

**Министерство науки и высшего образования Российской Федерации**

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования

«Смоленский государственный университет»

Кафедра экологии и химии

*«Утверждаю»*

Проректор по учебно-  
методической работе

Ю.А. Устименко

«09» июня 2022 г.

**Рабочая программа дисциплины**

**Б1.В.13 «Электрохимия»**

Направление подготовки: **44.03.05 Педагогическое образование**

Направленность (профиль): **Биология, Химия**

Форма обучения: очная

Курс – 5

Семестр – 9

Всего зачетных единиц – 2, часов – 72

Форма отчетности: экзамен – 9 семестр.

Программу разработала: кандидат химических наук, доцент С.И. Васильева

Одобрена на заседании кафедры

«02» июня 2022 г., протокол № 9

Заведующий кафедрой \_\_\_\_\_

Смоленск  
2022

## 1. Место дисциплины в структуре ОП

Дисциплина Б1.В.10 «Электрохимия» включена в часть, формируемую участниками образовательных отношений, учебного плана по направлению подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование» (с двумя профилями подготовки), направленность: Биология. Химия. Основой для её изучения служат курсы общей и физической химии, а также физики и математики в объёме общеобразовательной школы. В качестве предшествующего курса дисциплина «Электрохимия» необходима для изучения курса «Прикладная химия».

Дисциплина способствует повышению теоретической подготовки специалистов — учителей химии и ориентирует их на учебно-воспитательную, научно-методическую и культурно-просветительную профессиональную деятельность в системе образования.

## 2. Планируемые результаты обучения по дисциплине

Компетенция	Индикаторы достижения
<b>ПК-6:</b> Способен использовать научные знания в области химии, владеть навыками опытно-экспериментальной деятельности по химии в процессе формирования предметной компетенции обучающихся в рамках реализации основной общеобразовательной программы	<b>Знать:</b> трактовку процессов, протекающих в растворах электролитов, и электрохимических процессов и явлений на основе современных теорий; термодинамические характеристики растворов электролитов и гальванических элементов и их связь с электрохимическими характеристиками; особенности кинетики электрохимических процессов; <b>Уметь:</b> объяснять особенности свойств и поведения растворов электролитов на основе теории Дебая-Гюккеля-Онзангера; трактовать особенности кинетики электрохимических процессов с позиции современных представлений о поляризации; использовать количественные характеристики электролитов и гальванического элемента для решения конкретных задач; применять знание взаимосвязи термодинамических и электрохимических на практике; <b>Владеть:</b> навыками расчётов количественных характеристик растворов электролитов, гальванического элемента и явлений электролиза и поляризации; навыками самостоятельной работы с научной литературой и решения теоретических вопросов, не входящих в программу.

## 3. Содержание дисциплины

### Введение

Предмет электрохимии. Основные этапы развития электрохимии: изобретение Вольтова столба, контактная теория Вольта, осмотическая теория и уравнение Нернста. Работы Николсона и Карлейля, Дэви, Фарадея, Якоби, Багратиона. Теории Аррениуса, Дебая-Гюккеля-Онзангера. Открытие явления поляризации и разработка кинетики электрохимических процессов.

### Электролиты

Первые теоретические модели, объясняющие электропроводность. Экспериментальные данные, подтверждающие существование ионов в растворе. Создание теории электролитической диссоциации.

Ионные равновесия в растворах слабых электролитов: степень и константа диссоциации, закон разбавления Оствальда и его анализ, изотонический и осмотический коэффициенты, ионное произведение воды и его зависимость от температуры. Термодинамика процесса диссоциации. Использование основных термодинамических функций для вычисления количественных характеристик равновесия процесса диссоциации. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза, связь между ними. Анализ взаимосвязи

степени гидролиза и рН раствора соли с её концентрацией. Термодинамические характеристики процесса гидролиза и их использование для расчёта количественных характеристик гидролиза. Буферные растворы. Буферная ёмкость, её связь с концентрацией компонентов. Гетерогенные ионные равновесия. ПР и теория электролитической диссоциации. Интерпретация экспериментальных данных на основе теории диссоциации. Зависимость ПР от температуры. Термодинамические характеристики гетерогенных ионных равновесий и их связь с ПР. Недостатки классической теории диссоциации.

Метод активностей Льюиса. Средняя ионная активность, средняя ионная моляльность, средний ионный коэффициент активности, общая активность электролита. Активность и коэффициент активности иона. Электростатическая теория Дебая-Гюккеля-Онзангера. Определение активности и коэффициента активности. Первое, второе и третье приближения теории Дебая-Гюккеля-Онзангера. Уравнение Дэвис для расчёта коэффициента активности данного иона. Растворимость и теория Дебая-Гюккеля-Онзангера.

Ассоциация ионов. Теория Семёнченко и Бьеррума. Классификация ионных ассоциатов. Термодинамическая константа диссоциации электролита, её связь с концентрационной константой диссоциацией. Зависимость константы диссоциации от температуры. Современные подходы к описанию термодинамических свойств растворов электролитов.

Неравновесные явления в растворах электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводность, связь между ними, зависимость их от температуры. Молярная электропроводность. Зависимость эквивалентной электропроводности от скорости движения ионов. Подвижности ионов. Зависимость электропроводности сильных и слабых электролитов от концентрации раствора. Основы теории электропроводности Онзангера. Релаксационное и электрофоретическое торможение. Коэффициент электропроводности. Подвижности и абсолютные скорости ионов при бесконечном разбавлении раствора, связь их с эквивалентной электропроводностью при бесконечном разбавлении. Закон Кольрауша. Эквивалентная электропроводность и концентрация. Закон квадратного корня. Объяснение зависимости электропроводности от концентрации на основе теории сильных электролитов. Особые случаи электропроводности растворов электролитов. Эстафетный механизм перемещения ионов гидроксония и гидроксид-ионов. Подвижности и числа переноса ионов. Кондуктометрия.

### **Электрохимическая термодинамика**

Электрохимический потенциал и равновесие на границе электрод-раствор. Равновесие в электрохимической цепи. Окислительно-восстановительные полуреакции и понятие электродного потенциала. Равновесный и стандартный электродный потенциал. Классификация электродов и электрохимических цепей. Концентрационные цепи с переносом и без переноса ионов. Диффузионный потенциал. Метод ЭДС при определении коэффициента активности чисел переноса, произведения растворимости и константы равновесия ионных реакций. Мембранное равновесие и мембранный потенциал. Ионселективные электроды. Биологические мембраны

Образование двойного слоя. Строение двойного слоя. Потенциал нулевого заряда и механизм возникновения ЭДС электрохимической цепи. Электроды для измерения окислительно-восстановительного потенциала электрода. Контактная разность потенциалов.

Термодинамика гальванического элемента. Связь между ЭДС гальванического элемента и максимальной работой процесса. Зависимость собственного потенциала электрода от концентрации раствора. Стандартный электродный потенциал. Зависимость ЭДС гальванического элемента от концентрации раствора. Соотношения между концентрациями, отвечающими различным степеням окисления металлов. Связь между тепловым эффектом реакции и температурой. Вычисление ЭДС по термохимическим данным.

