

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
з організації самостійної роботи студентів  
при вивченні дисципліни**

**«ЗАГАЛЬНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ»**

**за навчальною програмою другого семестру  
студентами 1-го курсу денної форми навчання  
за напрямом «Гідрометеорологія»**

**Друга частина**

**Рівень підготовки – бакалаври**

**ОДЕСА 2012**

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
з організації самостійної роботи студентів  
при вивченні дисципліни**

**«ЗАГАЛЬНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ»**

**за навчальною програмою другого семестру  
студентами 1-го курсу денної форми навчання  
за напрямом «Гідрометеорологія»**

**Друга частина**

**Рівень підготовки – бакалаври**

Затверджено  
на засіданні методичної комісії  
природоохоронного факультету  
прот. № 9 від «15» \_\_\_\_\_ 05 \_\_\_\_\_ 2012 р.

**ОДЕСА 2012**

Методичні вказівки з організації самостійної роботи студентів при вивченні дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» за навчальною програмою другого семестру студентами 1-го курсу денної форми навчання за напрямом «Гідрометеорологія»; друга частина; рівень підготовки – бакалаври. / Шевченко В.Ф., Ласовська О.М. – Одеса, ОДЕКУ, 2012. – 20 с.

## ЗМІСТ

	Передмова.....	4
1	Загальна частина.....	5
	1.1 Мета і завдання другої частини курсу «Загальна і колоїдна хімія».....	5
	1.1.1 Основи електрохімії.....	5
	1.1.2 Основи колоїдної хімії.....	6
	1.2 Перелік тем лекцій та лабораторних занять у другому семестрі.....	6
	1.3 Самостійна робота (СРС) з дисципліни «Загальна і колоїдна хімія».....	7
2	Комплекс контролюючих заходів модульного контролю знань.....	8
3	Перелік та графік проведення теоретичних і лабораторних модулів..	10
4	Завдання до модульного контролю знань. Запитання до підготовки..	10
5	Приклади рішення завдань. Основи електрохімії. Корозія металів та їх захист.....	16
6	Критерії оцінки знань студентів.....	20
	Перелік літератури для підготовки.....	20

## Передмова

Курс «Загальна і колоїдна хімія» є для студентів гідрометеорологів загальнонауковою дисципліною і служить базою для вивчення фахових дисциплін. Він належить до природничо-наукового (фундаментального) циклу.

*Мета і завдання вивчення дисципліни* - формування у студентів розуміння та знання хімічних закономірностей, хімічної будови речовин, фізико-хімічних властивостей дисперсних систем, закономірностей їх утворення та руйнування.

Загальний обсяг навчального часу складає 90 годин.

При вивченні курсу студент повинен мати чітке сучасне уявлення про швидкість хімічних процесів, фазову і хімічну рівновагу, властивості молекулярних розчинів і розчинів електролітів, адсорбцію і електрохімічні явища, бути ознайомленим з основами колоїдної хімії: загальною характеристикою колоїдних систем і методами їх добування, молекулярно-кінетичними властивостями колоїдних розчинів, оптичними властивостями колоїдних систем, коагуляцією, загальною характеристикою розчинів високомолекулярних сполук, гелями, емульсіями, пінами та аерозолями.

Місце дисципліни у підготовці майбутніх спеціалістів широкого природничо-наукового кругозору та розумінню проблем раціонального використання водних ресурсів та повітряного басейну.

Викладання даного курсу спирається на такі дисципліни: «Фізика», «Вища математика».

Здобуті знання будуть надалі використовуватися при вивченні фахових дисциплін.

Студенти повинні отримати знання, які дадуть змогу їм грамотно засвоїти дисципліни за спеціальностями: метеорологія, гідрологія, океанологія.

Знання, одержані в результаті навчання, дадуть їм можливість виконувати роботи, пов'язані з гідрохімічним дослідженням довкілля і аналізом аналітичної інформації.

Вид контролю поточних та залишкових знань засновано на модульній системі.

Після засвоєння дисципліни студент повинен володіти базовими знаннями та вміннями:

### **Знати:**

- Основні закони хімії.
- Електронну будову атома як основу Періодичного закону Д.І.Менделєєва.
- Теорію хімічного зв'язку і будови молекул.
- Основні закономірності перебігу хімічних реакцій.
- Властивості води та розчинів неелектролітів та електролітів.

- Основи електрохімії.
- Властивості дисперсних систем.

### **Вміти:**

- Прикласти отримані знання для пояснення процесів, які відбуваються у природних водах і атмосфері.
- Виконати необхідну роботу із підготовки і здійснення аналізу проб води за основними показниками якості.

Контроль поточних та залишкових знань базується на системі модульного контролю, який наведено у робочій програмі дисципліни.

Посібники, підручники, методичні вказівки є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ та на кафедрі хімії навколишнього середовища.

## **1 Загальна частина**

### **1.1 Мета і завдання другої частини курсу «Загальна і колоїдна хімія»**

Мета тематики – засвоєння закономірностей електрохімічних процесів та вивчення поведінки колоїдних систем.

