным работам, решение задач, опрос, тест, контрольная работа	УК-1; ОПК-2; ОПК-8	6
		Тема 2. Нулевой закон термодинамики	1		2				3
		Тема 3. Первый закон термодинамики	1		2				3
		Тема 4. Второй закон термодинамики	1		2				3
		Тема 5. Третий закон термодинамики	1		2				3
2.	Раздел 2. Равновесие	Тема 1. Равновесие	1		2	1	Отчет по лабораторным работам, решение задач, реферат, экзамен	УК-1; ОПК-2; ОПК-8	4
		Тема 2. Двухкомпонентные системы	2		2				4
		Тема 3. Трехкомпонентные системы	1		2				3
3	Раздел 3. Растворы	Тема 1. Растворы	1		2	2	Отчет по лабораторным работам, решение задач, опрос, тест, реферат	УК-1; ОПК-2; ОПК-8	5
		Тема 2. Растворы электролитов	1		2				3
4	Раздел 4. Электрохимия	Тема 1. Электропроводность	1		4	1	Отчет по лабораторным работам	УК-1; ОПК-2; ОПК-8	6

		Тема 2. Электропроводность растворов электролитов	1		2		работам, решение задач, опрос, реферат, тест, контрольная работа		3
		Тема 3. Равновесные электродные процессы	1		2				3
		Тема 4. Неравновесные электродные процессы	1		4				5
5	Раздел 5. Химическая кинетика	Тема 1. Химическая кинетика	3		10	4	Отчет по лабораторным работам, решение задач, опрос, реферат, экзамен	УК-1; ОПК-2; ОПК-8	17
		Тема 2. Молекулярность и порядок реакций	2		6	4			12
		Тема 3. Гетерогенные реакции	4		6	4			14
		Тема 4. Влияние внешних факторов на скорость реакции	4		4	6			14
		Тема 5. Поверхностные явления	3		6	4			13
....	ИТОГО (в часах)		32		64	27			115

Примерный перечень лабораторных работ

1. Определение теплоты растворения соли
2. Определение теплоты гидратообразования солей металлов.
3. Определение теплоты нейтрализации
4. Определение содержания кристаллизационной воды в кристаллогидрате
5. Концентрация растворов. Способы определения вещества в растворе.
6. Изучение систем «Жидкость-пар» (перегонка)
7. Изучение систем «твердое вещество-пар» (сублимация)
8. Индикаторы
9. Определение величины рН
10. Определение теплового эффекта реакции гидратации соли
11. Лабораторное изучение законов Рауля
12. Исследование свойств буферных растворов
13. Смещение ионных равновесий
14. Влияние различных факторов на смещение химического равновесия
15. Ионообменные реакции
16. Определение электропроводности слабого электролита
17. Кондуктометрическое титрование
18. Окислительно-восстановительные реакции
19. Определение ЭДС гальванического элемента
20. Коррозия металлов
21. Защита от коррозии
22. Ингибиторы и активаторы коррозии
23. Химическая кинетика
24. Исследование кинетики реакции разложения тиосерной кислоты
25. Зависимость скорости реакции от катализатора
26. Автокатализ
27. Ферментативный катализ
28. Разложение пероксида водорода в присутствии оксида марганца
29. Фотосинтез по Иванову
30. Определение интенсивности фотосинтеза
31. Хроматографическое разделение пигментов
32. Хроматография
33. Адсорбционная ёмкость различных адсорбентов
34. Адсорбция уксусной кислоты углем
35. Поверхностно-активные вещества

4.4.. Методические указания по организации самостоятельной работы студентов

В рамках изучаемой дисциплины предлагаются следующие формы самостоятельной работы:

- **Учебное задание** - вид поручения преподавателя студенту, в котором содержится требование выполнить какие-либо учебные (теоретические и практические) действия. Критерии оценки по каждому заданию преподаватель выставляет дополнительно.
- **Отчет** - написание отчета по лабораторным работам
- **Поиск материалов в сети Интернет и в библиотеке** – по предлагаемой для СРС теме студент осуществляет поиск современных воззрений, описаний точек зрения различных авторов.
- **Подготовка рефератов**
- **Составление презентаций** – подготовка файла презентации не менее 10 слайдов с иллюстрациями, ссылками на используемые источники (не менее 3-х).

При выполнении заданий по СР можно воспользоваться следующей литературой:

1. Истомина Е.Е. Физическая химия: Учебно-методическое пособие для бакалавров направления 44.03.05 «Педагогическое образование» (направленности «Биология-Химия», «БЖД-Химия») /Е.Е. Истомина. – Иркутск: Изд-во «Аспринт»,2016. – 128 с.
2. Физическая химия: Учебно-методическое пособие. / Сост. Е.Е. Истомина. – Иркутск: Изд-во «Аспринт»,2021. – 84 с.
3. Коллоидная химия: Учебно-методическое пособие / Сост. Е.Е. Истомина. – Иркутск: Изд-во «Аспринт», 2019.- 92 с.
4. Химия: учебно-методическое пособие /Сост.: И.В. Шкурченко, Е.Е. Истомина, И.Т. Евстафьева – Иркутск: Изд-во «Аспринт», 2018. – 124 с.

4.5. Примерная тематика курсовых работ (проектов) (при наличии) Учебным планом не предусмотрено написание курсовых работ (проектов).

V. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины (модуля):

а) перечень литературы:

1. Кудряшева Н. С. Физическая химия [Электронный ресурс]: учеб. для бакалавров, учеб. для студ. вузов / Н. С. Кудряшева, Л. Г. Бондарева. - ЭВК. - М.: Юрайт, 2012. - (Бакалавр). - Режим доступа: ЭЧЗ "Библиотех". - Неогранич. доступ.
2. Горшков, В. И. Основы физической химии [Электронный ресурс] : учебник / В. И. Горшков, И. А. Кузнецов. - 6-е. - Электрон. текстовые дан. - [Б. м.] : Издательство "Лаборатория знаний", 2017. - 410 с. - Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/97412>. - ЭБС "Лань". - неогранич. доступ. - ISBN 978-5-00101-539-0
3. Физическая химия: учеб. для вузов: В 2 кн. / К.С.Краснов,Н.К.Воробьев,И.Н.Годнев и др.;Под ред.К.С.Краснова. - 2-е изд., перераб. и доп. - М. : Высш. шк. Кн.1 : Строение вещества. Термодинамика. - 1995. - 511 с. (9 экз.)
4. Физическая химия: Учеб.для вузов :В 2кн. / К.С.Краснов,Н.К.Воробьев,И.Н.Годнев и др.; Под ред.К.С.Краснова. - 2-е изд.,перераб.и доп. - М. : Высш. шк. Кн.2 : Электрохимия. Химическая кинетика и катализ. - 2-е изд.,перераб.и доп. - 1995. - 318 с. (10 экз.)
5. Ипполитов, Евгений Георгиевич. Физическая химия [Текст] : учебник / Е. Г. Ипполитов. - М. : Академия, 2005. - ISBN 5-7695-1456-6 : (11 экз)
6. Сборник задач по физической химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие для студ. вузов, обуч. по напр. подгот. бакалавров 550500 и спец. 651300 - "Металлургия" / В. И. Грызунов и др. - ЭВК. - М. : Изд-во МГУ, 2009. - 257 с. - Режим доступа: ЭЧЗ "Библиотех". - Неогранич. доступ.
7. Панченков Г. М. Химическая кинетика и катализ: учеб. пособие для хим. и хим.-технол. спец. вузов / Г. М. Панченков, В. П. Лебедев. - 3-е изд., испр. и доп. - М. : Химия, 1985. - 590 с. (6 экз)

б) Список авторских методических разработок:

- 1.Истомина Е.Е. Физическая химия: Учебно-методическое пособие для бакалавров направления 44.03.05 «Педагогическое образование» (направленности «Биология-Химия», «БЖД-Химия»)/Е.Е. Истомина. – Иркутск: Изд-во «Аспринт»,2016. – 128 с. ISBN 978-5-4340-0095-6
2. Физическая химия: Учебно-методическое пособие. / Сост. Е.Е. Истомина. – Иркутск: Изд-во «Аспринт»,2021. – 84 с. ISBN 978-5-6046586-3-5

в) базы данных, информационно-справочные и поисковые системы:

<http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/>

VI.МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

6.1. Помещения и оборудование

Помещения – учебные аудитории для проведения учебных занятий, предусмотренных учебным планом ОПОП ВО бакалавриата, оснащены оборудованием и техническими средствами обучения.

Помещения для самостоятельной работы обучающихся оснащены компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду ФГБОУ ВО «ИГУ».

Оборудование

Интерактивный учебный комплекс Smart Technologies Board 685 ix/ix60.

Химическая лаборатория на 10 мест с лабораторным оборудованием: Вытяжные шкафы, фотоэлектрокалориметры ФЭК-М, весы лабораторные, Весы OHAUS SPU-401, весы технические, рН-метры (3), поляриметр, микроскопы «Биолам», вискозиметры (3), фильмоскоп, плитки (2 шт), водяные бани, потенциометр, магнитная мешалка, весы «Acculad VIC-300d3», аквадистиллятор, прибор для сушки посуды, Таблицы Д.И. Менделеева (одна–электронная), таблицы растворимости (одна электронная), графопроектор, экран, телевизор и видеоманитофон, комплект демонстрационных материалов по химии (296 фольг), демонстрационные коллекции (5 шт.), комплект моделей кристаллических решёток, водонагреватель (1 шт.), микролаборатория для химического эксперимента (15 экз), химическая посуда, web-камера, Весы OHAUS SPU-401, весы технические, весы «Acculad VIC-300d3», прибор для электролиза солей, плитки лабораторные (4 шт.), водяные бани, центрифуга, Выпрямитель В-24, Шкаф сушильный ШС-80-0, Вакуумный насос НВР-1., термометр электронный, баня комбинированная лабораторная БКЛ, весы учебные лабораторные электронные ВУЛ-50 Э, доска для сушки хим. посуды.