### **Электрохимическая кинетика**

Общая характеристика электрохимических процессов. Законы Фарадея. Выход по току. Напряжение разложения. Скорость электрохимической реакции. Поляризационная

кривая. Температурная зависимость скорости электродной реакции и энергии активации. Электрохимическая реакция как лимитирующая стадия. Закономерности электродных процессов в условиях медленной химической реакции. Доставка вещества к электроду, как лимитирующая стадия. Концентрационная поляризация при катодном восстановлении катионов. Катодное восстановление водорода. Теории замедленного разряда и замедленной рекомбинации.

#### Прикладные аспекты электрохимии

Коррозия металлов и методы защиты. Электрохимические источники тока. Электрохимическое производство химических продуктов. Электрометаллургия и гальванотехника. Электрохимические методы анализа.

#### 4. Тематический план

№ п/п	Наименование тем и разделов	Всего (часов)	Аудиторные занятия(часов)		Самостоятельная работа (часов)
			В том числе		
			Лекции	Лабораторные	
1	Введение	1	1	-	-
2	Электролиты	23	5	6	12
3	Электрохимическая термодинамика	18	4	4	10
4	Электрохимическая кинетика	16	4	4	8
5	Прикладные аспекты электрохимии	14	4	4	6
<i>Всего</i>		<i>72</i>	<i>18</i>	<i>18</i>	<i>36</i>

#### 5. Виды образовательной деятельности

##### Занятия лекционного типа

Содержание лекций строится в полном соответствии с тематическим планом.

Объем и глубина раскрытия лекционного материала соответствует с содержательной части Программы.

##### Лекции (18 часов)

**№ 1. Введение.** Предмет электрохимии. Основные этапы развития электрохимии: изобретение Вольтова столба, контактная теория Вольта, осмотическая теория и уравнение Нернста. Работы Николсона и Карлейля, Дэви, Фарадея, Якоби, Багратиона. Теории Аррениуса, Дебая-Гюккеля-Онзангера. Открытие явления поляризации и разработка кинетики электрохимических процессов.

**Электролиты.** Первые теоретические модели, объясняющие электропроводность. Экспериментальные данные, подтверждающие существование ионов в растворе. Создание теории электролитической диссоциации.

Ионные равновесия в растворах слабых электролитов: степень и константа диссоциации, закон разбавления Оствальда и его анализ, изотонический и осмотический коэффициенты, ионное произведение воды и его зависимость от температуры. Термодинамика процесса диссоциации. Использование основных термодинамических функций для вычисления количественных характеристик равновесия процесса диссоциации.

**№2. Электролиты.** Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза, связь между ними. Анализ взаимосвязи степени гидролиза и pH раствора соли с её концентрацией. Термодинамические характеристики процесса гидролиза и их использование для расчёта количественных характеристик гидролиза. Буферные растворы. Буферная ёмкость, её связь с концентрацией компонентов. Гетерогенные ионные равновесия. ПР и теория электролитической диссоциации. Интерпретация экспериментальных данных на основе

теории диссоциации. Зависимость ПР от температуры. Термодинамические характеристики гетерогенных ионных равновесий и их связь с ПР. Недостатки классической теории диссоциации.

**№3. Электролиты.** Метод активностей Льюиса. Средняя ионная активность, средняя ионная моляльность, средний ионный коэффициент активности, общая активность электролита. Активность и коэффициент активности иона. Электростатическая теория Дебая-Гюккеля-Онзангера. Определение активности и коэффициента активности. Первое, второе и третье приближения теории Дебая-Гюккеля-Онзангера. Уравнение Дэвис для расчёта коэффициента активности данного иона. Растворимость и теория Дебая-Гюккеля-Онзангера. Ассоциация ионов. Теория Семёнченко и Бьеррума. Классификация ионных ассоциатов. Термодинамическая константа диссоциации электролита, её связь с концентрационной константой диссоциацией. Зависимость константы диссоциации от температуры. Современные подходы к описанию термодинамических свойств растворов электролитов.

**№4. Электролиты.** Неравновесные явления в растворах электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводность, связь между ними, зависимость их от температуры. Молярная электропроводность. Зависимость эквивалентной электропроводности от скорости движения ионов. Подвижности ионов. Зависимость электропроводности сильных и слабых электролитов от концентрации раствора. Основы теории электропроводности Онзангера. Релаксационное и электрофоретическое торможение. Коэффициент электропроводности. Подвижности и абсолютные скорости ионов при бесконечном разбавлении раствора, связь их с эквивалентной электропроводностью при бесконечном разбавлении. Закон Кольрауша. Эквивалентная электропроводность и концентрация. Закон квадратного корня. Объяснение зависимости электропроводности от концентрации на основе теории сильных электролитов. Особые случаи электропроводности растворов электролитов. Эстафетный механизм перемещения ионов гидроксония и гидроксид-ионов. Подвижности и числа переноса ионов. Кондуктометрия.

### **№5. Электрохимическая термодинамика**

Электрохимический потенциал и равновесие на границе электрод-раствор. Равновесие в электрохимической цепи. Окислительно-восстановительные полуреакции и понятие электродного потенциала. Равновесный и стандартный электродный потенциал. Классификация электродов и электрохимических цепей. Концентрационные цепи с переносом и без переноса ионов. Диффузионный потенциал. Метод ЭДС при определении коэффициента активности чисел переноса, произведения растворимости и константы равновесия ионных реакций. Мембранное равновесие и мембранный потенциал. Ионселективные электроды. Биологические мембраны

Образование двойного слоя. Строение двойного слоя. Потенциал нулевого заряда и механизм возникновения ЭДС электрохимической цепи. Электроды для измерения окислительно-восстановительного потенциала электрода. Контактная разность потенциалов.

**№6. Электрохимическая термодинамика.** Термодинамика гальванического элемента. Связь между ЭДС гальванического элемента и максимальной работой процесса. Зависимость собственного потенциала электрода от концентрации раствора. Стандартный электродный потенциал. Зависимость ЭДС гальванического элемента от концентрации раствора. Соотношения между концентрациями, отвечающими различным степеням окисления металлов. Связь между тепловым эффектом реакции и температурой. Вычисление ЭДС по термохимическим данным.

### **№7. Электрохимическая кинетика**

Общая характеристика электрохимических процессов. Законы Фарадея. Выход по току. Напряжение разложения. Скорость электрохимической реакции. Поляризационная кривая. Температурная зависимость скорости электродной реакции и энергии активации. Электрохимическая реакция как лимитирующая стадия. Закономерности электродных процессов в условиях медленной химической реакции. Доставка вещества к электроду, как лимитирующая стадия. Концентрационная поляризация при катодном восстановлении

катионов. Катодное восстановление водорода. Теории замедленного разряда и замедленной рекомбинации.