Практичне значення другої частини дисципліни полягає в тому, що дослідження навколишнього середовища базується на розумінні закономірностей процесів розвитку довкілля, вміння їх аналізувати та прогнозувати.

Тому при організації самостійної роботи основна увага звернена на практичне засвоєння:

- закономірностей окисно-відновних процесів, які одночасно проходять у природному середовищі;
- закономірностей утворення структурних одиниць колоїдних систем (міцел) і їх властивості, оскільки в природних водах речовини знаходяться частіше в колоїднодисперсній фазі.

#### **1.1.1 Основи електрохімії**

Основні завдання та структура розділу:

- Окисно-відновні реакції. Ступінь окиснення елементів. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій та визначення їх напрямку.
- Електродні потенціали і гальванічні елементи. Робота хімічних джерел току.
- Електроліз. Закони електролізу. Значення цих процесів в методах електрохімічного аналізу об'єктів навколишнього середовища.
- Електрохімічна корозія металів і сплавів. Методи захисту від корозії. Роль процесів корозії в екологічному аспекті.

### 1.1.2 Основи колоїдної хімії

Основні завдання та структура розділу:

- Поверхневі явища і адсорбція.
- Одержання і класифікація дисперсних систем.
- Оптичні властивості дисперсних систем.
- Молекулярно-кінетичні властивості дисперсних систем і їх роль в метеорологічних дослідженнях.
- Структура та властивості дисперсної фази колоїдних систем. Механізм утворення міцели та її взаємодія із розчином.

### 1.2 Перелік тем лекцій та лабораторних занять у II семестрі

Тематичний план						
Розділ			Лекції		Лабораторні заняття	
Семестр	Назва	Години	Тема	Години	Назва	Години
II	4. Основи електрохімії	36	1. Окисно-відновні реакції	2	Окисно-відновні реакції	4
			2. Електродні потенціали і гальванічні елементи	2	Електродні потенціали і гальванічні елементи	4
			3. Електрохімічна корозія	2	Електрохімічна корозія	4
	5. Колоїдно-дисперсні системи	60	1. Класифікація дисперсних систем	2	Осадження золів	4
			2. Молекулярно-кінетичні властивості золів	2	Молекулярно-кінетичні властивості золів	4
			3. Оптичні властивості колоїдних систем	2	Визначення розмірів частинок дисперсної фази	4
			4. Поверхневі явища і адсорбція	2	Визначення поверхневого натягу	4
			5. Сталість і руйнування колоїдних систем	2	Дослідження коагуляції золів	4

Т е м а т и ч н и й   п л а н						
Розділ			Практичні заняття		Самостійна робота	
Семестр	Назва	Години	Тема	Годин	Тема	Години
II	4. Основи електрохімії	36	–	–	Окисно-відновні реакції	6
			–	–	Схеми гальванічних елементів	6
			–	–	Модульне завдання	6
	5. Колоїдно-дисперсні системи	60	–	–	Класифікація золів	6
			–	–	Дифузія. Закон Фіка	6
			–	–	Модульне завдання	6
			–	–	ПАР і ППР. Рівняння Гіббса	6
			–	–	Модульне завдання	6

### 1.3 Самостійна робота (СРС) з дисципліни «Загальна і колоїдна хімія»

№ п/п	Назва модулів	Завдання	Години	Контролюючі заходи	Термін виконання	
					Семестр	Тиждень
1.	Модуль 8 (теор.) Основи електрохімії	1. Підготовка до лекційних та лаб. занять. 2. Підготовка і виконання ДКР	4	Усне опитування	2	1-3
			5	Перевірка ДКР		6-7
2.	Модуль 9 (теор.) Дисперсні системи. Колоїдні розчини	1. Підготовка до лекційних та лаб. занять. 2. Підготовка і виконання ДКР	4	Усне опитування	2	4-6
			5	Перевірка ДКР		14-15
3.	Модуль 10 (лаб.) Окисно-відновні реакції	1. Підготовка до лекційних та лаб. занять. 2. Підготов. до КР		Усне опитування	2	7-9
				Перев. КР		4
4.	Модуль 11 (лаб.) Основи електрохімії	1. Підготовка до лекційних та лаб. занять. 2. Підготовка і виконання КР.	3	Усне опитування	2	10-11
			5	Перевірка КР		8
5.	Модуль 12 (лаб.) Колоїдні системи. Будова. Стійкість.	1. Підготовка до лекційних та лаб. занять. 2. Підготовка і виконання КР.	3	Усне опитування	2	12-13
			5	Перевірка КР		12
6.	Модуль 13 (лаб.) Колоквіум. Основи електрохімії. Колоїдна хімія.	1. Підготовка до лекційних та лаб. занять. 2. Підготовка до колоквіуму.	2	Усне опитування	2	14-16
			3	Перевірка КР		16
Разом за II семестр			<b>48</b>			



## 2 Комплекс контрольних заходів модульного контролю знань

Модульна система контролю складена відповідно з початкової і робочої програм курсу «Загальна і колоїдна хімія» (частина друга) для студентів I курсу Гідрометеорологічного інституту ОДЕКУ.

