

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**ЕЛЕКТРОХІМІЯ.**

**КОЛОЇДНО-ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ**

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт

**Одеса 2010**

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**ЕЛЕКТРОХІМІЯ.  
КОЛОЇДНО-ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ**

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт

Напрямок підготовки: екологія, охорона навколишнього середовища та  
збалансоване природокористування

**«ЗАТВЕРДЖЕНО»**  
на засіданні методичної комісії  
природоохоронного факультету  
Протокол № 9 від 17.05.2010 р.

**Одеса 2010**

«ЕЛЕКТРОХІМІЯ. КОЛОЇДНО-ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ». Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів I курсу денної форми навчання. Напрямок підготовки: екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування.

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н., Одеса, ОДЕКУ, 2010. – 72 с.;  
укр. мова.

## ЗМІСТ

Передмова.....	6
<b>I ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ.....</b>	<b>8</b>
<b>Лабораторна робота № 1 «Окисно-відновні реакції».....</b>	<b>8</b>
1.1 Теоретичні положення.....	8
1.2 Приклади розв'язання завдань.....	13
1.3 Запитання до самоконтролю.....	17
1.4 Експериментальна частина.....	17
Дослід 1. Окиснення іодид-йонів йонами заліза (III).....	18
Дослід 2. Окиснення йонів заліза (II) перманганат-йонами.....	18
Дослід 3. Окисні властивості дихромату калію.....	18
Дослід 4. Окисні властивості перманганату калію в кислому середовищі.....	19
Дослід 5. Окисні властивості перманганату калію в нейтральному середовищі.....	19
Дослід 6. Окисні властивості перманганату калію в лужному середовищі.....	19
1.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	21
<b>II ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ.....</b>	<b>22</b>
<b>Лабораторна робота № 2 «Гальванічні елементи».....</b>	<b>22</b>
2.1 Теоретичні положення.....	22
2.2 Приклади розв'язання завдань.....	26
2.3 Запитання до самоконтролю.....	29
2.4 Експериментальна частина.....	30
Дослід 1. Вимірювання напруги ( $\epsilon$ ) гальванічних елементів.....	30
Дослід 2. Дослідження напруги концентраційних гальванічних елементів.....	31
Дослід 3. Вплив утворення мікрогальванічних елементів на перебіг хімічних реакцій.....	31
2.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	32
<b>Лабораторна робота № 3 «Електроліз розчинів електролітів».....</b>	<b>33</b>
3.1 Теоретичні положення. Сутність електролізу.....	33
3.2 Приклади розв'язання завдань.....	37
3.3 Запитання до самоконтролю.....	40
3.4 Експериментальна частина.....	41
Дослід 1. Визначення полюсів джерела струму.....	41
Дослід 2. Електроліз солей міді (нікелю) з графітовими та металевими електродами.....	41
Дослід 3. Нікелювання мідної платівки.....	42
3.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	43

<b>Лабораторна робота №4 «Корозія металів та методи захисту від корозії»</b> .....	44
4.1 Теоретичні положення.....	44
4.2 Приклади розв’язання завдань.....	47
4.3 Запитання до самоконтролю.....	49
4.4 Експериментальна частина.....	50
4.4.1 Утворення гальванічних пар.....	50
Дослід 1. Корозія оцинкованого та лудженого заліза.....	50
4.4.2 Застосування інгібіторів.....	51
Дослід 2. Дія інгібіторів на корозію цинку.....	51
Дослід 3. Дія інгібітору на корозію заліза.....	51
4.4.3 Протекторний захист.....	51
Дослід 4. Протекторний захист.....	51
4.4.4 Пасивація металів та роль захисних плівок в процесі корозії.....	51
Дослід 5. Пасивація заліза.....	51
Дослід 6. Дослідження хімічної активності алюмінію після видалення захисної оксидної плівки.....	52
Дослід 7. Термічне оксидування сталі –воронування.....	52
4.4.5 Електрографічний аналіз.....	52
Дослід 8. Контроль якості оцинкованого заліза.....	53
Дослід 9. Відкриття цинку в сплаві.....	54
Дослід 10. Відкриття нікелю в сплаві.....	54
4.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....	55
<b>III КОЛОЇДНО-ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ</b> .....	56
<b>Лабораторна робота № 5 «Виготовлення золей та їх коагуляція»</b> .....	56
5.1 Теоретичні положення.....	56
5.2 Приклади розв’язання завдань.....	62
5.3 Запитання до самоконтролю.....	64
5.4 Експериментальна частина.....	65
5.4.1 Одержання золей методом конденсації.....	65
Дослід 1. Отримання золя силікатної кислоти за реакцією обміну... ..	65
Дослід 2. Отримання золя гідроксиду заліза (III)гідролізом солі.....	65
Дослід 3. Отримання золю йодиду срібла з різними зарядами колоїдних часток.....	65
5.4.2 Одержання золей дисперсійним методом.....	66
Дослід 4. Виготовлення золю гідроксида заліза (III) шляхом пептизації.....	66
5.4.3 Визначення знаку заряду колоїдних частинок.....	66
Дослід 5. Визначення знаку заряду золя йодиду срібла методом капілярного та крапельного аналізу.....	66
5.4.4 Коагуляція гідрозолей. Вплив різних чинників.....	67
Дослід 6. Коагуляція золя при нагріванні.....	67
Дослід 7. Коагуляція золей електролітами.....	67