### **№8-9. Прикладные аспекты электрохимии**

Коррозия металлов и методы защиты. Электрохимические источники тока. Электрохимическое производство химических продуктов. Электрометаллургия и гальванотехника. Электрохимические методы анализа.

#### **Лабораторные занятия (16 часов)**

#### **Занятия №1 – 3: Электролиты (6 часов).**

Ионные равновесия в растворах слабых электролитов: степень и константа диссоциации. Термодинамика процесса диссоциации. Использование основных термодинамических функций для вычисления количественных характеристик равновесия процесса диссоциации. Степень и константа гидролиза, связь между ними. Термодинамические характеристики процесса гидролиза и их использование для расчёта количественных характеристик гидролиза. Буферная ёмкость, её связь с концентрацией компонентов. ПР и теория электролитической диссоциации. Метод активностей Льюиса. Средняя ионная активность, средняя ионная моляльность, средний ионный коэффициент активности, общая активность электролита. Активность и коэффициент активности иона. Электростатическая теория Дебая-Гюккеля-Онзангера. Определение активности и коэффициента активности. Ассоциация ионов. Термодинамическая константа диссоциации электролита, её связь с концентрационной константой диссоциацией. Зависимость константы диссоциации от температуры. Современные подходы к описанию термодинамических свойств растворов электролитов.

Неравновесные явления в растворах электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводность, связь между ними, зависимость их от температуры. Зависимость эквивалентной электропроводности от скорости движения ионов. Подвижности ионов. Зависимость электропроводности сильных и слабых электролитов от концентрации раствора. Основы теории электропроводности Онзангера. Коэффициент электропроводности. Закон Кольрауша. Эквивалентная электропроводность и концентрация. Особые случаи электропроводности растворов электролитов. Подвижности и числа переноса ионов.

Виды работ:

1. Решение цикла расчётных задач, иллюстрирующих практическое применение основных положений, законов и теорий электролитов.
2. Обсуждение теоретических вопросов на коллоквиумах.
3. Выполнение тестового задания.

#### **Занятия № 4-5. Электрохимическая термодинамика (4 часа)**

Электрохимический потенциал и равновесие на границе электрод-раствор. Равновесие в электрохимической цепи. Окислительно-восстановительные полуреакции и понятие электродного потенциала. Равновесный и стандартный электродный потенциал. Классификация электродов и электрохимических цепей. Концентрационные цепи с переносом и без переноса ионов. Диффузионный потенциал. Метод ЭДС при определении коэффициента активности чисел переноса, произведения растворимости и константы равновесия ионных реакций.

Термодинамика гальванического элемента. Связь между ЭДС гальванического элемента и максимальной работой процесса. Зависимость собственного потенциала электрода от концентрации раствора. Стандартный электродный потенциал. Зависимость ЭДС гальванического элемента от концентрации раствора. Соотношения между концентрациями, отвечающими различным степеням окисления металлов. Связь между тепловым эффектом реакции и температурой. Вычисление ЭДС по термохимическим данным.

Виды работ:

1. Решение цикла расчётных задач, иллюстрирующих практическое применение основных положений, законов и теорий электролитов.
2. Обсуждение теоретических вопросов на коллоквиумах.

3. Выполнение тестового задания.

### **Занятия №6-9. Электрохимическая кинетика. Прикладные аспекты электрохимии (8 часов).**

Общая характеристика электрохимических процессов. Законы Фарадея. Выход по току. Напряжение разложения. Скорость электрохимической реакции. Поляризационная кривая. Температурная зависимость скорости электродной реакции и энергии активации. Электрохимическая реакция как лимитирующая стадия. Закономерности электродных процессов в условиях медленной химической реакции. Доставка вещества к электроду, как лимитирующая стадия. Концентрационная поляризация при катодном восстановлении катионов. Катодное восстановление водорода. Теории замедленного разряда и замедленной рекомбинации.

Коррозия металлов и методы защиты. Электрохимические источники тока. Электрохимическое производство химических продуктов. Электрометаллургия и гальванотехника.

Виды работ:

1. Решение цикла расчётных задач, иллюстрирующих практическое применение основных положений, законов и теорий электролитов.
2. Обсуждение теоретических вопросов на коллоквиумах.
3. Выполнение тестового задания.

#### ***Самостоятельная работа***

Самостоятельная работа студентов осуществляется в процессе подготовки к практическим занятиям и экзамену, а также при решении циклов задач по темам:

1. Изучение теоретического материала по вопросам, приведённым в разделе 5.
2. Самостоятельное решение задач, приведённых в разделе 5.

#### **Примеры заданий к занятиям**

**Вопросы для подготовки к занятиям:**

##### **Тема 1: Электролиты**

1. Предмет Электрохимии.
2. Развитие основных представлений электрохимии.
3. Классическая теория электролитической диссоциации.
4. Ионные равновесия в растворах слабых электролитов.
  - а) изотонический и осмотический коэффициенты, степень и константа диссоциации.
  - б) Гидролиз солей.
  - в) Буферные растворы.
  - г) Равновесия в растворах труднорастворимых электролитов.
5. Недостатки классической теории электролитической диссоциации.
6. Активность. Коэффициент активности. Электростатическая теория электролитов
7. Современные подходы к описанию термодинамических свойств электролитов.
8. Ассоциация ионов.
9. Термодинамическая и концентрационная константы диссоциации. связь между ними.
10. Растворимость и теория Дебая и Гюккеля.
11. Неравновесные явления в растворах электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводность.
12. Зависимость электропроводности от скорости движения ионов, температуры и давления.
13. Зависимость электропроводности от концентрации. Основы теории электропроводности Онзангера.
14. Абсолютные скорости движения ионов; числа переноса; закон Кольрауша.

15. Особые случаи электропроводности растворов электролитов;

## **Тема 2: Электрохимическая термодинамика**

1. Механизм возникновения ЭДС. Электрохимический потенциал и равновесие на границе металл-раствор.
2. Равновесие в электрохимической цеп. ЭДС. Диффузионный потенциал.
3. Окислительно-восстановительные полуреакции и понятие электродного потенциала. Зависимость собственного электродного потенциала от концентрации раствора. Стандартный электродный потенциал.
4. Зависимость ЭДС гальванического элемента от концентрации раствора.
5. Соотношения между потенциалами, отвечающими различным степеням окисления металла.
6. Измерение ЭДС.
7. Электроды для измерения окислительно-восстановительного потенциала электрода.
8. Классификация электродов и электрохимических цепей. Концентрационные цепи с переносом и без переноса ионов.
9. Метод ЭДС при определении коэффициента активности, чисел переноса, произведения растворимости и константы равновесия ионных реакций.
10. Термодинамика гальванического элемента. Связь между ЭДС гальванического элемента и максимальной работой процесса, основными термодинамическими функциями.
11. Связь между ЭДС, тепловым эффектом реакции, протекающей в элементе и температурой.
12. Вычисление ЭДС по термохимическим данным.
13. Мембранное равновесие и мембранный потенциал.
14. Ионселективные электроды. Биологические мембраны.