Метою модульної системи контролю є підвищення якості навчання студентів. У її основі лежить кількісний контроль викладачем рівня засвоєння студентами *знань, умінь і навичок*, які передбачені курсом. Підсумкова оцінка якості засвоєння змісту всієї навчальної дисципліни складається з поточних оцінок за модулями.

МОДУЛЬ дисципліни – це завершений структуро-логічний розділ програми, який формує *певні знання, уміння і навички*, необхідні для засвоєння наступних розділів курсу і подальших дисциплін.

Для кожного виду занять, передбачених навчальним планом – *лекційні, практичні і лабораторні*, були сформовані окремі модулі.

Програма дисципліни є невід’ємною частиною модульної системи.

Сума балів, яку студент отримав за всі модулі за курсом, формує *сумарну оцінку* даного студента з навчальної дисципліни.

### Перерахунок до 4-х-бальної системи оцінювання

Інтегральна сума балів у процентному відношенні	Оцінка
Менше 60 %	Незадовільно
60 – 74,9 %	Задовільно
75 – 89,9 %	Добре
90 % та більше	Відмінно

Семестрова екзаменаційна оцінка виставляється тільки в тому випадку, якщо фактична сума балів набраних студентом за практичну частину (лабораторні та практичні заняття) складає не менш, ніж 50% від максимально можливої. У іншому випадку вважається, що студент не виконав учбового плану дисципліни і не допускається до семестрового контролю доти, поки не ліквідує заборгованість з практичної частини курсу.

Якщо студент отримав на іспиті незадовільну оцінку, він має право на одну повторну передачу в терміни, які визначаються деканатом.

Семестрова (сумарна) оцінка з курсу виставляється в екзаменаційну відомість і в залікову книжку студента.

Оцінка виставляється в терміни, передбачені графіком учбового процесу і розкладом екзаменаційної сесії. Дострокове виставлення сумарної оцінки можливе тільки з письмового дозволу деканату.

При проведенні *міжсесійного контролю* студент вважається

атестованим, якщо він набрав не менше 50% від максимально можливої суми балів за модулями, завершених на момент атестації.

### Методика проведення підсумкового контролю

Методичними цілями письмових іспитів є формування у студентів цілісної системи знань та вмінь, перевірки знань студентів в першу чергу базової компоненти теоретичної частини навчальної дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» та вміння їх використовувати в типових виробничих ситуаціях передбачені слідуєчі варіанти формування питань у екзаменаційних білетах.

При вивченні дисципліни питання в екзаменаційних білетах сформовані у вигляді тестових завдань **закритого типу**, які потребують від студента вибору правильних відповідей з декількох запропонованих у запитанні.

Питання сформовані по всьому переліку тем з навчальної дисципліни «Загальна та колоїдна хімія». Кількість питань в екзаменаційному білеті становить **20**.

Повний перелік тестових завдань відкритого типу, з яких складаються екзаменаційні білети, затверджений завідувачем кафедри.

Тестові завдання відповідають робочій програмі дисципліни та методичним цілям письмових іспитів.

В переліку питань до екзамену до кожного питання наводиться посилання на відповідні сторінки підручника, навчального посібника та конспекту лекцій, включених до робочої програми з дисципліни зі списку основної літератури.

Перелік тестових завдань до екзаменів з дисципліни «Загальна та колоїдна хімія» входить до комплексу контролюючих заходів з дисципліни.

*Оцінювання письмових відповідей* студентів проводиться у відповідності з Положенням «Про критерії оцінки знань студентів в ОДЕКУ», 2002 р.

При використанні екзаменаційних білетів у вигляді тестових завдань **закритого типу**, загальна екзаменаційна оцінка (*бал успішності*) еквівалента відсотку правильних обґрунтованих відповідей із загального обсягу питань екзаменаційного білету.

Відповіді на тестові запитання відкритого типу оцінюються у Загальна екзаменаційна оцінка (*бал успішності*) є підставою для розрахунку підсумкової кількісної оцінки з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» у відповідності з п.2.10.1. Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» в редакції затвердженій Методичною радою університету 29.04.2010 р.

### 3 Перелік та графік проведення теоретичних і лабораторних модулів

Перелік та графік проведення теоретичних модулів  
з курсу «Загальна і колоїдна хімія» (друга частина)

№ модуля	Контрольні тижні	Розділ дисципліни	Теми контрольних завдань	Сума балів
<b>II семестр</b>				
8	5-6	Основи електрохімії.	Окисно-відновні реакції. Електродні потенціали. Електроліз. Корозія.	15
9	10-13	Основи колоїдної хімії.	Властивості колоїдних систем та їх стійкість.	15
<b>Усього балів</b>				<b>30</b>

### 4 Завдання до модульного контролю знань. Запитання до підготовки

#### **Модуль 8 (теоретичний) Основи електрохімії.**

#### 8.1. Окисно-відновні реакції.

8.1.1. Механізм окисно-відновних реакцій. Ступінь окиснення елементів і правила його розрахунку.