Дослід 8. Взаємна коагуляція протилежно заряджених золів.....	67
Дослід 9. Захисний колоїд.....	67
Дослід 10. Визначення порога коагуляції.....	68
5.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи .....	68
<b>Список рекомендованої літератури.....</b>	<b>69</b>

## ПЕРЕДМОВА

Для плідної роботи фахівця будь-якої спеціальності у природознавчому напрямку необхідно вміти вирішувати проблеми охорони навколишнього середовища та раціонального використання природних ресурсів. Хімічна підготовка дозволяє озброїти молодих спеціалістів знанням з хімічних основ екології, необхідними для збереження навколишнього середовища та впровадження безвикидних технологій. Для цього треба розуміти процеси, що відбуваються в навколишньому середовищі: електрохімічні, окисно-відновні та процеси в колоїдному стані речовин.

*Мета лабораторних робіт* – засвоїти теоретичний матеріал з Електрохімії та Колоїдної хімії, отримати практичні навички з дослідження електрохімічних процесів.

Методичні вказівки до лабораторних робіт складаються з трьох розділів: «Окисно-відновні процеси», «Електрохімічні процеси» та «Колоїдно-дисперсні системи».

Перед виконанням лабораторних робіт студент повинен ознайомитися з правилами безпеки роботи в хімічній лабораторії.

В кожній лабораторній роботі наводяться теоретичні основи до експериментальної частини розділу, що вивчається; запитання до самоконтролю; приклади розв'язання завдань; методика виконання дослідів та індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи, які дозволяють закріпити матеріал, що вивчається.

Після виконання лабораторних робіт студент повинен **знати**:

- найважливіші окисники та відновники;
- принцип роботи гальванічних елементів;
- сутність та послідовність процесів електролізу;
- види корозії металів та методи запобігання корозії;
- методи отримання колоїдних систем;
- правила коагуляції зелей.

Внаслідок виконання експериментальної частини лабораторних робіт студент отримує **навички**:

- визначення коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях методом електронно-йонного балансу; процесів окиснення, відновлення;
- роботи з гальванічними елементами, визначення напруги та їхньої роботи;
- виявлення послідовності процесів при електролізі розчинів електролітів, розрахунків мас та об'ємів речовин, що виділяються при електролізі;
- визначати види корозії металів та засвоїти методи захисту металів від корозії;

- отримання колоїдних систем різними методами;
- визначення заряду колоїдних частинок;
- застосування різних методів коагуляції золей та методів захисту від коагуляції.

Виконання лабораторної роботи *оцінюється* за:

- знанням теоретичних відомостей;
- оволодінням експериментальними навичками;
- вмінням вести розрахунки за експериментальними даними; визначати похибку дослідів;
- робити висновки щодо відповідності експериментальних результатів теоретичним положенням;
- оформленням звіту про виконання лабораторної роботи.

Після виконання лабораторних робіт студент складає протокол (звіт) лабораторної роботи та захищає її, відповідає на запитання до самоконтролю та виконує індивідуальні завдання до захисту, що наведені наприкінці робіт.