## **Тема 3: Электрохимическая кинетика. Прикладные аспекты электрохимии**

1. Общая характеристика неравновесных электродных процессов.
2. Законы Фарадея. Выход по току. Отклонения от законов Фарадея.
3. Напряжение разложения. Поляризация электродов. Поляризационные кривые.
4. Скорость электрохимической реакции. Температурная зависимость скорости электрохимической реакции.
5. Классификация поляризационных членений.
6. Электрохимическая реакция как лимитирующая стадия. Закономерности электродных процессов в условиях медленной химической реакции.
7. Доставка вещества к электроду как лимитирующая стадия.
8. Концентрационная поляризация при катодном восстановлении катионов.
9. Катодное восстановление водорода. Теории замедленного разряда и замедленной рекомбинации.
10. Коррозия металлов и методы защиты.
11. Электрохимические источники тока.
12. Электрохимическое производство химических продуктов.
13. Электрометаллургия и гальванотехника.

### **Циклы задач для самостоятельной работы**

#### **Тема 1.1. Определение степени диссоциации электролитов по их свойствам**

При 24 °С осмотическое давление 0,1 М раствора хлорида натрия составляет 454,8 кПа. Вычислите изотонический и осмотический коэффициенты и кажущуюся степень диссоциации электролита в этом растворе.

1. Каким электролитом – сильным или слабым – является иодид натрия в этиловом спирте, если раствор, содержащий 0,506 г иодида натрия в 32,5 г этилового спирта, кипит при 77,56 °С. Чистый этиловый спирт закипает при 77,4 °С. Эбуллиоскопическая постоянная этилового спирта равна 1,04.



2. Раствор, полученный растворением 2,9 г гексагидрата нитрата цинка в 150 г воды, кипит при 100,09 °С. Какова кажущаяся степень диссоциации соли в этом растворе?
3. Раствор, содержащий 0,571 г уксусной кислоты в 100 г воды, замерзает при -0,181 °С. Сильным или слабым электролитом является кислота?

### Тема 1.2. Ионные равновесия в растворах слабых электролитов

1. Вычислите pH 10<sup>-5</sup> М раствора азотной кислоты, учитывая диссоциацию воды.
2. Рассчитайте степень диссоциации и pH 1,6 · 10<sup>-4</sup> М раствора уксусной кислоты при 298 К. (K<sub>д</sub>=1,75 · 10<sup>-5</sup>).
3. Рассчитайте концентрацию гидроксид-ионов в 0,1 М растворе гидроксида аммония, содержащего 1 моль/л хлорида аммония. Как изменится pH раствора основания при добавлении к нему соли?
4. Как изменится pH раствора, к 1 л которого добавили соль:
  - а) 0,01 М HBrO (K<sub>д</sub>=2,06 · 10<sup>-9</sup>) + 1,2 г NaBrO;
  - б) 10<sup>-5</sup> М Mn(OH)<sub>2</sub> (K<sub>д(2)</sub>=3,89 · 10<sup>-4</sup>) + 1,3 г MnCl<sub>2</sub>;
  - в) 0,01 М HNO<sub>2</sub> (K<sub>д</sub>=5,13 · 10<sup>-4</sup>) + 6,9 г NaNO<sub>2</sub>.
5. Вычислите ионное произведение воды при 298 К, используя данные стандартных термодинамических величин для ионов. Стандартные энергии Гиббса для образования воды, ионов водорода и гидроксид-ионов составляют -237,25 кДж/моль; 0 кДж/моль; 157,3 кДж/моль, соответственно.
6. Константа диссоциации муравьиной кислоты зависит от температуры: lgK<sub>д</sub>= -1342,85/T + 5,2743 — 0,0152 T. Вычислите теплоту диссоциации, энтропию образования формиат-ионов и изменение энтропии в процессе диссоциации кислоты.

### Тема 1.3. Определение активности и коэффициента активности

1. Вычислите pH 0,01 М раствора соляной кислоты, используя данные о коэффициентах активности ионов водорода и правило ионной силы.
2. Рассчитайте pH 0,5 М раствора азотной кислоты, используя уравнение Дэвис.
3. Вычислите влияние «солевого эффекта» на растворимость сульфата свинца (PP=1,6 · 10<sup>-8</sup>) за счёт присутствия в растворе 0,1 моль/л нитрата калия.
4. Чему равна моляльность раствора фосфата натрия, имеющего такую же ионную силу, как раствор хлорида калия (ν=0,36 моль/кг)?
5. Найдите водородный показатель раствора азотной кислоты молярной концентрацией 0,178 моль/л с учётом коэффициента активности.
6. Раствор содержит 0,37 г соляной кислоты, 0,12 г хлорида натрия и 0,29 г сульфата натрия в 1000 г воды. Вычислите pH этого раствора.

### Тема 1.4. Гетерогенные равновесия в растворах электролитов

1. Определите растворимость бромида серебра (PP=6,3 · 10<sup>-13</sup>) в растворе бромида калия с моляльной концентрацией, равной 0,01 моль/кг при 25 °С, используя закон Дебая-Гюккеля.
2. Вычислите растворимость хлорида серебра (PP=1,56 · 10<sup>-10</sup>) в растворе азотной кислоты при 25 °С, используя закон Дебая-Гюккеля. Влиянием концентрации ионов серебра на ионную силу раствора можно пренебречь.
3. Вычислите растворимость хлорида кальция при 298 К в растворе нитрата кальция моляльной концентрацией 0,1 моль/кг. Сопоставьте её с растворимостью этой же соли в чистой воде.
4. Определите pH насыщенного раствора малорастворимого электролита а) гидроксида серебра (I) (PP=1,6 · 10<sup>-8</sup>); б) гидроксида кобальта (II) (PP=1,6 · 10<sup>-15</sup>); в) гидроксида хрома (III) (PP=10<sup>-17</sup>); г) гидроксида цинка (PP=3,1 · 10<sup>-15</sup>).
5. Как изменится растворимость гидроксида цинка при добавлении к 1 л его насыщенного раствора 1,36 г хлорида цинка.

### Тема 1.5. Буферные растворы.

1. Вычислите буферную ёмкость раствора, содержащего по 1 моль муравьиной кислоты и формиата натрия в 1 л раствора по отношению к соляной кислоте и гидроксиду

- натрия.
2. Чему равна буферная ёмкость раствора, содержащего в 1 л его 1 моль хлорида аммония и 2 моль гидроксида аммония по отношению к соляной кислоте и гидроксиду натрия?
  3. рН 0,003 н раствора гипохлорита калия равен 9,5. Вычислите степень и константу гидролиза этой соли.
  4. Вычислите с учётом и без учёта гидролиза ПР фосфата серебра, если растворимость этой соли в воде при комнатной температуре составляет  $4,68 \cdot 10^{-6}$  моль/л. Каков рН этого раствора?