8.1.2. Окисно-відновні властивості простих речовин та сполук елементів.

8.1.3. Типи окисно-відновних реакцій. Міжмолекулярні, внутрішньо молекулярні реакції. Реакції диспропорціонування (дисмутації).

8.1.4. Фактори, що впливають на перебіг окисно-відновних реакцій. Кислотність середовища, температура, концентрація речовин, наявність каталізатора.

8.1.5. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. метод електронного балансу. Іонно-електронний метод.

#### 8.2. Електродні потенціали.

8.2.1. Механізм виникнення подвійного електричного шару при зануренні металу у розчин електроліту. Електродний потенціал металу.

8.2.2. Залежність електродного потенціалу від: природи металу,

концентрації його іонів у розчині, температури та рН середовища. Рівняння Нернста.

8.2.3. Водневий електрод як електрод порівняння. Визначення стандартного електродного потенціалу металів.

8.2.4. Ряд стандартних електродних потенціалів. Наслідки.

8.2.5. Потенціали окисно-відновних реакцій. Їх напрямок.

8.3. Гальванічні елементи.

8.3.1. Принцип роботи гальванічного елемента. Елемент Вольта. Елемент Даніеля-Якобі. Схеми елементів, їх робота.

8.3.2. Воднева поляризація катода. Концентраційна поляризація.

8.3.3. Напруга гальванічного елемента.

8.3.4. Концентраційні ланцюги, їх значення у вимірюванні рН розчинів, добутків розчинності, валентності іонів тощо.

8.3.5. Акумулятори. Свинцевий акумулятор. Залізо-нікелевий, кадмієво-нікелевий. Срібно-цинковий акумулятор.

8.4. Електроліз.

8.4.1. Механізм процесів електролізу.

8.4.2. Електроліз. Напруга розкладу.

8.4.3. Катодні процеси.

8.4.4. Анодні процеси.

8.4.5. Закони Фарадея.

8.5. Корозія металів.

8.5.1. Причини та види корозійних пошкоджень металів. Суцільна, місцева корозія. Пітінг. Селективна, міжкристалічна та транс кристалічна корозія.

8.5.2. Хімічна корозія.

8.5.3. Електрохімічна корозія. Причини виникнення корозійних гальванічних елементів. Умови їх роботи.

8.5.4. Неелектрохімічні способи захисту металів від корозії. Захисні покриття. Легування заліза.

8.5.5. Електрохімічні методи захисту металів. протекторний захист. Електрозахист. Інгібіторний захист.

## **Модуль 9**

### **(теоретичний)**

Дисперсні системи. Колоїдні розчини.

9.1. Основні поняття.

9.1.1. Природа дисперсних систем. Класифікація за ступенем

дисперсності. Стійкість колоїдних розчинів.

9.1.2. Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом і міжфазною взаємодією.

9.1.3. Методи приготування колоїдних розчинів. Дисперсний метод. Електричний метод. Конденсаційний метод (фізична і хімічна конденсація).

9.1.4. Основні поняття: золь, гель, суспензія, емульсія, ліофільні і ліофобні (гідрофільні і гідрофобні, олеофільні і олеофобні) системи.

9.1.5. Броунівський рух у колоїдних розчинах. Формули Ейнштейна.

9.1.6. Дифузія. Закони Фіка.

9.1.7. Осмотичні явища у дисперсних системах. Закон Вант-Гоффа.

9.1.8. Діаліз. Ультрафільтрація. Електродіаліз. Схеми.

9.1.9. Седиментація і ультрацентрифугування. Швидкість осідання частинок. Закон Стокса.

9.1.10. Седиментаційно-дифузійна рівновага. Розподілення частинок дисперсної фази по висоті шару.

9.2. Оптичні властивості колоїдних систем.

9.2.1. Розсіювання світла колоїдними розчинами. Опалесценція. Ефект Тіндала.

9.2.2. Механізм розсіювання світла у дисперсних системах в залежності від співвідношення довжини хвилі і лінійних розмірів частинок дисперсної фази.

9.2.3. Які фактори впливають на інтенсивність розсіювання світла? Аналіз рівняння Релея.

9.2.4. Механізм розсіювання світла різної довжини хвилі.

9.2.5. Поглинання монохроматичного випромінювання дисперсними системами. Закон Ламберта-Бера.

9.2.6. Явище опалесценції. Нефелометрія. Визначення концентрацій і середніх розмірів колоїдних частинок.

9.2.7. Ультрамікроскопія. Електронна мікроскопія. Роздільна здатність. Схеми приладів.

9.3. Поверхневі явища і адсорбція.

9.3.1. Поверхнева енергія Гіббса. Поверхневий натяг.

9.3.2. Капілярний тиск і сфера кривизни меніска поверхні рідини. Формула Лапласа.

9.3.3. Змочування і розтікання. Адгезія і когезія. Красивий кут змочування. Теплота змочування. Рівняння Юнга.