# І ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

## Лабораторна робота № 1 «ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ»

- Мета роботи:**
- вивчити окисно-відновні процеси, що відбуваються в розчинах;
  - розглянути вплив середовища на глибину відновлення окисників;
  - оволодіти методом розрахунку еквівалентів окисників та відновників;
  - оволодіти методом електронно-йонного балансу визначення коефіцієнтів в рівняннях ОВР.

### 1.1 Теоретичні положення

#### Ступені окиснення. Окиснення та відновлення

Усі хімічні реакції можна віднести до 2 груп: реакції, в яких ступінь окиснення елементів не змінюється, та реакції, в яких ступінь окиснення (ст.ок.) елементів змінюється.

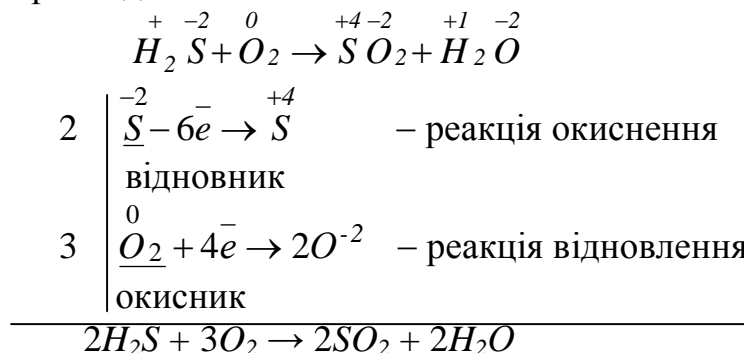
Окисно-відновні реакції (ОВР) перебігають зі зміною ступеня окиснення реагуючих речовин або зі зміною стану йонів, якщо реакції відбуваються в розчинах. Для опису ОВР і розрахунку стехіометричних коефіцієнтів в рівняннях реакції використовують поняття ступеня окиснення (ступінь окисненості, окисне число).

**Ступінь окиснення** елемента в сполуці визначається як число електронів, які змістилися від одного атома („+” ст.ок.) до іншого („-” ст.ок.).

При визначенні ступеня окиснення мають на увазі:

1. молекула електронейтральна, ступінь окиснення кисню в сполуках „-2”, водню „+1”.
2. ступінь окиснення простих речовин дорівнює нулю.
3. алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в молекулі дорівнює нулю.
4. алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в йоні дорівнює заряду йона.

Розглянемо приклад ОВР:



Процес втрати електронів називається **окисненням**. Ступінь окиснення при цьому збільшується. Атом чи йон, який віддає електрони називається **відновником**. При цьому він окиснюється, а ступінь окиснення його підвищується.

Процес приєднання електронів називається **відновленням**. Ступінь окиснення при цьому зменшується. Атом чи йон, який приєднує електрони, називається **окисником**. При цьому він відновлюється, а ступінь окиснення його зменшується.



Окиснення-відновлення – це єдність двох протилежних процесів.

Без окиснення не може бути відновлення та навпаки. Окисник окиснює іншу речовину під впливом відновника, сам при цьому відновлюється.

### **Методи розрахунку коефіцієнтів в рівняннях окисно-відновних реакцій**

Щоб записати рівняння ОВР треба знати:

- у вихідних речовинах та продуктах реакції повинна бути однакова кількість одних і тих самих атомів.
- сума зарядів йонів продуктів реакції дорівнює сумі зарядів йонів вихідних речовин, тобто кількість електронів, які віддав відновник дорівнює сумі електронів, прийнятих окисником.

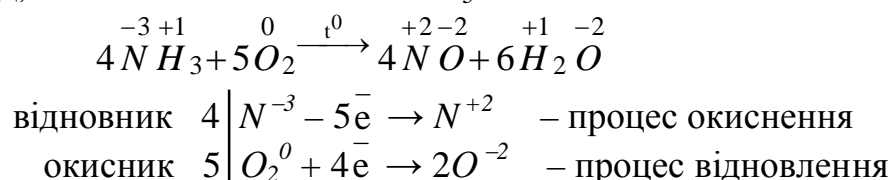
Правильно написані рівняння відображають закон збереження маси речовин.