Технические средства обучения

Компьютерная техника, подключенная к сети «Интернет» с общим доступом в ЭИОС ИГУ

Демонстрационное оборудование, учебно-наглядные пособия, химическая посуда, химические реактивы.

6.2. Лицензионное и программное обеспечение

Microsoft Office Profissional PLUS 2007 (Номер Лицензии Microsoft 43037074, бессрочно)

Антивирус Kaspersky Endpoint Security 10.1 (Форус Контракт№04-114-16 от 14 ноября 2016 г KES Счет №РСЦЗ-000147 и АКТ от 23 ноября 2016 г Лиц.№1В08161103014721370444)

VII.ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В образовательном процессе используются активные и интерактивные формы проведения занятий (компьютерные симуляции, деловые и ролевые игры, разбор конкретных ситуаций, тренинги, групповые дискуссии), развивающие у обучающихся навыков командной работы, межличностной коммуникации, принятия решений, лидерских качеств и формирующие компетенции.

VIII. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

7.1. Оценочные средства для проведения текущего контроля успеваемости УК-1; ОПК-2; ОПК-8

Реферат/доклад/конспект

УК-1

- краткое изложение в письменном/устном виде (в объеме до 15 страниц А4 шрифт TimeNewRoman 12 кегль через 1 интервал/ 1 страница А4 для доклада) содержания прочитанной книги, научной работы, сообщение об итогах изучения научной проблемы. Как правило имеет научно-информационное значение.

Реферат представляется на электронном носителе и должен содержать следующие разделы: титульный лист, содержание, введение, основная часть, заключение, список использованной литературы. При подготовке реферата студенты используют учебную и специальную литературу, журнальные статьи, справочники. При защите реферата необходимо показать знание литературы по изучаемой проблеме, актуальность, указать основные разделы научного реферата и сущность излагаемых положений, сделать вывод, с обозначением практической и научной значимости темы исследования. Своевременное и качественное выполнение реферата возможно лишь при планомерной самостоятельной работе и посещении консультаций, расписание которых согласовывается со студентами.

Пятибалльная оценка за реферат складывается согласно критериям: актуальность, лаконичность изложения, стилистическая и речевая грамотность в тексте, самостоятельность мышления с элементами творческого воображения, раскрытие темы, использование первоисточников, выводы.

Примерные темы рефератов

1. Цикл Карно и коэффициент полезного действия
2. Термодинамика в живой природе.
3. Смещение равновесия, принцип Ле Шателье в различных природных процессах.
4. Способы выражения состава растворов
5. Растворы жидкость - газ. Закон Генри.
6. Перегонка несмешивающихся жидкостей.
7. Перегонка с водяным паром.
8. Определение молекулярной массы вещества.
9. Гидролиз.
10. Буферные смеси. Их роль в природе и химическом анализе.
11. Скорость движения и подвижность ионов.
12. Числа переноса.
13. Электропроводимость суперионных проводников.
14. Электролиз и его применение в промышленности
15. Химические источники тока.
16. Топливный элемент.
17. Экологические аспекты электрохимии
18. Фотохимический смог. Химические лазеры.
19. Кинетика химических реакций, протекающих в потоке.
20. Режимы идеального перемешивания и идеального вытеснения.
21. Важнейшие технические каталитические реакции.

Критерии оценки реферата

Оценка 5 ставится, если выполнены все требования к написанию и защите реферата: обозначена проблема и обоснована её актуальность, сделан краткий анализ различных точек зрения на рассматриваемую проблему и логично изложена собственная позиция, сформулированы выводы, тема раскрыта полностью, выдержан объём, соблюдены требования к внешнему оформлению, даны правильные ответы на дополнительные вопросы.

Оценка 4 – основные требования к реферату и его защите выполнены, но при этом допущены недочёты. В частности, имеются неточности в изложении материала; отсутствует логическая последовательность в суждениях; не выдержан объём реферата; имеются упущения в оформлении; на дополнительные вопросы при защите даны неполные ответы.

Оценка 3 – имеются существенные отступления от требований к реферированию. В частности: тема освещена лишь частично; допущены фактические ошибки в содержании реферата или при ответе на дополнительные вопросы; во время защиты отсутствует вывод.

Оценка 2 – тема реферата не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы.

Оценка 1 – реферат не представлен.

Примерные задания к контрольным работам

ОПК-8

1. Энтропия - как критерий возможности, направления, предела самопроизвольного течения процесса. Изменение энтропии в изолированной и неизолированной системах при обратимом и необратимом течении процесса.
2. Перегонка бинарных жидких смесей (определение), виды перегонок, основная закономерность, описывающая явление, на котором основана перегонка. Приведите диаграмму кипения для идеальной смеси и укажите состав остатка и дистиллята при ректификации в оптимальных условиях смеси произвольного состава.
3. Зона буферного действия и ее примерное определение. Буферная емкость - качественная и количественная характеристика. Зависимость буферной емкости от концентрации буферного раствора и соотношения концентрации компонентов в буферном растворе.
4. Рассчитайте изменение стандартной энергии Гиббса реакции $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$. Определите значение констант равновесия K_p и K_c этой реакции и укажите направление ее протекания.
5. Чистый бензол кипит при нормальном атмосферном давлении при $t = 80,1^\circ\text{C}$, а раствор, содержащий 0,302 г дифениламина в 30,14 г бензола кипит при $80,255^\circ\text{C}$. Удельная теплота испарения бензола при t его кипения равна 396 Дж/г. Вычислите молярную массу дифениламина.
6. Водный раствор хлорида натрия замерзает при $-1,8^\circ\text{C}$. Чему равна осмолярность этого раствора? Сколько грамм глюкозы следует растворить в 50 г воды, чтобы полученный раствор замерзал при этой же температуре? $K_{кр}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$
7. Экстрагируют йод из 4 л водного раствора с концентрацией 0,1 г/л сероуглеродом порциями по 100 мл при 25°C . Сколько грамм йода будет извлечено после первой экстракции? Сколько нужно провести экстракций, чтобы извлечь йод на 99%? Коэффициент распределения йода между сероуглеродом и водой при $25^\circ\text{C} = 590$.

8. Какой из 3-х буферных растворов: формиатный, ацетатный или бикарбонатный следует выбрать, чтобы приготовить раствор с $pH=5,1$? Ответ обосновать. Рассчитать, какой объем кислоты и натриевой соли этой кислоты с концентрациями соответственно 0,2 моль/л и 0,1 моль/л следует взять, чтобы приготовить 50 мл такого буфера. $K_{HCOOH}=1,8 \cdot 10^{-4}$, $K_{HCN_3COOH}=1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_{H_2PO_4}=4,5 \cdot 10^{-7}$.

Критерии оценивания:

Оценки **«отлично»** заслуживает студент, обнаруживший систематическое и глубокое знание учебного материала, демонстрирующий полное и самостоятельное раскрытие вопросов в объеме программы, способность ясно и правильно отвечать на дополнительные вопросы преподавателя, умение использовать сравнительный подход при изложении материала, сопровождать ответ примерами, четкое и правильное определение понятий, использование терминов.

Оценки **«хорошо»** заслуживает студент, обнаруживший полное знание учебного материала, усвоивший основную литературу, рекомендованную в программе, показавший систематический характер знаний по дисциплине, но при этом допустившим не принципиальные погрешности

Оценка **«удовлетворительно»** выставляется, если студент выполнил задание или ответил на вопрос, но при этом были допущены принципиальные ошибки; уровень владения понятиями невысокий, недостаточная развитость основных знаний и умений.

Тематика письменного опроса по теме «Термодинамика»

УК-1; ОПК-2; ОПК-8

1. Как можно подсчитать работу, произведенную термодинамической системой при переходе ее от одного состояния в другое? Зависит ли эта работа от характера термодинамического процесса, пройденного системой? Является ли бесконечно малое приращение работы полным дифференциалом в математическом отношении?
2. Какие термодинамические процессы называются обратимыми?
3. Что такое круговой термодинамический процесс? Являются ли все круговые процессы обратимыми?
4. Каким физическим и математическим условиям должна удовлетворять величина, которую можно назвать функцией состояния системы? Какие термодинамические величины являются функциями состояния системы?
5. Является ли бесконечно малое приращение количества тепла dQ в математическом отношении полным дифференциалом какой-либо функции $Q(p, T)$ или $Q(V, T)$?
6. Что такое теплоемкость тела? При каких условиях эта величина приобретает определенный физический смысл? Ограничены ли какими-нибудь пределами возможные значения теплоемкости? При каких условиях теплоемкость бывает отрицательной величиной?
7. Какие опыты доказывают, что молекулярно-кинетическая энергия переходит в другие виды энергии?
8. На основании каких опытов установлена возможность измерять количество тепла в единицах механической работы?
9. В чем состоит содержание первого закона термодинамики? Как записывается первый закон термодинамики?
10. В каких случаях приращение внутренней энергии системы равно подведенному к системе количеству тепла?
11. В каких случаях внутренняя энергия системы постоянна?
12. В каких случаях изменение внутренней энергии системы равно внешней работе, совершенной системой?