9.3.4. Поверхнево-активні речовини (ПАР) і поверхнево-інактивні речовини (ПІР). Дифільний характер молекул ПАР.

9.3.5. Адсорбція. Причини адсорбції. Молекулярна і іонна адсорбція. Хемосорбція.

- 9.3.6. Адсорбція ППР і ПАР на поверхні розчинів. Рівняння Гіббса.
- 9.3.7. Орієнтація молекул у поверхневому шарі. «Двовимірний газ». “Молекулярний килим” (частокіл Ленгмюлера).
- 9.3.8. Адсорбція на межі тверде тіло – газ. Теплота адсорбції. Різноманітні форми адсорбції. Ізотерма адсорбції. Рівняння Фрейндліха.
- 9.3.9. Теорія мономолекулярної адсорбції Ленгмюра. Вивід рівняння ізотерми адсорбції. Аналіз рівняння.
- 9.3.10. Полімолекулярна адсорбція. Адсорбційний потенціал. Теорія БЕТ (Брунауер-Еммет-Теллер). Основні положення теорії.
- 9.3.11. Адсорбція з розчинів. Правило вирівнювання поверхонь Ребіндера.
- 9.3.12. Іонна адсорбція, її механізм. Ліотропні ряди Гофмейстера. Іоніти. Принцип хроматографії.
- 9.4. Електричні властивості ліофобних колоїдних систем.
- 9.4.1. Структура подвійного електричного шару, який виникає на поверхні розподілу фаз. Вибірنا адсорбція іонів. Дисоціація іоногенних груп.
- 9.4.2. Характеристика подвійного електричного шару. Потенціал визначальні іони. Протиіони шару Гельмгольца. Дифузна частина подвійного електричного шару.
- 9.4.3. Роль  $\xi$ -потенціалу (електрокінетичного потенціалу у стійкості колоїднодисперсних систем).
- 9.4.4. Вибірна адсорбція іонів на поверхні частинок дисперсної фази. Правило Пескова-Фаянса-Панета.
- 9.4.5. Механізм утворення подвійного електричного шару на межі поділу фаз тверда речовина – розчин внаслідок дисоціації іоногенних груп речовини твердої фази.
- 9.4.6. Будова міцели гідрофобного золю та механізм її утворення.
- 9.4.7. Електрокінетичні властивості ліофобних золів. Електрофорез і електроосмос. Визначення електрокінетичного потенціалу.
- 9.4.8. Заряд поверхні міцел. Ізоелектричний стан. Коагуляція. седиментація.
- 9.4.9. Взаємодія міцел з нейтральними солями.
- 9.4.10. Іонообмінна хроматографія. Аніоніти. Катіоніти. Амфоліти. Схеми процесів.

#### 9.5. Стійкість і коагуляція дисперсних систем.

9.5.1. Механізм процесів коагуляції, коалесценції, седиментації. При яких умовах вони відбуваються.

9.5.2. Як  $\xi$ -потенціал (електрокінетичний потенціал) зв'язан з кількістю протиіонів дифузної частини подвійного електричного шару? Чому він є мірою стійкості дисперсних колоїдних систем?

9.5.3. Поясніть, як деформується подвійний електричний шар міцели при додаванні до колоїдної системи електролітів.

9.5.4. Поріг коагуляції. Його залежність від заряду коагулюючих іонів. Правило Шульце-Гарді.

9.5.5. Механізм взаємної коагуляції золів.

9.5.6. Стійкість і коагуляція ліофобних колоїдів з молекулярними адсорбційними шарами.

9.5.7. Фактори, які впливають на кінематичну і агрегативну стійкість дисперсних систем.

9.5.8. Швидкість коагуляції. Повільна коагуляція. Швидка коагуляція.

9.5.9. Пептизація

9.5.10. Захисна дія ліофільних колоїдів. Золоте число Зігмонді.

### **Завдання до модуля 10.**

#### **(лабораторний)**

#### **Окисно-відновні реакції.**

10.1. У наведених сполуках розрахуйте ступінь окиснення елементів в сполуках згідно з варіантом.

10.2. Встановіть, виходячи з положення в періодичній системі для підкреслених елементів, вищій та нижчій ступені окиснення та визначте їх можливу роль: тільки відновник чи окислювач, або як відновник так і окислювач.

10.3. До схеми окисно-відновної реакції розрахуйте коефіцієнти її рівняння методами електронного і іоно-електронного балансу. Вкажіть окисник, відновник, та процеси, що відбуваються.

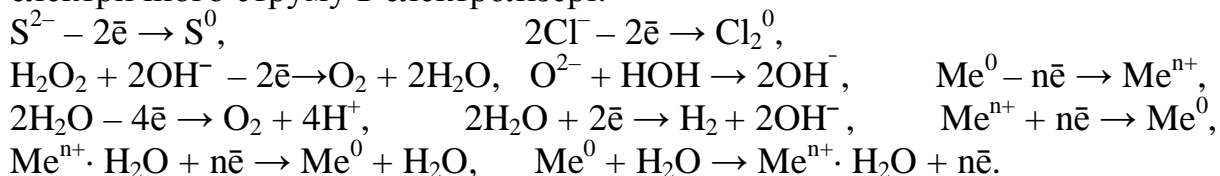
10.4. Визначте напрямок, за яким буде відбуватися хімічна реакція за стандартних умов (пряма чи зворотна), використовуючи значення стандартних електродних потенціалів за таблицею.