### Тема 1.6. Электропроводность

1. При электролизе раствора нитрата серебра на катоде выделилось 0,5831 г серебра. Убыль нитрата серебра в катодном пространстве составила 0,00285 моль. Определите числа переноса ионов в этом растворе.
2. Раствор, содержащий 0,18475 г нитрата серебра на 25 г воды подвергли электролизу с серебряным анодом. После электролиза анодное пространство содержало 0,2361 г нитрата серебра на 23 г воды. За данный промежуток времени на электроде выделилось 0,078 г серебра. Определите числа переноса катиона и аниона в этом растворе.
3. Абсолютные скорости движения ионов стронция и хлорид-ионов в разбавленном растворе при 291 К равна  $5,2 \cdot 10^{-8}$  и  $6,8 \cdot 10^{-8}$  мг/(с В). Определите эквивалентную электропроводность и числа переноса в растворе хлорида стронция.
4. Эквивалентные электропроводности 0,001 н растворов нитрата лития, нитрата натрия и хлорида натрия при 291 К равны 92,9; 102,9; 106,5 См $\cdot$ см $^2$ . Вычислите эквивалентную электропроводность 0,001 н раствора хлорида лития и сравните с опытной величиной (96,6 См $\cdot$ м $^2$ ).
5. Построив график зависимости эквивалентной электропроводности от  $\sqrt{C}$ , вычислите  $\lambda_{\infty}$  хлорида калия и сравните с табличными данными. Установите область концентраций хлорида калия, для которой применимо уравнение Кольрауша, используя данные предыдущей задачи.

### Тема 2.1. Электродные потенциалы. Типы электродов.

#### ЭДС. Применение ЭДС для определения рН, ПР и коэффициентов активности.

1. ЭДС гальванического элемента, составленного из насыщенного каломельного электрода и хингидронного электрода, заполненного исследуемым раствором при 298 К, равна 0,274 В. Найти рН исследуемого раствора.
2. ЭДС элемента  $\text{Pt}(\text{H}_2) | \text{H}_2 | \text{HCl} | \text{AgCl} | \text{Ag}$  при 298 К равна 0,322 В. Чему равен рН раствора HCl?
3. Рассчитайте произведение растворимости хлорида и иодида таллия, если известны стандартные потенциалы электродов, на которых протекают следующие процессы:  
 $\text{Tl}^+ + e^- = \text{Tl} \quad \varphi^0 = 0,799 \text{ В};$   
 $\text{TlCl} + e^- = \text{Tl} + \text{Cl}^-; \quad \varphi^0 = -0,557 \text{ В}; \quad \text{TlI} + e^- = \text{Tl} + \text{I}^-; \quad \varphi = -0,753 \text{ В}.$
4. ЭДС ячейки:  $\text{Pt}(\text{H}_2) | \text{H}_2 | \text{H}^+$  (желудочный сок)  $| \text{H}^+$  (а=1)  $| (\text{H}_2) \text{Pt}$  равна 0,082 В. Определите рН желудочного сока.
5. Приведите схемы гальванических элементов, в которых обратимо и изотермически можно проводить следующие реакции:  
 $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}; \quad 5\text{SO}_3^{2-} + 2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ = 5\text{SO}_4^{2-} + 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}.$
6. Приведите схему гальванического элемента, в котором при температуре 1200 К можно провести реакцию  $\text{Ag} + 1/2\text{Cl}_2 = \text{AgCl}.$

### Тема 2.2. Термодинамика гальванического элемента.

#### Направление ОВР

1. ЭДС медно-цинкового элемента равна 1,1 В, а активности ионов цинка и меди по 1 моль/л. Определить ЭДС того же элемента, когда активность иона цинка составляет 0,5 моль/л, а иона меди — 0,0005 моль/л, и изменение изобарного потенциала.

- ЭДС элемента, работающего за счёт реакции  $\text{Cd} + \text{PbCl}_2 = \text{Pb} + \text{CdCl}_2$ , равна 0,188 В при 298 К. Температурный коэффициент ЭДС равен -0,00048 В/К. Определить энергию Гиббса, тепловой эффект и изменение энтропии реакции.
- ЭДС серебряно-цинковой цепи при 273 К равна 1,0171 В. Температурный коэффициент ЭДС равен 0,00021 В/К. Какая реакция протекает в цепи? Вычислить тепловой эффект этой реакции.
- ЭДС элемента, в котором обратимо протекает реакция  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{Ag} = 2\text{AgCl} + 2\text{Hg}$  равна 0,456 В при 288 К и 0,439 В при 293 К. Рассчитайте энергию Гиббса, изменение энтропии и тепловой эффект реакции.
- Проводимая в гальваническом элементе реакция  $\text{Pb}_{(т)} + 2\text{AgI}_{(т)} = \text{PbI}_{(т)} + 2\text{Ag}_{(т)}$  при 29 К характеризуется следующими данными: ЭДС = 0,21069 В; температурный коэффициент ЭДС - 0,000138 В/К. Вычислите стандартное изменение энергии Гиббса, энтальпии и энтропии.

### Тема 2.3. Электродное равновесие. Применение

#### электродных потенциалов для определения константы равновесия.

- Рассчитайте при 298 К константы равновесия реакций  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ ,  $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$ .
- Вычислите константу равновесия реакции  $4\text{FeCl}_2 + \text{O}_2 + 4\text{HCl} = 4\text{FeCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$  при 298 К. Для реакции комплексообразования  $\text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3 = [\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  вычислите константу равновесия и энергию Гиббса на основании стандартных потенциалов:  $\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}$   $\varphi^0 = -0,40$  В;  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd} + 4\text{NH}_3$   $\varphi^0 = -0,61$  В.
- Определите константу равновесия при 298 К реакции:  $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ .
- Константа нестойкости комплекса  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)]^{2+}$  равна  $7,1 \cdot 10^{-5}$ . Каков потенциал медного электрода, погружённого в раствор, полученный смешением равных объёмов водных растворов аммиака и сульфата меди молярными концентрациями 0,1 моль/л?
- Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, определите константу равновесия при 298 К реакции:  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{H}^+_{\text{водн.}} + 2\text{Cl}^-_{\text{водн.}}$ .