13. Какая связь между результирующей работой, совершенной системой при круговом термодинамическом процессе, и суммарным количеством тепла, взятым и отданным системой у источников тепла?
14. Почему первый закон термодинамики эквивалентен утверждению о невозможности построения вечного двигателя первого рода?
15. Как на опыте выясняется вопрос о зависимости внутренней энергии газа от его объема?
16. Как при помощи математического выражения первого закона термодинамики найти связь между двумя значениями теплоемкости идеального газа C_p и C_V ?
17. В чем физическая причина различия значений теплоемкости C_p и C_V ?
18. Приведите примеры естественных и технических адиабатных процессов. Чему равна работа, совершаемая идеальным газом при адиабатическом процессе? При изотермическом процессе?
19. За счет какого источника энергии совершается работа при изотермическом процессе?
20. К какому предельному значению стремится величина теплоемкости тела при приближении условий термодинамического процесса, для которого определяется теплоемкость тела, к изотермическим (адиабатным)?
21. Какому условию удовлетворяют процессы, называемые политропическими? Как записывается уравнение этих процессов?
22. Как узнать на основании PV -диаграммы термодинамического цикла, на каких его этапах тепло поглощается (отдается) рабочим телом?
23. Какому требованию должно удовлетворять устройство, совершающую механическую работу за счет подводимого количества тепла для того, чтобы это устройство могло считаться тепловой машиной в термодинамическом смысле?
24. Можно ли назвать тепловой машиной цилиндр, наполненный газом и замкнутый поршнем, который в результате нагревания (охлаждения) газа совершает непрерывное движение только в одну сторону?
25. Что называется к.п.д. тепловой машины? Чему равен к.п.д. цикла Карно, осуществляемого идеальным газом?
26. Как работает машина Карно в качестве холодильной?
27. В каком соотношении находится к.п.д. тепловой машины, работающей по произвольному круговому циклу, с к.п.д. машины Карно с теми же тепловыми резервуарами?
28. Какие формулировки можно дать второму закону термодинамики? Как можно доказать эквивалентность формулировок Клаузиуса и Томпсона-Планка? 7. Справедливо ли утверждение, что второй закон термодинамики не допускает возможности полного превращения тепла в работу?
29. В чем разница "вечных двигателей" первого и второго рода?
30. Почему "осуществление" вечного двигателя второго рода было бы практически эквивалентно "построению" вечного двигателя первого рода?
31. Что можно сказать о значении к.п.д. необратимых тепловых машин по сравнению с к.п.д. обратимых машин, работающих в том же интервале температур? В чем содержание теорем Карно?
32. Что такое приведенное количество тепла? Какому условию удовлетворяют приведенные количества тепла для цикла Карно? Какому условию они удовлетворяют для произвольного кругового процесса?
33. Как записывается дифференциал энтропии dS ? Является ли энтропия функцией состояния? Как записать второе начало термодинамики с помощью функции энтропии?
34. Как изменяется энтропия при обратимых и необратимых процессах? Чему равно значение dS для необратимого кругового процесса?
35. Изменяется ли энтропия при адиабатических процессах?
36. Как записывается выражение для энтропии идеального газа?
37. Изменяется ли энтропия идеального газа при его адиабатном расширении в пустоту?

38. В каком направлении изменяется энтропия системы при приближении этой системы к состоянию термодинамического равновесия?
39. Какое соотношение между термодинамическими величинами можно получить, используя тот факт, что dS является полным дифференциалом функции S ?
40. Как с помощью второго начала термодинамики можно найти соотношение между значениями C_p и C_V для произвольного вещества? Когда значения теплоемкости C_p и C_V равны? Когда разность этих величин стремится к бесконечности?
41. Почему все процессы, сопровождающиеся механическим трением, являются не обратимыми процессами?
42. Почему циклы всех практически осуществляемых тепловых машин необратимы?
43. Теория теплоемкости

Критерии оценивания:

Оценки «отлично» заслуживает студент, обнаруживший систематическое и глубокое знание учебного материала, демонстрирующий полное и самостоятельное раскрытие вопросов в объеме программы, способность ясно и правильно отвечать на дополнительные вопросы преподавателя, умение использовать сравнительный подход при изложении материала, сопровождать ответ примерами, четкое и правильное определение понятий, использование терминов.

Оценки «хорошо» заслуживает студент, обнаруживший полное знание учебного материала, усвоивший основную литературу, рекомендованную в программе, показавший систематический характер знаний по дисциплине, но при этом допустившим не принципиальные погрешности

Оценка «удовлетворительно» выставляется, если студент выполнил задание или ответил на вопрос, но при этом были допущены принципиальные ошибки; уровень владения понятиями невысокий, недостаточная развитость основных знаний и умений.

Тематика письменного опроса по теме «Кинетика и катализ»

УК-1; ОПК-8

1. Предмет и задачи химической кинетики. Дайте определение основным понятиям: а) простые и сложные реакции; б) элементарный акт химического взаимодействия; в) механизм химической реакции; г) молекулярность и порядок реакции; д) энергия активации; е) катализ и катализатор; ж) период полупревращения.
2. Сформулируйте закон действующих масс для простых и сложных реакций. Константа скорости химической реакции. Запишите математическую форму ЗДМ на примере конкретной реакции. Укажите причины несоответствия между молекулярностью и порядком реакции.
3. Дайте характеристику дифференциальным и интегральным методам определения порядка реакции.
4. Охарактеризуйте виды зависимости скорости химических реакций от температуры. Правило Вант-Гоффа. Что называется температурным коэффициентом Вант-Гоффа?
5. Охарактеризуйте необратимые реакции 0, 1, 2-го порядка (исходные концентрации реагирующих веществ равны и отличны). Приведите дифференциальную и интегральную формы соответствующих кинетических уравнений. Выведите интегральное уравнение. Приведите кинетическую кривую для реакции. Дайте значение периода полураспада.

6. Как зависит скорость от энергии активации? Дайте характеристику активным молекулам, природе активационного барьера. Проанализируйте кривую потенциальной энергии некатализируемой: а) экзотермической реакции; б) эндотермической реакции. Укажите методы расчета энергии активации.
7. Приведите классификацию сложных реакций. Охарактеризуйте типы сложных реакций и приведите примеры. Что называется лимитирующей стадией. Кинетика фотохимических реакций. Закон Гротгуса-Дреппера. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Дайте понятие квантовому выходу. Объясните причины его отклонения в сторону меньших и больших значений.
8. Приведите классификацию сложных реакций. Охарактеризуйте типы сложных реакций и приведите примеры. Что называется лимитирующей стадией. Кинетика обратимых реакций.
9. Кинетика параллельных реакций.
10. Кинетика гетерогенных реакций. Закон Фика. Охарактеризуйте кинетическую и диффузионную области гетерогенных процессов.
11. Кинетика последовательных реакций.
12. Кинетика цепных реакций. Приведите примеры разветвленных и неразветвленных реакций. Основные этапы цепных реакций.
13. Сформулируйте основные положения теории активных соударений Аррениуса. Приведите расчет скорости бимолекулярной реакции по теории столкновений. Охарактеризуйте энергию активации, предэкспоненциальный множитель, стерический фактор.
14. Сформулируйте основные положения теории переходного состояния. Приведите основные уравнения ТПС. Покажите, как стерический фактор зависит от энтропии образования переходного комплекса.
15. Охарактеризуйте основные понятия катализа. Укажите значение катализа. Охарактеризуйте сущность гомогенного катализа. Роль промоторов, ингибиторов, сенсibilизаторов, каталитических ядов.
16. Сущность гетерогенного катализа. Проанализируйте основные теории гетерогенного катализа.
17. Механизм ферментативного катализа. Виды ферментов. Приведите кинетическую кривую субстрата проанализируйте уравнение Михаэлиса-Ментен.
1. Физический смысл константы Михаэлиса-Ментен. Число оборотов фермента. Дайте представление о конкурентном и неконкурентном ингибировании фермента.

Критерии оценивания:

Оценки «отлично» заслуживает студент, обнаруживший систематическое и глубокое знание учебного материала, демонстрирующий полное и самостоятельное раскрытие вопросов в объеме программы, способность ясно и правильно отвечать на дополнительные вопросы преподавателя, умение использовать сравнительный подход при изложении материала, сопровождать ответ примерами, четкое и правильное определение понятий, использование терминов.

Оценки «хорошо» заслуживает студент, обнаруживший полное знание учебного материала, усвоивший основную литературу, рекомендованную в программе, показавший систематический характер знаний по дисциплине, но при этом допустившим не принципиальные погрешности

Оценка «удовлетворительно» выставляется, если студент выполнил задание или ответил на вопрос, но при этом были допущены принципиальные ошибки; уровень владения понятиями невысокий, недостаточная развитость основных знаний и умений.

Контрольные работы по теме «Электрохимия»

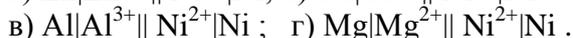
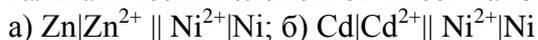
УК-1; ОПК-8

Примеры заданий

1. Определите, какой из электродов является катодом в гальваническом элементе, образованном стандартными электродами:



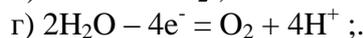
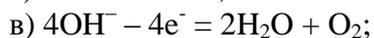
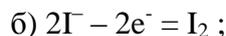
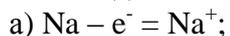
2. На основании стандартных электродных потенциалов определите, какой из следующих гальванических элементов имеет наибольшую ЭДС:



3. Вычислите электродный потенциал магния погруженного в раствор MgSO_4 с концентрацией ионов Mg^{2+} , равной 0,01 моль/л.

4. Вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из двух электродов: $\text{Ti} | \text{Ti}^{2+}$ (0,01 моль/л) $|| \text{Ni}^{2+}$ (1 моль/л) $| \text{Ni}$.

5. Какой из следующих процессов протекает при электролизе водного раствора NaI на графитовом аноде?



6. Какое вещество и в каком количестве выделится на катоде при электролизе раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ (анод графитовый) в течение 10 минут при силе тока 8А?

Критерии оценивания:

Оценки «отлично» заслуживает студент, обнаруживший систематическое и глубокое знание учебного материала, демонстрирующий полное и самостоятельное раскрытие вопросов в объеме программы, способность ясно и правильно отвечать на дополнительные вопросы преподавателя, умение использовать сравнительный подход при изложении материала, сопровождать ответ примерами, четкое и правильное определение понятий, использование терминов.

Оценки «хорошо» заслуживает студент, обнаруживший полное знание учебного материала, усвоивший основную литературу, рекомендованную в программе, показавший систематический характер знаний по дисциплине, но при этом допустившим не принципиальные погрешности

Оценка «удовлетворительно» выставляется, если студент выполнил задание или ответил на вопрос, но при этом были допущены принципиальные ошибки; уровень владения понятиями невысокий, недостаточная развитость основных знаний и умений.

Контрольные работы по теме «Скорость реакции»

УК-1; ОПК-8

Примеры заданий

1. Реакция окисления NO выражается следующим уравнением: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$.

Начальная концентрация NO равна 0,3 моль/л, а кислорода – 0,15 моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию NO до 1,2 моль/л, а кислорода – до 0,6 моль/л.

2. При нагревании водорода и йода в закрытом сосуде до 444°C обратимо протекает реакция по уравнению $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$.

Равновесная смесь при этой температуре содержит 5,64 моль HI, 0,12 моль I₂ и 5,28 моль H₂. Вычислить константу равновесия реакции и исходные концентрации водорода и йода.

3. Константа равновесия реакции

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ при некоторой температуре равна 4. Определить состав смеси при равновесии, если в реакцию введены 1 моль кислоты и 2 моль спирта.

4. Константа равновесия K_p реакции синтеза аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ при 350°C равна $2,32 \cdot 10^{13}$. Вычислить K_c при этой температуре.

5. При 550°C и $1,01325 \cdot 10^5$ Па степень диссоциации фосгена на оксид углерода и хлор равна 77%. Реакция протекает по уравнению $\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$.

Определить K_p и K_c, если исходная концентрация фосгена 1 кмоль/м³.

Критерии оценивания:

Оценки **«отлично»** заслуживает студент, обнаруживший систематическое и глубокое знание учебного материала, демонстрирующий полное и самостоятельное раскрытие вопросов в объеме программы, способность ясно и правильно отвечать на дополнительные вопросы преподавателя, умение использовать сравнительный подход при изложении материала, сопровождать ответ примерами, четкое и правильное определение понятий, использование терминов.

Оценки **«хорошо»** заслуживает студент, обнаруживший полное знание учебного материала, усвоивший основную литературу, рекомендованную в программе, показавший систематический характер знаний по дисциплине, но при этом допустившим не принципиальные погрешности

Оценка **«удовлетворительно»** выставляется, если студент выполнил задание или ответил на вопрос, но при этом были допущены принципиальные ошибки; уровень владения понятиями невысокий, недостаточная развитость основных знаний и умений.

Тесты

УК-1; ОПК-2; ОПК-8

Тест №1

1. В реакции $2\text{H}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O} (\text{г})$

А) увеличение давления смещает равновесие в сторону продуктов реакции

Б) увеличение давления смещает равновесие в сторону реагентов

В) уменьшение давления смещает равновесие в сторону продуктов реакции

Г) изменение давления не влияет на равновесие данной реакции

2. В реакции $\text{H}_2 (\text{г}) + \text{S} (\text{тв}) = \text{H}_2\text{S} (\text{г})$ увеличение давления:

- А) увеличение давления смещает равновесие в сторону продуктов реакции
- Б) увеличение давления смещает равновесие в сторону реагентов
- В) уменьшение давления смещает равновесие в сторону продуктов реакции
- Г) изменение давления не влияет на равновесие данной реакции

3. Выберите необратимую химическую реакцию:

- А) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOCH}_3$
- Б) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
- В) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- Г) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$

4. Для смещения равновесия в сторону продуктов реакции: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} - Q$ нужно:

- А) добавить эфира
- Б) уменьшить концентрацию кислоты
- В) уменьшить концентрацию спирта
- Г) нагреть

5. При повышении давления равновесие не смещается в реакции:

- А) $2\text{H}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} (\text{г})$
- Б) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$
- В) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}(\text{г})$
- Г) $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) \rightarrow \text{COCl}_2 (\text{г})$

6. В какой реакции повышение давления и охлаждение смещает равновесие в сторону реагентов?

- А) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{г}) - Q$
- Б) $2\text{NH}_3(\text{г}) \rightarrow \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) - Q$
- В) $\text{N}_2(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г}) - Q$
- Г) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{г}) + Q$

7. Укажите необратимую реакцию:

- А) хлорид натрия и азотная кислота
- Б) гидролиз нитрата натрия
- В) электролиз хлорида серебра
- Г) цинк и концентрированная азотная кислота

8. В реакции цинка с соляной кислотой на смещение равновесия НЕ влияет:

- А) увеличение концентрации кислоты
- Б) удаление из среды реакции газа
- В) увеличение количества цинка
- Г) увеличение площади поверхности цинка

9. Утверждение: "Положение химического равновесия зависит от следующих параметров реакции: температуры, давления и концентрации":

- А) неверно
- Б) верно

10. Утверждение: "Химические реакции, которые протекают со сравнимыми скоростями в обоих направлениях, называются обратимыми"

- А) верно
- Б) неверно

Тест № 2

1. СИСТЕМА, ВОЗНИКАЮЩАЯ ПРИ КОНТАКТЕ ПРОВОДНИКОВ ПЕРВОГО И ВТОРОГО РОДА, НАЗЫВАЕТСЯ

- 1) эквивалентом
- 2) элементом
- 3) электродом
- 4) электролитом
- 5) электролизером

2. ПРИ ВОССТАНОВЛЕНИИ

- 1) увеличивается степень окисления восстановителя
- 2) увеличивается степень окисления окислителя
- 3) снижается степень окисления восстановителя
- 4) снижается степень окисления окислителя
- 5) не изменяются степени окисления элементов

3. ВЕЛИЧИНА ЭЛЕКТРОДНОГО ПОТЕНЦИАЛА ЗАВИСИТ

- 1) только от вида электрода и температуры
- 2) от температуры, вида электрода и концентрации потенциалопределяющих ионов
- 3) только от концентрации потенциалопределяющих ионов и температуры
- 4) от геометрической формы электрода
- 5) от объема проводника второго рода

4. В РАБОТАЮЩЕМ ГАЛЬВАНИЧЕСКОМ ЭЛЕМЕНТЕ КАТОДОМ ЯВЛЯЕТСЯ ЭЛЕКТРОД, НА КОТОРОМ

- 1) устанавливается равновесие $Ox + n\bar{e} \rightleftharpoons Red$
- 2) выделяется газ
- 3) протекает процесс восстановления
- 4) более отрицательный потенциал
- 5) протекает процесс окисления

5. МЕТАЛЛЫ ЯВЛЯЮТСЯ ПРОВОДНИКАМИ ПЕРВОГО РОДА, Т.К. ОБЛАДАЮТ

- 1) примесной проводимостью
- 2) ионной проводимостью
- 3) сверхпроводимостью
- 4) электронной проводимостью
- 5) дырочной проводимостью

6. ЦИНКОВАЯ ПЛАСТИНА ИМЕЕТ НАИБОЛЕЕ ОТРИЦАТЕЛЬНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ, ЕСЛИ КОНТАКТИРУЕТ С РАСТВОРОМ, В КОТОРОМ МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ КАТИОНОВ Zn^{2+} РАВНА

- 1) 0,005 моль/л
- 2) 0,015 моль/л
- 3) 0,045 моль/л
- 4) 0,095 моль/л
- 5) 0,105 моль/л

7. ДЛЯ ОПРЕДЕЛЕНИЯ pH РАСТВОРА ИЗМЕРЯЮТ ПОТЕНЦИАЛ

- 1) золотого электрода
- 2) платинового электрода
- 3) цинкового электрода
- 4) медного электрода
- 5) стеклянного электрода

8. ПРИ 22⁰С ПОСЛЕ УВЕЛИЧЕНИЯ НА ТРИ ЕДИНИЦЫ рОН РАСТВОРА ВОДОРОДОГО ЭЛЕКТРОДА ЕГО ПОТЕНЦИАЛ

- 1) увеличивается на 59 мВ
- 2) увеличивается на 177 мВ
- 3) не изменяется
- 4) снижается на 177 мВ
- 5) снижается на 59 мВ

9. УСТРОЙСТВО, В КОТОРОМ ХИМИЧЕСКАЯ ЭНЕРГИЯ ПРЕВРАЩАЕТСЯ В ЭЛЕКТРИЧЕСКУЮ, НАЗЫВАЕТСЯ

- 1) химическим элементом
- 2) гальваническим элементом
- 3) редокс-электродом
- 4) электролизером
- 5) электролитической ванной

10. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ АТМОСФЕРНОГО ДАВЛЕНИЯ В 2 РАЗА ВЕЛИЧИНА ПОТЕНЦИАЛА МЕТАЛЛИЧЕСКОГО ЭЛЕКТРОДА

- 1) увеличивается в 2 раза
- 2) уменьшается в 2 раза
- 3) увеличивается на 59 мВ
- 4) уменьшается на 59 мВ
- 5) не изменяется

11. В РЕДОКС-ЭЛЕКТРОДЕ ПЛАТИНА

- 1) является восстановителем
- 2) восстанавливается
- 3) не участвует в электродной реакции
- 4) ускоряет окислительно-восстановительную реакцию
- 5) стабилизирует величину редокс-потенциала

12. ПОСЛЕ УВЕЛИЧЕНИЯ В 10 РАЗ КОНЦЕНТРАЦИИ ДВУХЗАРЯДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОПРЕДЕЛЯЮЩИХ ИОНОВ В РАСТВОРЕ МЕТАЛЛИЧЕСКОГО ЭЛЕКТРОДА ЕГО ПОТЕНЦИАЛ ПРИ 15⁰С

- 1) уменьшается на 10 мВ
- 2) уменьшается на 28,8 мВ
- 3) не изменяется
- 4) увеличивается на 28,8 мВ
- 5) увеличивается на 10 мВ

13. НА ЭЛЕКТРОДЕ ЗА СЧЕТ ПРОТЕКАНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ ПРОЦЕССОВ

- 1) формируется двойной электрический слой
- 2) возникает только диффузный потенциал
- 3) всегда выделяется осадок
- 4) исчезает граница раздела фаз
- 5) устанавливается гомогенное равновесие

14. ПРИ РАБОТЕ БИМЕТАЛЛИЧЕСКОГО ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА КОНЦЕНТРАЦИЯ ЭЛЕКТРОЛИТА ОКОЛО ЭЛЕКТРОДОВ ИЗМЕНЯЕТСЯ СЛЕДУЮЩИМ ОБРАЗОМ

- 1) уменьшается около электродов
- 2) увеличивается у анода; уменьшается у катода
- 3) увеличивается около электродов
- 4) уменьшается у анода; увеличивается у катода
- 5) не изменяется

15. ПОЛОЖИТЕЛЬНАЯ РАЗНОСТЬ ПОТЕНЦИАЛОВ, ИЗМЕРЕННАЯ ИЛИ РАССЧИТАННАЯ ПРИ ОТСУТСТВИИ ТОКА В ЦЕПИ ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА, НАЗЫВАЕТСЯ

- 1) движущей силой химической реакции
- 2) электродиффузией
- 3) электропроводностью
- 4) электродвижущей силой
- 5) ионной силой раствора

16. РАСТВОРЫ И РАСПЛАВЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ – ПРОВОДНИКИ ВТОРОГО РОДА, Т.К. ОБЛАДАЮТ

- 1) примесной проводимостью
- 2) сверхпроводимостью
- 3) ионной проводимостью
- 4) электронной проводимостью
- 5) дырочной проводимостью

17. ПОЛОЖЕНИЕ МЕТАЛЛА В ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКОМ РЯДУ НАПРЯЖЕНИЙ ХАРАКТЕРИЗУЕТ

- 1) восстановительную способность металла и окислительную способность его ионов при любых условиях
- 2) каталитическую активность металла при любых условиях
- 3) только восстановительную активность металла при любых условиях
- 4) только окислительную активность ионов металла в водных растворах при стандартных условиях
- 5) восстановительную способность металла и окислительную способность его катионов при стандартных условиях

18. ПРИ ЗАМЫКАНИИ ВНЕШНЕЙ ЦЕПИ ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА НА ЭЛЕКТРОДАХ

- 1) происходят необратимые процессы
- 2) устанавливаются равновесия
- 3) образуются осадки
- 4) выделяются газы
- 5) исчезают двойные электрические слои

19. ДЛЯ УВЕЛИЧЕНИЯ ЭДС ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

$\ominus \text{Pt} | \text{HCl} (C_1), \text{H}_2 || \text{HCl} (C_2), \text{H}_2 | \text{Pt} \oplus (C_1 < C_2)$ СЛЕДУЕТ

- 1) повысить концентрацию (C_1) кислоты у анода
- 2) повысить концентрацию (C_2) кислоты у катода
- 3) добавить в катодный раствор щелочи
- 4) понизить температуру
- 5) понизить концентрацию (C_2) кислоты у катода

20. ПРИ РАЗОМКНУТОЙ ВНЕШНЕЙ ЦЕПИ ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА НА ЭЛЕКТРОДАХ

- 1) протекают необратимые процессы
- 2) выделяются газы
- 3) образуются осадки
- 4) устанавливаются равновесия
- 5) отсутствуют двойные электрические слои

21. ПРИ ОКИСЛЕНИИ

- 1) не изменяются степени окисления элементов
- 2) снижается степень окисления окислителя
- 3) снижается степень окисления восстановителя
- 4) увеличивается степень окисления восстановителя
- 5) увеличивается степень окисления окислителя

22. СТЕКЛЯННЫЙ ЭЛЕКТРОД ИМЕЕТ ВЫСОКУЮ ЧУВСТВИТЕЛЬНОСТЬ

- 1) только к ионам водорода
- 2) только к ионам натрия
- 3) только к ионам калия
- 4) только к ионам аммония
- 5) к ионам H^+ , Na^+ , K^+ и NH_4^+

23. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ, ИМЕЮЩИЕ ПОСТОЯННЫЙ И ЗАРАНЕЕ ИЗВЕСТНЫЙ ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ, НАЗЫВАЮТСЯ

- 1) электродами определения
- 2) электродами первого рода
- 3) растворимыми электродами
- 4) электродами сравнения
- 5) инертными электродами

24. ВЕЛИЧИНА СТАНДАРТНОГО ЭЛЕКТРОДНОГО ПОТЕНЦИАЛА ЗАВИСИТ ТОЛЬКО ОТ

- 1) концентрации потенциалопределяющих ионов
- 2) вида электрода и температуры
- 3) температуры
- 4) внешнего давления
- 5) геометрической формы электрода

25. ПОСЛЕ ЗАМЫКАНИЯ ЭЛЕКТРОДОВ ЭЛЕКТРИЧЕСКИЙ ТОК ПРОТЕКАЕТ В ГАЗОВОМ ГАЛЬВАНИЧЕСКОМ ЭЛЕМЕНТЕ

- 1) $Pt | H_2, HCl (pOH=14) || C(HCl)=5 \frac{МОЛЬ}{Л} (\alpha_k=85\%), H_2 | Pt$
- 2) $Pt | H_2, C(HCl)=0,01 \frac{МОЛЬ}{Л} (\alpha_k=1) || H_2SO_4 (pH=2), H_2 | Pt$
- 3) $Pt | H_2, HCl (pH=0) || C(HNO_3)=1 \frac{МОЛЬ}{Л} (\alpha_k=100\%), H_2 | Pt$
- 4) $Pt | H_2, NH_3 (pH=11) || C(NaOH)=10^{-3} \frac{МОЛЬ}{Л} (\alpha_k=1), H_2 | Pt$
- 5) $Pt | H_2, NH_3 (pOH=5) || NaOH (pH=9), H_2 | Pt$

26. ВСЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ ОПРЕДЕЛЕНЫ ПО ОТНОШЕНИЮ К ВЕЛИЧИНЕ ПОТЕНЦИАЛА

- 1) насыщенного хлоридсеребряного электрода
- 2) любого водородного электрода
- 3) стандартного водородного электрода
- 4) насыщенного каломельного электрода
- 5) стеклянного электрода

27. В РАБОТАЮЩЕМ ГАЛЬВАНИЧЕСКОМ ЭЛЕМЕНТЕ АНОДОМ ЯВЛЯЕТСЯ ЭЛЕКТРОД, НА КОТОРОМ

- 1) восстанавливается окисленная форма электролита
- 2) устанавливается равновесие $Ox + n\bar{e} \rightleftharpoons Red$
- 3) более положительный потенциал
- 4) выделяется газ
- 5) более отрицательный потенциал

28. ЕСЛИ $\varphi^0(Pt | O_2, 2H_2O) = 1,23$ В, ТО В КИСЛОЙ СРЕДЕ ПРИ СТАНДАРТНЫХ УСЛОВИЯХ КИСЛОРОДОМ БУДУТ ОКИСЛЯТЬСЯ

- 1) ионы Mn^{2+} ($\varphi^0(Pt | MnO_4^-, Mn^{2+}) = 1,51$ В)
- 2) ионы Cl^- ($\varphi^0(Pt | Cl_2, 2Cl^-) = 1,36$ В)
- 3) ионы F^- ($\varphi^0(Pt | F_2, 2F^-) = 2,87$ В)
- 4) ионы I^- ($\varphi^0(Pt | I_2, 2I^-) = 0,54$ В)
- 5) ионы Cr^{3+} ($\varphi^0(Pt | Cr_2O_7^{2-}, 2Cr^{3+}) = 1,36$ В)

29. ДЛЯ ВОДОРОДНОГО ЭЛЕКТРОДА, РАСТВОР КОТОРОГО ИМЕЕТ ЩЕЛОЧНУЮ СРЕДУ, ПРИ 17°C ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ

- 1) равен -406 мВ
- 2) меньше -0,406 В
- 3) равен нулю
- 4) больше -0,406 В
- 5) равен 406 мВ

30. МЕДНАЯ ПЛАСТИНА ИМЕЕТ НАИБОЛЕЕ ПОЛОЖИТЕЛЬНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ, ЕСЛИ КОНТАКТИРУЕТ С РАСТВОРОМ, В КОТОРОМ МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ (МОЛЬ/Л) КАТИОНОВ МЕДИ РАВНА

- 1) $5 \cdot 10^{-4}$
- 2) $8 \cdot 10^{-4}$
- 3) $5 \cdot 10^{-3}$
- 4) $5 \cdot 10^{-2}$
- 5) $8 \cdot 10^{-2}$

31. ПЛАТИНА ЯВЛЯЕТСЯ СОСТАВНОЙ ЧАСТЬЮ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ ЭЛЕКТРОДОВ, Т.К. ЭТОТ МЕТАЛЛ

- 1) является окислителем
- 2) является восстановителем
- 3) катализирует электродную реакцию
- 4) не участвует в электродной реакции
- 5) стабилизирует величину потенциала

32. ПРИ РАБОТЕ В КАЧЕСТВЕ ИСТОЧНИКА ТОКА БИМЕТАЛЛИЧЕСКОГО ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

- 1) окисляется анод
- 2) анод остается без изменений
- 3) окисляются оба электрода
- 4) разрушается катод
- 5) окисляется катод

33. ПОСЛЕ УМЕНЬШЕНИЯ В 100 РАЗ КОНЦЕНТРАЦИИ ТРЕХЗАРЯДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОПРЕДЕЛЯЮЩИХ ИОНОВ В РАСТВОРЕ МЕТАЛЛИЧЕСКОГО ЭЛЕКТРОДА ЕГО ПОТЕНЦИАЛ ПРИ 27⁰С

- 1) увеличивается на 40 мВ
- 2) не изменяется
- 3) уменьшается на 40 мВ
- 4) увеличивается на 120 мВ
- 5) уменьшается на 120 мВ

34. ПРОВОДНИКОМ ПЕРВОГО РОДА НЕ ЯВЛЯЕТСЯ

- 1) медная пластина
- 2) расплав хлорида натрия
- 3) капля ртути
- 4) платинированная платина
- 5) расплавленный натрий

35. В СХЕМАХ ГАЛЬВАНИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ДВУМЯ ВЕРТИКАЛЬНЫМИ ЧЕРТАМИ УСЛОВНО ОБОЗНАЧАЕТСЯ

- 1) внутренняя цепь элемента
- 2) граница электрода
- 3) двойной электрический слой
- 4) внешняя цепь элемента
- 5) солевой мостик

36. МЕМБРАННЫЙ ПОТЕНЦИАЛ КЛЕТКИ ПРЕИМУЩЕСТВЕННО ОПРЕДЕЛЯЕТСЯ СООТНОШЕНИЕМ КОНЦЕНТРАЦИЙ

- 1) ионов Ca^{2+} и Mg^{2+}
- 2) фруктозы и глюкозы
- 3) ионов K^+ и Na^+
- 4) кислорода и углекислого газа
- 5) ионов H^+ и OH^-

37. ДЛЯ СНИЖЕНИЯ ПОТЕНЦИАЛА МЕТАЛЛИЧЕСКОГО ЭЛЕКТРОДА НА 58,6 мВ СЛЕДУЕТ КОНЦЕНТРАЦИЮ ОДНОЗАРЯДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОПРЕДЕЛЯЮЩИХ ИОНОВ ПРИ 20°C

- 1) уменьшить в 10 раз
- 2) увеличить в 10 раз
- 3) уменьшить в 50 раз
- 4) увеличить в 50 раз
- 5) уменьшить в 100 раз

38. ВОССТАНОВИТЕЛЬНУЮ АКТИВНОСТЬ МЕТАЛЛА В ВОДНОМ РАСТВОРЕ МОЖНО ОЦЕНИТЬ ПО ЕГО ПОЛОЖЕНИЮ

- 1) в периодической системе элементов
- 2) в ряду электроотрицательности
- 3) в ряду радиоактивности
- 4) в электрохимическом ряду напряжений
- 5) в ряду Гофмейстера

39. ЕСЛИ В РОТОВОЙ ПОЛОСТИ НАХОДЯТСЯ ПРОТЕЗЫ, СДЕЛАННЫЕ ИЗ ЗОЛОТА И ЖЕЛЕЗА, ТО ПРОИСХОДИТ

- 1) окисление золота
- 2) окисление железа
- 3) растворение обоих металлов
- 4) растворение золота
- 5) механическое разрушение двух металлов

40. ДЛЯ УВЕЛИЧЕНИЯ ЭДС ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА $\ominus \text{Pt} | \text{KOH} (C_1), \text{H}_2 || \text{HCl} (C_2), \text{H}_2 | \text{Pt} \oplus$ СЛЕДУЕТ

- 1) понизить концентрацию (C_2) кислоты у катода
- 2) понизить температуру
- 3) понизить концентрацию (C_1) щелочи у анода
- 4) добавить в анодный раствор кислоты
- 5) повысить концентрацию (C_1) щелочи у анода

41. ПРИ КОНТАКТЕ ДВУХ МЕТАЛЛОВ В СРЕДЕ ЭЛЕКТРОЛИТА ПРОИСХОДИТ

- 1) окисление более положительного металла
- 2) окисление более отрицательного металла
- 3) растворение обоих металлов
- 4) растворение более положительного металла
- 5) механическое разрушение двух металлов

42. ЭЛЕКТРОДОМ НАЗЫВАЕТСЯ СИСТЕМА, СОСТОЯЩАЯ

- 1) из двух контактирующих металлов
- 2) из металла, погруженного в раствор неэлектролита
- 3) из двух контактирующих через перегородку растворов
- 4) из контактирующих проводников первого и второго рода
- 5) двух электропроводных материалов

43. В ИОНОСЕЛЕКТИВНОМ ЭЛЕКТРОДЕ ИЗМЕРЯЕТСЯ

- 1) положительный потенциал
- 2) отрицательный потенциал
- 3) диффузионный потенциал
- 4) мембранный потенциал
- 5) редокс-потенциал

44. ЕСЛИ СТАНДАРТНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ $I_2 + 2e \rightleftharpoons 2I^-$ РАВЕН +0,536 В, А СТАНДАРТНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ $Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}$ РАВЕН +0,771 В, ТО ПРИ СМЕШИВАНИИ РАСТВОРОВ ИОДИДА КАЛИЯ И ХЛОРИДА ЖЕЛЕЗА (III)

- 1) нет признаков реакции
- 2) образуется иод
- 3) возникает двойной электрический слой
- 4) увеличится концентрация иодида калия
- 5) увеличится концентрация хлорида железа (III)

ТЕСТ № 3. УСТАНОВИТЕ СООТВЕТСТВИЕ: ЦИФРА – БУКВА

1. ПРИ УВЕЛИЧЕНИИ В 10 РАЗ КОНЦЕНТРАЦИИ

- 1) однозарядных потенциалопределяющих ионов
- 2) трехзарядных потенциалопределяющих ионов
- 3) двухзарядных потенциалопределяющих ионов

ПРИ 15⁰С ВЕЛИЧИНА ПОТЕНЦИАЛА МЕТАЛЛИЧЕСКОГО ЭЛЕКТРОДА

- А. увеличивается на 19,2 мВ
- Б. уменьшается на 28,8 мВ
- В. уменьшается на 57,6 мВ
- Г. увеличивается на 57,6 мВ
- Д. уменьшается на 19,2 мВ
- Е. увеличивается на 28,8 мВ

2. ДЛЯ РЕДОКС-ЭЛЕКТРОДА

- 1) $\text{Pt} \mid \text{SO}_4^{2-}, \text{S}^{2-}$
- 2) $\text{Pt} \mid [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}, [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$
- 3) $\text{Pt} \mid 2\text{BrO}_3^-, \text{Br}_2$

3. ДЛЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОСТАНОВИТЕЛЬНОЙ РЕАКЦИИ

- 1) $\Delta G^0 < 0$
- 2) $\Delta G^0 > 0$
- 3) $\Delta G^0 = 0$

4. ЭЛЕКТРОДУ

- 1) газовому
- 2) металлическому
- 3) окислительно-восстановительному

5. ДЛЯ ВОДОРОДНОГО ЭЛЕКТРОДА, РАСТВОР КОТОРОГО ИМЕЕТ

- 1) нейтральную среду
- 2) слабокислую среду
- 3) слабощелочную среду

ЧИСЛО УЧАСТВУЮЩИХ В РАВНОВЕСИИ ЭЛЕКТРОНОВ РАВНО

- А. одному
- Б. двум
- В. четырем
- Г. восьми
- Д. десяти
- Е. двенадцати

ЕСЛИ

- А. $\Delta S^0 = 0$
- Б. $\varphi^0_{\text{Ox}} = \varphi^0_{\text{Red}}$
- В. $\Delta S^0 > 0$
- Г. $\varphi^0_{\text{Red}} > \varphi^0_{\text{Ox}}$
- Д. $\Delta S^0 < 0$
- Е. $\varphi^0_{\text{Ox}} > \varphi^0_{\text{Red}}$