### **Завдання до модуля 11.**

#### **(лабораторний)**

#### **Основи електрохімії.**

11.1. Виберіть рівняння, які відбуваються під впливом постійного електричного струму в електролізері:



11.2. Записати процес електролізу водного розчину солі на інертних електродах.

11.3. Скласти схему гальванічного елемента, де запропонований елемент був би анодом, катодом; записати електродні процеси та сумарне рівняння ОВР, що відбуваються.

11.4. Визначте, який фактор сприяє підвищенню швидкості корозії запропонованого Me: підвищення, зниження рН корозійного середовища; обробка хроматами, розчином солі; амальгамування; збільшення твердості води; насичення корозійного середовища  $\text{CO}_2$ ; аерація, чи деаерація; збільшення хлоридів; насичення розчину киснем.

### **Завдання до модуля 12. (лабораторний)**

Колоїдні системи. Будова. Стійкість.

Для запропонованого варіанту №...

1. Записати рівняння хімічної реакції (молекулярні, скорочені іонні) отримання колоїдної системи, та дати їм оцінку: це реакція обміну, чи гідролізу, чи окисно-відновна, чи таке інше.

2. Записати умовною хімічною формулою будову міцели колоїдної системи (надлишок підкреслений).

3. Дати назву частинками міцели, вказати стабілізатор, подвійний електричний шар, заряди частинок, та що буде відбуватися при електрофорезі.

4. Які іони додані до колоїдної системи, викликають її коагуляцію:  $\text{K}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ . Де найбільший, де найменший поріг коагуляції, поясніть.

### **Завдання до модуля 13. (лабораторний)**

Основи електрохімії. Колоїдна хімія.

Для запропонованого варіанту №...

1. Складіть хімічні рівняння реакції отримання колоїдної системи.

2. Записати умовною хімічною формулою будову міцели колоїдної системи.

3. Скласти схему гальванічного елемента, записати анодний та катодний процеси, розрахувати стандартну рушійну силу цього елемента..

4. Виконати електроліз водного розчину солі на графітних електродах. Записати анодний та катодний процеси, сумарне рівняння електролізу.

5. Визначте, які метали можуть бути анодним, катодним покриттям відносно основного металу та поясніть їх дію.



## 5 Приклади розв'язання завдань

### Основи електрохімії. Корозія металів та їх захист

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно чітко розуміти, які речовини можуть виконувати функцію окиснювача, а які – відновника, як будуть мінятися ступені окиснення атомів елементів, які входять до складу реагуючих речовин.

Коротко розглянемо найбільш важливі окиснювачі та відновники. В якості окиснювачів можуть виступати:

1) елементарні речовини, атоми яких можуть легко приєднувати електрони, тобто типові неметали –  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ,  $O_2$ ,  $O_3$ ;

2) позитивно заряджені іони металів з високими ступенями окиснення –  $Sn^{4+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Ce^{4+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$  та інші (а також іон водню  $H^+$ ). У залежності від умов протікання реакції ці іони можуть відновлюватися як до іонів з більш низьким ступенем окиснення, так і до вільного стану;

3) речовини, які утримують кисень, включаючи атоми металів або неметалів з високими ступенями окиснення:  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2SeO_4$ ,  $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $HClO_4$ ,  $HBrO_4$ .

У якості відновників можуть виступати:

1) елементарні речовини, атоми яких здатні легко віддавати електрони: метали, водень, вуглець та деякі інші;

2) негативно заряджені атоми неметалів:  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ ,  $HI$ ,  $HBr$  та їх солі, а також  $AsH_3$ ,  $PH_3$ ,  $NH_3$ ,  $NaNH_2$ ,  $CaH_2$  та інші;

3) деякі іони металів з низькими ступенями окиснення:  $Sn^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $Cr^{2+}$  та інші.

Якщо елемент, який входить до складу хімічної сполуки або простої речовини, виявляє проміжний ступінь окиснення, то він може і приймати, і віддавати електрони. У першому випадку речовина служить окиснювачем, у другому – відновником. Такими речовинами є  $I_2$ ,  $S$ ,  $H_2O_2$ ,  $HNO_2$ ,  $H_2SO_3$  та солі цих кислот,  $H_2S$  і дисульфід металів,  $MnO_2$  та багато інших.

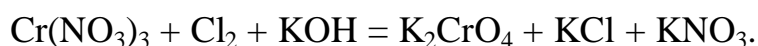
Звичайно складання рівнянь окисно-відновних реакцій носить складний характер і розміщення коефіцієнтів у таких реакціях часто представляє собою досить складну задачу. При складанні таких рівнянь рекомендується дотримуватися такої послідовності:

- 1) скласти схему реакції та визначити елементи, які змінили ступені окиснення;
- 2) записати рівняння електронного балансу;
- 3) коефіцієнти, визначені з рівняння електронного балансу, підставити у схему рівняння реакції;
- 4) повністю розставити коефіцієнти у рівняннях реакцій.