### Тема 2.4. Диффузионный потенциал. Концентрационные цепи без переноса и с переносом ионов.

- ЭДС концентрационного серебряного элемента при концентрациях 0,02 М и 0,2 М равна 0,0515 В. Определите активность ионов серебра в 0,2 М растворе, если коэффициент активности в 0,02 М растворе равен 0,86. Определите направление тока в цепи и энергию Гиббса реакции, протекающей в элементе.
- Рассчитайте ЭДС элемента, составленного из водородных электродов в растворах уксусной ( $K_d = 1,75 \cdot 10^{-5}$ ) и 1 М муравьиной ( $K_d = 1,75 \cdot 10^{-5}$ ) кислот. Считать коэффициенты активности равными 1. Диффузионным потенциалом пренебречь.
- Сравните диффузионный потенциал, возникающий при контакте растворов соляной кислоты различной активности с диффузионным потенциалом, возникающим при контакте растворов хлорида калия такой же активности. Подвижности ионов водорода, калия, хлора при 298 К равны соответственно ( $\text{см м}^2\text{моль}^{-1}$ ): 349,6; 73,5; 76,4. Отношение активностей принять равным 10.
- Стандартные значения энергии Гиббса для серого олова и белого олова равны соответственно 4,6 кДж/кмоль и 0. Определите величину ЭДС элемента, одним из электродов которого является белое олово, в другом — серое, причём они погружены в общий раствор дихлорида олова. Укажите, чем вызвано возникновение ЭДС. Диффузионным потенциалом можно пренебречь.
- ЭДС элемента  $\text{Zn} \mid \text{ZnSO}_4 \quad \parallel \quad \text{ZnSO}_4 \quad \mid \text{ZnSO}_4$   
а.  $v = 0,01$  моль/кг  $v = 0,1$  моль/кг  
при 298 К равна 0,0235 В. Можно ли в данном случае пренебречь диффузионным потенциалом? Сравните вычисленную ЭДС с приведённой и сделайте

соответствующий вывод.

### Тема 2.5. Окислительно-восстановительные электроды и цепи.

1. Вычислите ЭДС элемента  $\text{Pt} | \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} || \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} | \text{Pt}$   
а, моль/л: 0,5 0,1 0,4 1
2. Определить возможность протекания в водном растворе при 298 К реакции  $\text{Ag} + \text{Fe}^{3+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Ag}^+$ . Рассчитайте константу равновесия этой реакции.
3. Для реакции  $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$  установите направление реакции по данным о стандартных электродных потенциалах, приведите схему гальванического элемента, в которой она протекает и вычислите ЭДС цепи при активностях ионов водорода и цинка равных 0,01 и 0,02 моль/л, соответственно.
4. В топливном элементе протекает реакция  $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ . Какое максимальное значение эмпирической энергии будет получено на 1 моль водорода и каково значение максимальной ЭДС?
5. Для окислительно-восстановительного элемента типа  $\text{Pt} | \text{A}, \text{B} || \text{C}, \text{D} | \text{Pt}$  по стандартным электродным потенциалам полуэлементов напишите уравнение и вычислите константу равновесия окислительно-восстановительной реакции. Вычислите ЭДС элемента при 298 К. Укажите, можно ли практически изменить направление реакции за счёт изменения концентраций компонентов. Принять активности воды и иона водорода равными 1.

## 6. Критерии оценивания результатов освоения дисциплины

### 6.1. Оценочные средства и критерии оценивания для *текущей* аттестации

#### Вопросы для коллоквиумов:

#### Коллоквиум 1: ЭЛЕКТРОЛИТЫ

10. Предмет Электрохимии.
11. Развитие основных представлений электрохимии.
12. Классическая теория электролитической диссоциации.
13. Ионные равновесия в растворах слабых электролитов.
  - а) изотонический и осмотический коэффициенты, степень и константа диссоциации.
  - б) Гидролиз солей.
  - в) Буферные растворы.
  - г) Равновесия в растворах труднорастворимых электролитов.
14. Недостатки классической теории электролитической диссоциации.
15. Активность. Коэффициент активности. Электростатическая теория электролитов
16. Современные подходы к описанию термодинамических свойств электролитов.
17. Ассоциация ионов.
18. Термодинамическая и концентрационная константы диссоциации.  
связь между ними.
16. Растворимость и теория Дебая и Гюккеля.
17. Неравновесные явления в растворах электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводность.
18. Зависимость электропроводности от скорости движения ионов, температуры и давления.
19. Зависимость электропроводности от концентрации. Основы теории электропроводности Онзангера.
20. Абсолютные скорости движения ионов; числа переноса; закон Кольрауша.
21. Особые случаи электропроводности растворов электролитов;

#### Коллоквиум 2: ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

1. Механизм возникновения ЭДС. Электрохимический потенциал и равновесие на границе металл-раствор.
2. Равновесие в электрохимической цеп. ЭДС. Диффузионный потенциал.

3. Окислительно-восстановительные полуреакции и понятие электродного потенциала. Зависимость собственного электродного потенциала от концентрации раствора. Стандартный электродный потенциал.
4. Зависимость ЭДС гальванического элемента от концентрации раствора.
5. Соотношения между потенциалами, отвечающими различным степеням окисления металла.
6. Измерение ЭДС.
7. Электроды для измерения окислительно-восстановительного потенциала электрода.
8. Классификация электродов и электрохимических цепей. Концентрационные цепи с переносом и без переноса ионов.
9. Метод ЭДС при определении коэффициента активности, чисел переноса, произведения растворимости и константы равновесия ионных реакций.
10. Термодинамика гальванического элемента. Связь между ЭДС гальванического элемента и максимальной работой процесса, основными термодинамическими функциями.
11. Связь между ЭДС, тепловым эффектом реакции, протекающей в элементе и температурой.
12. Вычисление ЭДС по термохимическим данным.
13. Мембранное равновесие и мембранный потенциал.
14. Ионселективные электроды. Биологические мембраны.

### **Коллоквиум 3: ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА.**

#### **ПРИКЛАДНЫЕ АСПЕКТЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ**

1. Общая характеристика неравновесных электродных процессов.
2. Законы Фарадея. Выход по току. Отклонения от законов Фарадея.
3. Напряжение разложения. Поляризация электродов. Поляризационные кривые.
4. Скорость электрохимической реакции. Температурная зависимость скорости электрохимической реакции.
5. Классификация поляризационных членений.
6. Электрохимическая реакция как лимитирующая стадия. Закономерности электродных процессов в условиях медленной химической реакции.
7. Доставка вещества к электроду как лимитирующая стадия.
8. Концентрационная поляризация при катодном восстановлении катионов.
9. Катодное восстановление водорода. Теории замедленного разряда и замедленной рекомбинации.
10. Коррозия металлов и методы защиты.
11. Электрохимические источники тока.
12. Электрохимическое производство химических продуктов.
13. Электрометаллургия и гальванотехника.