СООТВЕТСТВУЕТ СХЕМА

- А. $\text{Pt} \mid [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}, [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$
- Б. $\text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} \parallel \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \mid \text{Pt}$
- В. $\text{Ag} \mid \text{AgCl} \mid \text{KCl}$
- Г. $\text{Fe}^{2+} \mid \text{Fe}$
- Д. $\text{Pt} \mid \text{Cl}_2, 2\text{Cl}^-$
- Е. $\text{Pt} \mid \text{HCl}, \text{H}_2 \parallel \text{O}_2, \text{KOH} \mid \text{Pt}$

ВЕЛИЧИНА ЭЛЕКТРОДНОГО ПОТЕНЦИАЛА ПРИ 37°C

- А. равна нулю
- Б. больше -434 мВ
- В. равна -410 мВ
- Г. меньше -434 мВ
- Д. больше нуля
- Е. равна -434 мВ

6. В ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКОЙ ЯЧЕЙКЕ ЭЛЕКТРОД

- 1) с неизвестным потенциалом
- 2) с известным потенциалом
- 3) который растворяется

НАЗЫВАЕТСЯ

- А. электродом сравнения
- Б. инертным электродом
- В. рабочим электродом
- Г. катодом
- Д. анодом
- Е. стеклянным электродом

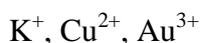
7. ЕСЛИ

- 1) пластина металла находится в растворе соли этого металла
- 2) один из компонентов редокс- электрода газообразное вещество
- 3) окисленная и восстановленная формы одновременно находятся в растворе, куда помещена платиновая проволока

ТО ЭЛЕКТРОД НАЗЫВАЕТСЯ

- А. стеклянным
- Б. металлическим
- В. окислительно–восстановительным
- Г. инертным
- Д. рабочим
- Е. газовым

8. СРЕДИ КАТИОНОВ



- 1) ионы меди
 $\varphi^0(Cu^{2+} | Cu) = 0,34 \text{ В}$
- 2) ионы калия
 $\varphi^0(K^+ | K) = -2,93 \text{ В}$
- 3) ионы золота
 $\varphi^0(Au^{3+} | Au) = 1,50 \text{ В}$

ЯВЛЯЮТСЯ

- А. сильным окислителем
- Б. сильным восстановителем
- В. слабым восстановителем
- Г. очень слабым окислителем
- Д. средним по силе окислителем
- Е. очень слабым восстановителем

9. ДЛЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОГО ЭЛЕКТРОДА

- 1) $Pt | Cr_2O_7^{2-}, 2Cr^{3+}$
- 2) $Pt | SO_4^{2-}, S^{2-}$
- 3) $Pt | NO_3^-, NO_2$

ЧИСЛО УЧАСТВУЮЩИХ В РАВНОВЕСИИ ПРОТОНОВ РАВНО

- А. двум
- Б. четырем
- В. восьми
- Г. десяти
- Д. двенадцати
- Е. четырнадцати

10. ЕСЛИ КОНЦЕНТРАЦИЮ ТО ПРИ 37⁰С ПОТЕНЦИАЛ
ПОТЕНЦИАЛОПРЕДЕЛЯЮЩИХ МЕТАЛЛИЧЕСКОГО ЭЛЕКТРОДА
ДВУХЗАРЯДНЫХ ИОНОВ

- 1) увеличить в 10 раз
- 2) уменьшить в 100 раз
- 3) увеличить в 100 раз

- А. увеличивается на 0,031 мВ
- Б. уменьшается на 0,062 В
- В. увеличивается на 0,031 В
- Г. уменьшается на 0,062 мВ
- Д. увеличивается на 62 мВ
- Е. увеличивается на 0,62 В

11. ПЕРМАНГАНАТ КАЛИЯ

- 1) в нейтральных растворах
- 2) в щелочных растворах
- 3) в кислых растворах

$$(\varphi^0(\text{Pt} | \text{MnO}_4^-, \text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ В},$$

$$\varphi^0(\text{Pt} | \text{MnO}_4^-, \text{MnO}_4^{2-}) = 0,56 \text{ В},$$

$$\varphi^0(\text{Pt} | \text{MnO}_4^-, \text{MnO}_2) = 0,6 \text{ В})$$

ЯВЛЯЕТСЯ

- А. сильным окислителем
- Б. слабым восстановителем
- В. окислителем средней силы
- Г. очень слабым восстановителем
- Д. слабым окислителем
- Е. сильным восстановителем

12. ДЛЯ РАБОТАЮЩЕГО
ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

- 1) $\text{Pt} | \text{I}_2, \text{KI} || \text{KMnO}_4, \text{MnSO}_4 | \text{Pt}$
- 2) $\text{Cr} | \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 || \text{AgNO}_3 | \text{Ag}$
- 3) $\text{Pt} | \text{H}_2, \text{HCl} || \text{KOH}, \text{O}_2 | \text{Pt}$

СУММАРНОЙ РЕАКЦИЕЙ
ЯВЛЯЕТСЯ

- А. $\text{Cr}^{3+} + 3\text{Ag} \rightarrow 3\text{Ag}^+ + \text{Cr}$
- Б. $3\text{Ag}^+ + \text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{Ag}$
- В. $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- Г. $\text{O}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- Д. $2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 10\text{I}^- \rightarrow$
 $\rightarrow 5\text{I}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$
- Е. $2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{I}_2 \rightarrow$
 $\rightarrow 10\text{I}^- + 16\text{H}^+ + 2\text{MnO}_4^-$

13. ДЛЯ РЕДОКС-ЭЛЕКТРОДА

- 1) $\text{Pt} | \text{ClO}_3^-, \text{Cl}^-$
- 2) $\text{Pt} | \text{O}_2, 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Pt} | \text{NO}_3^-, \text{NO}$

ЧИСЛО УЧАСТВУЮЩИХ В
РАВНОВЕСИИ ЭЛЕКТРОНОВ РАВНО

- А. двум
- Б. трем
- В. четырем
- Г. пяти
- Д. шести
- Е. семи

14. ЕСЛИ В МЕТАЛЛИЧЕСКОМ ЭЛЕКТРОДЕ ТО ЕГО ПОТЕНЦИАЛ

- | | |
|---|-------------------------------|
| 1) увеличить концентрацию ионов металла | А. станет равным нулю |
| 2) понизить температуру раствора | Б. станет более отрицательным |
| 3) повысить атмосферное давление | В. станет стандартным |
| | Г. станет более положительным |
| | Д. поменяет свой знак |
| | Е. не изменится |

15. ЕСЛИ ДЛЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ РЕАКЦИИ ТО ПРОЦЕСС ЯВЛЯЕТСЯ

- | | |
|---|--------------------|
| 1) $\varphi^{\circ}\text{Ox} = \varphi^{\circ}\text{Red}$ | А. эндэргоническим |
| 2) $\varphi^{\circ}\text{Ox} > \varphi^{\circ}\text{Red}$ | Б. экзотермическим |
| 3) $\varphi^{\circ}\text{Red} > \varphi^{\circ}\text{Ox}$ | В. равновесным |
| | Г. каталитическим |
| | Д. эндотермическим |
| | Е. экзэргоническим |

Критерии оценивания:

При наличии 90-100% правильных ответов студент получает оценку «отлично», 60-90% - «хорошо», 40-60% - «удовлетворительно»

Отчет по лабораторной работе выполняется в рабочей тетради.

Образец рабочей тетради

Лабораторная работа №...

Название опыта

1. Уравнение реакции
2. Наблюдения
3. Объяснение происходящих явлений

Примерный перечень лабораторных работ

1. Определение теплоты растворения соли
2. Определение теплоты гидратообразования солей металлов.
3. Определение теплоты нейтрализации
4. Определение содержания кристаллизационной воды в кристаллогидрате
5. Концентрация растворов. Способы определения вещества в растворе.
6. Изучение систем «Жидкость-пар» (перегонка)
7. Изучение систем «твердое вещество-пар» (сублимация)
8. Индикаторы
9. Определение величины рН
10. Определение теплового эффекта реакции гидратации соли
11. Лабораторное изучение законов Рауля
12. Исследование свойств буферных растворов
13. Смещение ионных равновесий
14. Влияние различных факторов на смещение химического равновесия

15. Ионообменные реакции
16. Определение электропроводности слабого электролита
17. Кондуктометрическое титрование
18. Окислительно-восстановительные реакции
19. Определение ЭДС гальванического элемента
20. Коррозия металлов
21. Защита от коррозии
22. Ингибиторы и активаторы коррозии
23. Химическая кинетика
24. Исследование кинетики реакции разложения тиосерной кислоты
25. Зависимость скорости реакции от катализатора
26. Автокатализ
27. Ферментативный катализ
28. Разложение пероксида водорода в присутствии оксида марганца
29. Фотосинтез по Иванову
30. Определение интенсивности фотосинтеза
31. Хроматографическое разделение пигментов
32. Хроматография
33. Адсорбционная ёмкость различных адсорбентов
34. Адсорбция уксусной кислоты углем
35. Поверхностно-активные вещества

Критерии оценки лабораторных работ

Оценка «5»:

Выполнена работа в рациональной последовательности и полном объеме с безусловным соблюдением правил личной и общественной безопасности; грамотно, логично и самостоятельно описаны проведенные наблюдения, составлены уравнения химических реакций и сформулированы выводы из результатов опыта (наблюдений); экономно использованы расходные материалы; обеспечено поддержание чистоты и порядка на рабочем месте; лабораторная работа аккуратно оформлена.

Оценка «4»:

Логично описаны проведенные наблюдения, в составленных уравнениях химических реакций допущены две-три несущественные ошибки; грамотно сформулированы выводы из результатов опыта (наблюдений); экономно использованы расходные материалы; обеспечено поддержание чистоты и порядка на рабочем месте; лабораторная работа аккуратно оформлена.