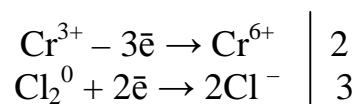
### Приклад 1. Написати рівняння реакції



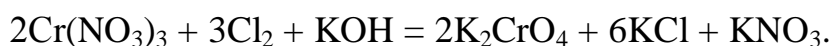
Розв'язання: Оскільки хлор у вигляді простої речовини ( $\text{Cl}_2$ ) є сильним окиснювачем, він легко приймає електрони і перетворюється на хлорид-іон ( $\text{Cl}^-$ ). Іон хрому ( $\text{Cr}^{3+}$ ) у лужному середовищі може окиснюватися до хромат-іона ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ). Отже схему реакції можна представити у такому вигляді:



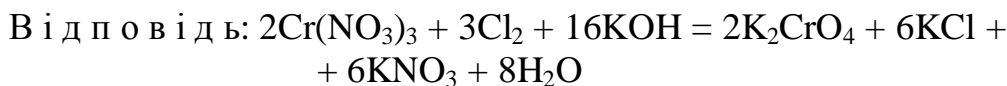
1. Запишемо рівняння електронного балансу:



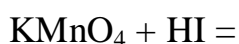
2. Підставимо коефіцієнти, знайдені за рівнянням електронного балансу, у рівняння:



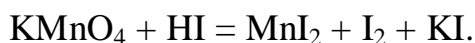
3. Повністю розставимо коефіцієнти у рівняння реакції.



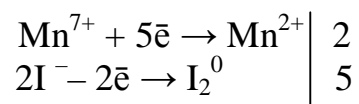
### Приклад 2. Скласти рівняння реакції



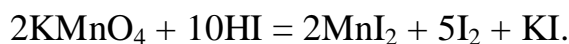
Розв'язання: Перманганат калію є сильним окислювачем. У кислому середовищі  $\text{Mn}^{7+}$  легко відновлюється до іона  $\text{Mn}^{2+}$ . Йодид-іон ( $\text{I}^-$ ) виступає відновником, окислюючись до елементарного йоду ( $\text{I}_2$ ). Складемо схему реакції:



2. Складемо рівняння електронного балансу:



3. Коефіцієнти, знайдені за рівнянням електронного балансу, поставимо у рівняння реакції



4. Розставимо коефіцієнти у рівнянні реакції, враховуючи при цьому, що  $\text{HI}$  витрачається не тільки на окислювальний процес, але й на утворення солей – йодидів калію та марганцю(II).



**Приклад 3.** Розрахуйте, чому дорівнює  $\xi$  елемента, який складається з мідної та магнієвої пластин, опущених у розчини своїх солей, якщо концентрація катіону у анода 0,1 моль/л, а у катода 0,001 моль/л.

Розв'язання: Стандартні електродні потенціали магнієвого та мідного електродів відповідно дорівнюють:

$$\varphi_{\text{Mg}^0/\text{Mg}^{2+}}^0 = -2,38 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Ca}^0/\text{Ca}^{2+}}^0 = -2,87 \text{ В}.$$

Отже, анодом буде магнієвий електрод, катодом – мідний. Електродний потенціал металу, опущений у розчин з якою концентрацією катіону у розчині, визначають за формулою Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,058}{n} \lg c,$$

де  $c$  – концентрація катіону, моль/дм<sup>3</sup>;

$n$  – ступінь окислення.

Звідси потенціал магнієвого електрода:

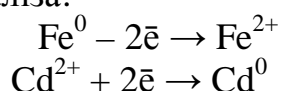
$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,058}{n} \lg 10^{-1} = -2,38 + \frac{0,058}{2} \lg 10^{-1} = -2,38 + 0,029 \cdot (-1) = -2,409 \text{ В}.$$

Тоді для гальванічного елемента:

$$\begin{aligned} \xi^0 &= \varphi_{\text{окисл.}}^0 - \varphi_{\text{відновн.}}^0 = \varphi_{\text{Ca}^0/\text{Ca}^{2+}}^0 - \varphi_{\text{Mg}^0/\text{Mg}^{2+}}^0 = \\ &= +0,253 - (-2,409) = 2,662 \text{ В}. \end{aligned}$$

**Приклад 4.** Виходячи з величини стандартних електродних потенціалів та значення Гіббса  $\Delta G_{298}^0$ , укажіть, чи можна у гальванічному елементі здійснити наступну реакцію:  $\text{Fe}^0 + \text{Cd}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cd}^0$ .

Розв'язання: Треба скласти схему гальванічного елемента, що відповідає даній реакції. У цій реакції відбувається відновлення іонів кадмію та окислення атомів заліза:



У гальванічному елементі негативним буде залізний електрод, позитивним – кадмієвий.