#### **Тесты:**

##### **Тест 1. ЭЛЕКТРОЛИТЫ**

1. Доказательством полной диссоциации сильных электролитов в водных растворах является \_\_\_\_\_
2. Основные недостатки классической теории электролитической диссоциации это — \_\_\_\_\_
3. Основное отличие электрохимических явлений от чисто химических явлений состоит в том, что \_\_\_\_\_
4. Экспериментально подтверждают существование ионов в водных растворах электролитов следующие факты \_\_\_\_\_
5. Уравнение, связывающее константу диссоциации и степень диссоциации: \_\_\_\_\_
6. Уравнение, связывающее термодинамическую и концентрационную константу диссоциации \_\_\_\_\_

7. Как различаются по свойствам растворы сильных электролитов в разных концентрационных областях? \_\_\_\_\_
8. Экспериментальные методы определения степени диссоциации: \_\_\_\_\_
9. Экспериментальные методы определения коэффициента активности: \_\_\_\_\_
10. Уравнение Дэвис имеет вид: \_\_\_\_\_
11. При повышении температуры константа диссоциации \_\_\_\_\_, т. к. \_\_\_\_\_
12. Гидролиз солей, образованных слабыми кислотами и сильными основаниями, полный, если \_\_\_\_\_
13. Гидролиз солей, образованных слабыми основаниями и слабыми кислотами а) увеличивается с увеличением концентрации; б) уменьшается с увеличением концентрации; в) не зависит от концентрации; г) изменяется не однозначно.
14. Теплоту гидролиза можно вычислить по уравнению: \_\_\_\_\_
15. Буферная ёмкость максимальна, если \_\_\_\_\_
16. Условием образования ионных пар в растворах электролитов является \_\_\_\_\_
17. Средняя активность электролита это: \_\_\_\_\_
18. Под электрической подвижностью ионов понимают \_\_\_\_\_ -
19. Линейная зависимость между электропроводностью и концентрацией наблюдается, если \_\_\_\_\_
20. Релаксационное торможение ионов обусловлено \_\_\_\_\_,
21. Электрофоретическое торможение ионов происходит из-за \_\_\_\_\_
22. Как изменится рН 0,01 М раствора азотистой кислоты ( $K_d=5,1 \cdot 10^{-4}$ ), если к 1 л раствора добавить 0,02 моль нитрита калия? а) увеличится в \_\_\_\_\_ раз, б) уменьшается в \_\_\_\_\_ раз
23. Каково влияние солевого эффекта на растворимость фторида магния ( $PP=6,4 \cdot 10^{-9}$ ) за счёт присутствия 0,01 моль хлорида магния? а) растворимость увеличивается в \_\_\_\_\_ раз, б) растворимость уменьшается в \_\_\_\_\_ раз.
24. рН 0,1 М раствора хлорида кадмия равно \_\_\_\_\_  $K_{d(1)}=8,13 \cdot 10^{-4}$ ,  $K_{d(2)}=4,17 \cdot 10^{-7}$   $\lambda_\infty$  ( $PbI_2$ )= $0,0265 \text{ См м}^2$ ,  $\sigma(PbI_2)=0,0331 \text{ См/м}$ ,  $PP=1,1 \cdot 10^{-9}$ . Растворимость -

### Тест 2. Электрохимическая термодинамика

1. Скачки потенциалов в электрохимических системах возникают на границах раздела: \_\_\_\_\_
2. Диффузионный потенциал возникает вследствие \_\_\_\_\_
3. Движущей силой химического гальванического элемента является \_\_\_\_\_ Б а концентрационного элемента — \_\_\_\_\_
4. Электрохимическим потенциалом называют \_\_\_\_\_
5. Уравнение, описывающее зависимость электродного потенциала от концентрации: \_\_\_\_\_
6. ЭДС гальванического элемента равна \_\_\_\_\_
7. Схема концентрационной цепи, составленной из двух амальгамных электродов : \_\_\_\_\_
8. Математическое выражение для ЭДС цепи, приведённой в п. 7: \_\_\_\_\_
9. Примеры электрохимических цепей с переносом и без переноса ионов : \_\_\_\_\_
10. Методом ЭДС можно определить \_\_\_\_\_
11. Уравнение, связывающее ЭДС гальванического элемента и изменение энтропии: \_\_\_\_\_
12. Математическое выражение для расчёта константы равновесия ОВР, протекающей в гальваническом элементе \_\_\_\_\_
13. Уравнение, связывающее ЭДС цепи, тепловой эффект реакции и температуру: \_\_\_\_\_

14. Температурным коэффициентом ЭДС называют \_\_\_\_\_

### Тест 3. Прикладные аспекты электрохимии

- Из нескольких пар металлов, находящихся в контакте с соляной кислотой, наиболее энергично в кислоте растворяется пара:  
1) цинк — хром 2) цинк — олово 3) медь — ртуть 4) цинк — серебро
- Для защиты медных изделий от коррозии в качестве анодного покрытия можно использовать 1) золото 2) платину 3) алюминий 4) серебро
- Олово, нанесённое на поверхность цинка для защиты от коррозии, представляет собой 1) катодное покрытие 2) анодное покрытие 3) оксидную плёнку 4) пассивную плёнку
- При коррозии, связанной с нарушением цинкового покрытия на железном изделии во влажном воздухе будет протекать реакция \_\_\_\_\_ -
- Стальное изделие при нарушении целостности покрытия во влажной атмосфере будет разрушаться быстрее, если металлом покрытия является 1) магний 2) олово 3) алюминий 4) цинк
- Путём электролиза водного раствора нельзя получить \_\_\_\_\_ ---
- В растворе одновременно присутствуют двухзарядные ионы никеля, свинца, железа, меди. При одинаковых условиях первыми из раствора будут восстанавливаться ионы \_\_\_\_\_
- Уравнение процесса, протекающего на катоде при электролизе водного раствора КОН, имеет вид \_\_\_\_\_
- Продуктами, выделяющимися на инертных электродах при электролизе водного раствора сульфата цинка являются \_\_\_\_\_
- Наибольшее количество электричества потребуется для получения путём электролиза (при выходе по току 100%) 1 грамма: 1) кадмия 2) ртути 3) магния 4) меди
- При электролизе водного раствора, содержащего двухзарядные ионы ртути, меди, никеля и калия, последовательность выделения веществ на катоде имеет вид \_\_\_\_\_
- При прохождении через раствор нитрата серебра количества электричества, равного 48250 Кл на катоде образуется \_\_\_\_\_ г чистого серебра.

### Примеры задач для контроля усвоения учебного материала

#### Тема: Электрохимическая кинетика

- При оцинковывании изделий электроосаждением используют раствор сульфата цинка с массовой долей 10%. Вычислите выход по току в этом процессе, если толщина покрытия за 116 секунд достигла 100 мкм при плотности тока  $2 \text{ А/дм}^2$ . Плотность цинка равна  $7,14 \text{ г/см}^3$ .
- При коррозии алюминия, находящегося в контакте с хромом, образуется гальванический элемент  $\text{Al} | \text{Al}^{3+}, \text{H}_2\text{O} || \text{OH}^-, \text{H}_2\text{O} | \text{Cr}, \text{O}_2$ . За 80 секунд его работы на хромовом катоде восстанавливается  $0,034 \text{ л}$  кислорода. Вычислите силу тока во внешней цепи гальванического элемента и уменьшение массы алюминиевого электрода.
- Рассчитайте напряжение разложения сульфата никеля (11) при электролизе его водного раствора с молярной концентрацией 1 моль/л с платиновыми электродами и укажите, можно ли на катоде выделять никель полностью, без выделения водорода. Перенапряжение водорода на никелевом электроде принять равным 0,31 В, на платиновом — 0,45 В.
- Вычислите ЭДС гальванического элемента  $\text{Zn} | \text{ZnSO}_4 (c=0,002 \text{ моль/л}) || \text{H}_2 \text{SO}_4 (c=0,001 \text{ моль/л}) | \text{H}_2, \text{Cu}$  с учётом поляризации, если известно, что концентрация ионов цинка у электрода увеличилась до 5 моль/л, а перенапряжение водорода на меди равно 0,36В.