Оценка «3»:

Выполнена работа в рациональной последовательности и полном объеме с безусловным соблюдением правил личной и общественной безопасности; неполно и нелогично описаны проведенные наблюдения, в составленных уравнениях химических реакций допущены ошибки, которые студент не может исправить; не сформулированы выводы из результатов опыта (наблюдения); экономно использованы расходные материалы; обеспечено поддержание чистоты и порядка на рабочем месте; лабораторная работа не аккуратно оформлена; лабораторная работа выполнена на 50%.

Оценка «2»:

Выполнена экспериментальная часть, но работа не оформлена в тетради; лабораторная работа выполнена менее, чем на 50%.

7.2. Оценочные средства для промежуточной аттестации (в форме экзамена) УК-1; ОПК-2; ОПК-8

Студенту необходимо продемонстрировать наличие сформированных компетенций на базовом уровне.

Итоговый контроль предусматривает наличие конспектов по всем лекциям дисциплины, активное участие во всех интерактивных формах работы, выполненные задания по самостоятельно работе (СР).

Вопросы и задания к экзамену (5семестр)

1. Предмет химической термодинамики и цели ее изучения. Нулевой закон термодинамики. Физический смысл нулевого закона. Температура. Внутренняя энергия - функция состояния. Две формы обмена энергией в системах: теплота и работа. Потенциал.
2. Первый закон термодинамики. Энтальпия как функция состояния. Теплота при постоянном объеме и постоянном давлении.
3. Теплоемкость. Соотношение между C_p и C_v . Зависимость теплоемкости от температуры, расчет количества тепла для нагревания системы.
4. Зависимость энтальпии реакции от температуры. Закон Кирхгофа.
5. Закон Гесса и следствия из него. Понятие о стандартных условиях и стандартных значениях величин. Энтальпии различных процессов: образования, разложения, нейтрализации, горения, растворения, фазовых превращений, гидратации, ионизации. Энергии связи и кристаллической решетки. Калориметрические измерения.
6. Второй закон термодинамики. Процессы равновесные и неравновесные, обратимые и необратимые. Максимальная работа. Цикл Карно и коэффициент полезного действия.
7. Энтропия как функция состояния. Энтропия обратимых и необратимых процессов. Расчет энтропии. Статистический характер энтропии. Уравнение Больцмана. Постулат Планка. Абсолютная энтропия.
8. Объединенное уравнение термодинамики. Свободная и связанная энергия. Мера химического сродства. Направление химических процессов. Уравнение Гиббса-Гельмгольца.
9. Термодинамика в живой природе.
10. Равновесие. Условия равновесия. Термодинамический вывод закона действующих масс.
11. Связь K_p и K_c . Равновесие в гетерогенных процессах. Смещение равновесия, принцип Ле Шателье в различных природных процессах.
12. Уравнение изотермы, изобары, изохоры химической реакции.
13. Условия равновесия между фазами. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.
14. Фазовые диаграммы. Диаграммы состояния воды и серы. Полиморфизм. Энантиотропные и монотропные переходы. Фазовые переходы 1 и 2 рода.
15. Двухкомпонентные системы с простой эвтектикой, соединения конгруэнтно и инконгруэнтно плавящиеся. Термический анализ.
16. Трехкомпонентные системы.
17. Двухкомпонентные системы двух ограниченно смешивающихся жидкостей. Коэффициент распределения. Экстракция.
18. Гетерогенные твердофазные системы. Композиционные материалы.
19. Понятия энергии и массы. Законы сохранения энергии и массы. Формула Эйнштейна.
20. Равновесие. Условия равновесия. Термодинамический вывод закона действующих масс. Закон действующих масс.
21. Связь K_p и K_c . Равновесие в гетерогенных процессах.

22. Смещение равновесия, принцип Ле Шателье в различных природных процессах.
23. Уравнение изотермы, изобары, изохоры химической реакции.
24. Условия равновесия между фазами. Правило фаз Гиббса. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.
25. Фазовые диаграммы. Диаграммы состояния воды и серы. Полиморфизм. Энантиотропные и монотропные переходы. Фазовые переходы 1 и 2 рода.
26. Растворы жидкость - газ. Закон Генри. Растворы жидкость-жидкость. Упругость пара над раствором, насыщенный пар. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля.
27. Диаграммы состав-давление. Законы Коновалова. Азеотропы. Перегонка. Ректификация. Перегонка несмешивающихся жидкостей. Перегонка с водяным паром.
28. Растворы твердых веществ в жидкостях. Криоскопия, эбуллиоскопия. Осмос. Роль осмоса в природе, в биологических организмах, в технике. Обратный осмос. Опреснение морской воды с помощью обратного осмоса.
29. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Отклонения от законов Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.
30. Равновесия в растворах слабых электролитов. Степень и константа диссоциации. Вода как слабый электролит. Ионное произведение воды, показатель концентрации ионов водорода и гидроксила.
31. Современные теории кислот и оснований. Типы растворителей. Сольволиз.
32. Теория сильных электролитов, ионная атмосфера, ионная сила, активность и коэффициент активности электролита.
33. Буферные смеси. Их роль в природе и химическом анализе. Гидролиз.
34. Типы электропроводимости в твердых и жидких проводниках и полупроводниках.
35. Электропроводимость растворов электролитов. Скорость движения и подвижность ионов. Числа переноса. Торможение ионов в электрическом поле. Законы Кольрауша.
36. Измерение электропроводимости и чисел переноса. Кондуктометрия.
37. Механизм возникновения скачка потенциала на границе металл-металл и металл-раствор. Равновесный электродный потенциал. Строение двойного электрического слоя. Уравнение Нернста.
38. Диффузионный, мембранный, адсорбционный потенциалы, их роль. Биологические мембраны.
39. Электроды сравнения, стандартный электродный потенциал, ряд напряжения металлов. Типы электродов.
40. Потенциометрические и колориметрические методы определения pH. Потенциометрическое титрование
41. Химические цепи. Концентрационные цепи.
42. Классификация и термодинамика гальванических элементов. Измерение ЭДС, нормальный элемент
43. Основы электрохимической кинетики. Электролиз и его применение в промышленности.
44. Кинетика электрохимических реакций. Поляризация. Полярография. Напряжение разложения, перенапряжение.
45. Особенности электролиза растворов и расплавов электролитов. Реакции электроокисления и электровосстановления.
46. Коррозия металлов и методы борьбы с ней.
47. Химические источники тока. Топливный элемент. Экологические аспекты электрохимии.

Вопросы для подготовки к экзамену (6 семестр)

1. Химическая кинетика. Скорость химической реакции, ее зависимость от различных факторов. Понятие об активных частицах и механизме химической реакции.
2. Методы исследования скорости реакций. Кинетическая классификация реакций. Молекулярность и порядок реакций.. Определение порядка реакции.
3. Реакции 0, 1, 2, 3, n -порядка.
4. Кинетика реакций -параллельных, последовательных, обратимых, сопряженных.
5. Цепные реакции.
6. Фотохимические реакции. Фотохимический смог. Химические лазеры.
7. Ядерные реакции
8. Гетерогенные реакции. Топохимические реакции.
9. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия Активации. Теория молекулярных столкновений, стерический фактор.
10. Теория активного комплекса.
11. Кинетика химических реакций, протекающих в потоке. Режимы идеального перемешивания и идеального вытеснения. Важнейшие промышленные реакции.
12. Катализаторы и ингибиторы, инициаторы.
13. Гомогенный катализ, кислотно-основной катализ.
14. Ферментативный катализ.
15. Гетерогенный катализ.
16. Активаторы, промоторы, яды катализаторов.
17. Адсорбция. Теории адсорбции.
18. Адсорбция газов и паров на твердых телах. Изотермы адсорбции. Природа адсорбционных сил. Активированная адсорбция и хемосорбция.
19. Роль адсорбции в катализе. Стадии гетерогенно-каталитической реакции.
20. Теории гетерогенного катализа: Баландина, Кобозева, Волькенштейна. Роль дефектов в катализе.
21. Поверхностные явления. ПАВ, ПНВ, ПИВ, адгезия и когезия.

Условия выставления оценок:

Оценки **«отлично»** заслуживает студент, посетивший не менее 80% аудиторных занятий, обнаруживший систематическое и глубокое знание учебного материала, демонстрирующий полное и самостоятельное раскрытие вопросов билета в объеме программы, способность ясно и правильно отвечать на дополнительные вопросы экзаменаторов, умение использовать сравнительный подход при изложении материала, сопровождать ответ примерами, четкое и правильное определение понятий, использование терминов.

Оценки **«хорошо»** заслуживает студент, посетивший не менее 60% аудиторных занятий, обнаруживший полное знание учебного материала, усвоивший основную литературу, рекомендованную в программе, показавший систематический характер знаний по дисциплине, но при этом допустившим не принципиальные погрешности

Оценка **«удовлетворительно»** выставляется, если студент посетил менее 50% аудиторных занятий, выполнил задание или ответил на вопрос, но при этом были допущены принципиальные ошибки; уровень владения понятиями предмета невысокий, недостаточная развитость основных знаний и умений.

Документ составлен в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), утвержденный приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от «22» февраля 2018 г. №125.

Разработчик:

Истомина Е.Е., доцент кафедры ЕНД ПИ ИГУ



Настоящая программа не может быть воспроизведена ни в какой форме без предварительного письменного разрешения кафедры-разработчика программы.