Для розрахунку коефіцієнтів в ОВР існує два методи:

- 1) метод електронного балансу;
- 2) метод електронно-йонного балансу.

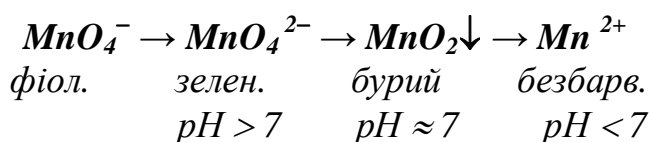
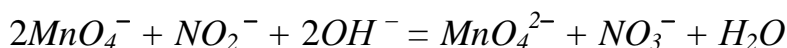
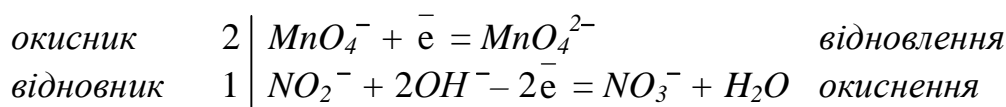
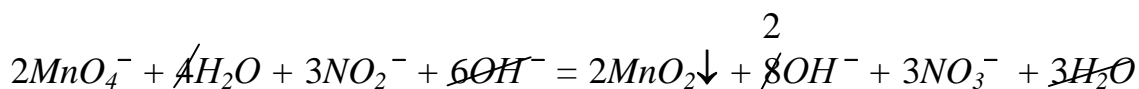
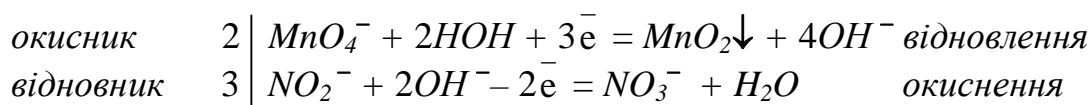
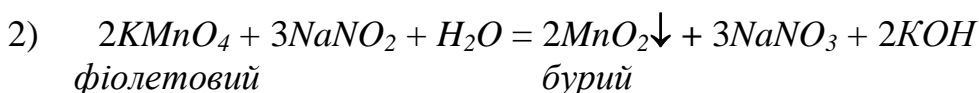
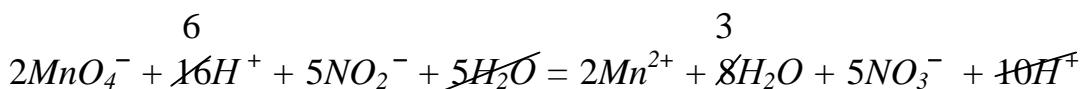
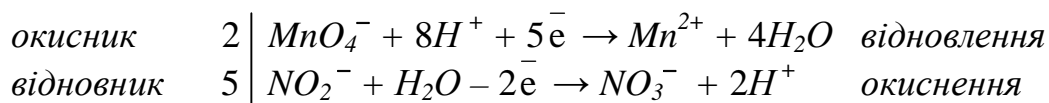
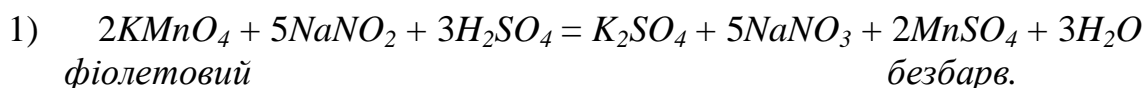
Метод електронного балансу засновано на визначені ступеня окиснення реагуючих речовин. Його застосовано для процесів в твердій та газоподібній фазах при високих температурах. Це процеси згорання, плавлення.

Наприклад, каталітичне окиснення  $NH_3$ :



Метод електронно-йонного балансу засновано на зміні стану йонів в розчині та застосовано для процесів, які відбуваються в розчинах чи розплавах.

### Приклади:



Глибина відновлення зростає зі зменшенням  $\text{pH}$ .

Ці рівняння реакцій відображають електронні переходи, за допомогою яких відбувається зміна хімічного зв'язку.

### Еквіваленти окисників та відновників

Еквівалентом називається така кількість речовини, що взаємодіє з 1 моль атомів водню.