*Критерии оценивания:*

«Отлично» - выставляется студентам, которые показали разносторонние системные знания программного материала, умение безупречно выполнять задания определенные программой

обучения, продемонстрировали творческие способности.

«Хорошо» - заслуживают студенты, которые показали полные знания программного материала, успешно выполнили задания, предусмотренные учебной программой, усвоили содержание основной литературы.

«Удовлетворительно» - выставляется студентам, которые показали знания основного учебного материала в объеме, необходимом для дальнейшего обучения и будущей работы по выбранной профессии, выполнили задания, предусмотренные учебной программой, ознакомились с литературой.

«Неудовлетворительно» - получают студенты, которые показали пробелы в знаниях основного учебно-программного материала, сделали принципиальные ошибки в ходе выполнения заданий.

### Вопросы для подготовки к экзамену

1. Предмет электрохимии. Основные этапы развития электрохимии.
2. Классическая теория электролитической диссоциации, её недостатки.
3. Ионные равновесия в растворах электролитов (гидролиз солей, равновесия в растворах труднорастворимых электролитов), их количественные характеристики с позиций классической теории электролитической диссоциации и термодинамики.
4. Активность. Коэффициент активности. Электростатическая теория электролитов
5. Современные подходы к описанию термодинамических свойств электролитов.
6. Ассоциация ионов.
7. Термодинамическая и концентрационная константы диссоциации, связь между ними.
8. Растворимость и теория Дебая и Гюккеля.
9. Неравновесные явления в растворах электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводность. Зависимость электропроводности от скорости движения ионов, температуры и давления.
10. Зависимость электропроводности от концентрации. Основы теории электропроводности Онзангера.
11. Абсолютные скорости движения ионов; числа переноса; закон Кольрауша.
12. Особые случаи электропроводности растворов электролитов;
13. Механизм возникновения ЭДС. Электрохимический потенциал и равновесие на границе металл-раствор. Равновесие в электрохимической цеп. ЭДС. Диффузионный потенциал.
14. Окислительно-восстановительные полуреакции и понятие электродного потенциала. Зависимость собственного электродного потенциала от концентрации раствора. Стандартный электродный потенциал.
15. Зависимость ЭДС гальванического элемента от концентрации ионов.
16. Соотношения между потенциалами, отвечающими различным степеням окисления металла.
17. Электроды для измерения окислительно-восстановительного потенциала электрода.
18. Классификация электродов и электрохимических цепей. Концентрационные цепи с переносом и без переноса ионов.
19. Метод ЭДС при определении коэффициента активности, чисел переноса, произведения растворимости и константы равновесия ионных реакций.
20. Связь между ЭДС гальванического элемента и максимальной работой процесса, основными термодинамическими функциями. Связь между ЭДС, тепловым эффектом реакции, протекающей в элементе и температурой. Вычисление ЭДС по термохимическим данным.
21. Мембранное равновесие и мембранный потенциал. Ионселективные электроды. Биологические мембраны.
22. Общая характеристика неравновесных электродных процессов.
23. Законы Фарадея. Выход по току. Отклонения от законов Фарадея.



24. Напряжение разложения. Поляризация электродов. Поляризационные кривые.
25. Скорость электрохимических процессов и законы Фарадея.
26. Классификация поляризационных явлений.
27. Катодное восстановление водорода. Теории замедленного разряда и замедленной рекомбинации.
28. Коррозия металлов и методы защиты.
29. Электрохимические источники тока.

### Образец билета для экзамена

1. Ассоциация ионов. Теория Семёнченко и Бьеррума. Классификация ионных ассоциатов. Термодинамическая константа диссоциации и её связь с концентрационной константой диссоциации. Зависимость константы диссоциации от температуры.
2. Применение метода ЭДС для определения коэффициента активности, чисел переноса, ПР, константы равновесия ионных реакций.
3. Во сколько раз изменится средняя ионная активность в водном растворе хлорида натрия, если молярная концентрация его возрастёт от 0,001 до 0,01?

**Циклы задач для самостоятельных домашних работ** см. в разделе 6.

## 7. Перечень основной и дополнительной учебной литературы

### 7.1. Основная литература

1. Электрохимия. Методика исследования кинетики электродных процессов: учебное пособие для вузов / В. М. Рудой, Т. Н. Останина, И. Б. Мурашова, А. Б. Даринцева. — 2-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2022. — 111 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-10913-9. — Текст: электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/493616>.
2. Электрохимические методы анализа. Лабораторный практикум : учебное пособие для вузов / Л. К. Неудачина, Ю. С. Петрова, Н. В. Лакиза, Е. Л. Лебедева. — Москва : Издательство Юрайт, 2022. — 133 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-10912-2. — Текст: электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/493515>.

### 7.3. Материалы сети Интернет

1. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов <http://school-collection.edu.ru>
2. Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов (ФЦИОР). <http://fcior.edu.ru>
3. Портал фундаментального химического образования России <http://www.chemnet.ru>
4. Химия для всех: иллюстрированные материалы по общей, органической и неорганической химии <http://school-sector.relarn.ru/nsm/>
5. <http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/> (Электронная библиотека учебных материалов по химии портала “ChemNet”)
6. <http://www.chem.msu.ru/rus/weldept.html> (Сайт химического факультета МГУ)

## 8. Материально-техническое обеспечение и программное обеспечение

Лекционные занятия проводятся в аудиториях учебного корпуса №1, оборудованных проектором и компьютером.

Лабораторный практикум осуществляется в ауд. 65 учебного корпуса №1, имеющей необходимое оборудование и реактивы.

*Дидактические материалы:*

1. Васильева С. И. Лабораторные работы по электрохимии. Смоленск, СГПУ, 1999.

2. Васильева С.И. Физическая химия в задачах (часть 1 и 2). Смоленск, 1995, 1996.

- 1) комплекты контролирующих заданий по темам курса;
- 2) плакаты и таблицы.

### **9. Программное обеспечение**

Microsoft Open License (Windows XP, 7, 8, 10, Server, Office 2003-2016), лицензия 66975477 от 03.06.2016 (бессрочно).

Обучающимся обеспечен доступ к ЭБС «Юрайт», ЭБС «IPRbooks», доступ в электронную информационно-образовательную среду университета, а также доступ к современным профессиональным базам данных и информационным справочным системам.

ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН  
ЭЛЕКТРОННОЙ ПОДПИСЬЮ

Сертификат: 03B6A3C600B7ADA9B742A1E041DE7D81B0  
Владелец: Артеменков Михаил Николаевич  
Действителен: с 04.10.2021 до 07.10.2022