Схема гальванічного елемента  $\text{Fe}^0/\text{Fe}^{2+} \parallel \text{Cd}^0/\text{Cd}^0$ .

Користуючись таблицею стандартних електродних потенціалів, визначаємо  $\xi^0$  цього гальванічного елемента:

$$\begin{aligned}\xi^0 &= \varphi^0_{\text{окисл.}} - \varphi^0_{\text{відновн.}} = \varphi^0_{\text{Cd}^0/\text{Cd}^{2+}} - \varphi^0_{\text{Fe}^0/\text{Fe}^{2+}} = \\ &= -0,40 - (-0,44) = 0,04\text{В}.\end{aligned}$$

Змінення величини енергії Гіббса із величиною  $\xi^0$  пов'язані співвідношенням

$$\Delta G_{298}^0 = -nF \xi^0,$$

де  $\Delta G_{298}^0$  – змінення величини енергії Гіббса;  $n$  – число електронів, які приймають участь у реакції;  $F$  – число Фарадея;  $\xi$  – напруга гальванічного елемента. Знаходимо:

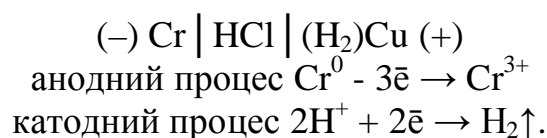
$$\Delta G_{298}^0 = -2 \cdot 96500 \cdot 0,04 = -7720 \text{ Дж}.$$

Так як  $\xi^0 > 0$ ,  $\Delta G_{298}^0 < 0$ , отже, дану реакцію можна здійснити у гальванічному елементі. Реакція у прямому напрямку йде мимовільно.

**Приклад 5.** Хром знаходиться в контакті з міддю. Який з металів буде окислюватися при корозії, якщо пара металів знаходиться у кислому середовищі (в РСД). Наведіть схему гальванічного елемента, який при цьому утвориться.

Розв'язання: Виходячи з положення металів у ряду напруг, тобто порівнюючи величини стандартних електродних потенціалів, бачимо, що хром являється більш активним металом ( $\varphi^0_{\text{Cr}^0/\text{Cr}^{3+}} = -0,744\text{В}$ ) і у гальванічній парі, яка утворюється, хром буде анодом. Мідь є катодом ( $\varphi^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = +0,337\text{В}$ ). Хромовий анод розчиняється, а на мідньому катоді виділяється водень.

Схема працюючого при корозії гальванічного елемента:



Отже, окислюється хром.

## 6 Критерії оцінки знань студентів

– «Відмінно»– студент показав глибокі знання передбаченого програмою матеріалу, грамотно і логічно будує відповіді на питання у межах базової компоненти знань, приймає правильні рішення при розв'язуванні практичних завдань;

– «Добре» – студент твердо володіє базовою компонентою знань, грамотно будує відповіді, не допускає істотних неточностей у відповідях на питання, правильно використовує отримані знання при вирішенні практичних завдань;

– «Задовільно» – студент має знання у межах базової компоненти знань, але глибоко їх не засвоїв, не припускає грубих помилок при відповіді, потребує в окремих випадках запитань для правильних відповідей, припускає окремі помилки при відповідях та при виконанні практичних завдань;

– «Незадовільно» – студент припускає грубих помилок у відповідях в межах базової компоненти знань, неспроможний використати одержані знання на практичних заняттях.

## 7 Перелік літератури для підготовки

### *Основна*

1. Глинка Н.Л. Общая химия. -Л.: Химия, 1988. – 704 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1988. – 272 с.
3. Фримантл М. Химия в действии: В 2-х частях, М. : Мир, 1991. – 355 с.
4. Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии. –М.: Химия, 1975. – 512 с.
5. Пасынский А.Г. Коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1968. – 229 с.
6. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія. Підручник для студентів природничих факультетів пед. інститутів – Київ: Вища шк., 1971. – 284 с.
7. Кононський О.І. Фізична і колоїдна хімія – К.: Центр учбової літератури, 2009. – 311 с.

### *Додаткова*

1. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Задачи по неорганической химии. – М.: Высшая шк., 1990. – 319 с.
2. Романцева М.И. Сборник задач и упражнений по общей и неорганической химии, М. : Высшая школа, 1974. – 276 с.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
з організації самостійної роботи студентів  
при вивченні дисципліни  
«ЗАГАЛЬНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ»  
за навчальною програмою другого семестру  
студентами 1-го курсу денної форми навчання  
Напрямок підготовки – «Гідрометеорологія»  
Друга частина  
Рівень підготовки – бакалаври

Укладачі: Шевченко В.Ф., доц., к.т.н., Ласовська О.М., асистент.

Підп. до друку \_\_\_\_\_ Формат 60 x 84 /16 Папір офс.  
Умовн. друк. арк. \_\_\_\_\_ Тираж \_\_\_\_\_ Зам. №

Надруковано з готового оригінал-макета

---

Одеський державний екологічний університет,  
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15