1 моль атомів водню приєднує (віддає) 1 моль електронів:

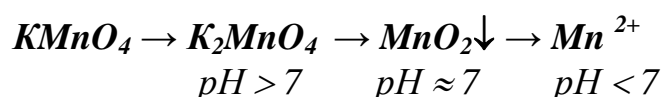


Еквівалентом окисника (відновника) називається така його кількість, що приєднує (віддає) 1 моль електронів.

Молярна маса еквівалента окисника (відновника) дорівнює його мольній масі  $M$ , помноженій на фактор еквівалентності:

$$M_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot M$$

Фактор еквівалентності окисника (відновника) дорівнює одиниці поділеній на кількість електронів, які приєднує (віддає) 1 моль окисника (відновника).

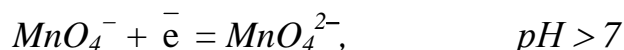


$$f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5}; \quad M_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5} \cdot 158 = 31,6 \text{ (г/моль)}$$

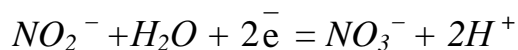
$$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ г/моль.}$$



$$f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{3}; \quad M_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 158 = 52,7 \text{ (г/моль).}$$



$$f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{1} = 1; \quad M_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = 1 \cdot 158 = 158 \text{ (г/моль).}$$



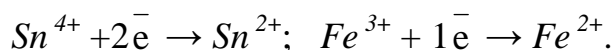
$$f_{\text{екв}}(\text{NaNO}_2) = \frac{1}{2}; \quad M_{\text{екв}}(\text{NaNO}_2) = \frac{1}{2} \cdot 69 = 34,5 \text{ (г/моль).}$$

$$M(\text{NaNO}_2) = 69 \text{ г/моль.}$$

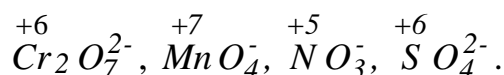
### **Найважливіші окисники:**

1. Прості речовини – неметали VI та VII груп:  $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$

2. Катіони металів в вищій ступені окиснення:



3. Аніони, в яких центральний атом має вищий ступень окиснення –

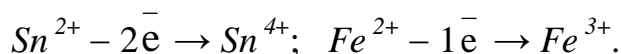


4. Пероксиди металів –  $\text{Na}_2\text{O}_2, \text{BaO}_2$ .

**Найважливіші відновники:**



2. Катіони, у яких ступень окиснення може зростати



3. Аніони прості та складні, в яких центральний атом має нижчий або проміжний ступень окиснення –  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ ,  $S^{+4}O_3^{2-}$ ,  $N^{+3}O_2^-$  тощо.

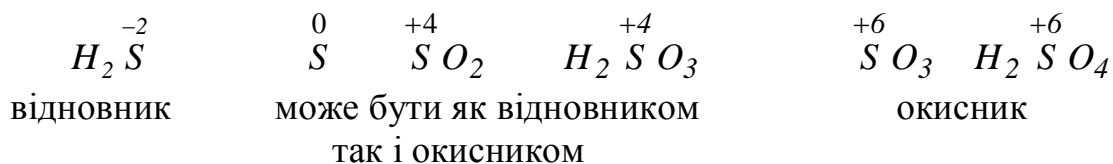
4. Гідриди –  $CaH_2$ ,  $NaH$ ,  $SiH_4$ ,  $CH_4$ .

5. Водень, вуглець, монооксид вуглецю, сірка –  $H_2$ ,  $C$ ,  $CO$ ,  $S$  – при високих температурах.

**Окисно-відновна двоїстість** характерна для сполук, йонів, в яких елемент знаходиться в проміжній ступені окиснення, та в залежності від умов може виявляти як окисні, так і відновні властивості.

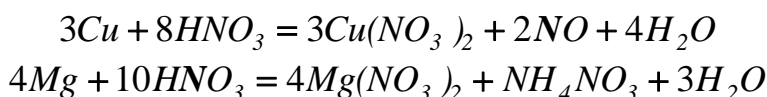
Сполуки елемента з вищим ступенем окиснення завжди окисники, а з нижчим ступенем окиснення – відновники.

Здатність сполуки вступати в реакції з окисниками та відновниками називається **окисно-відновною двоїстістю**.



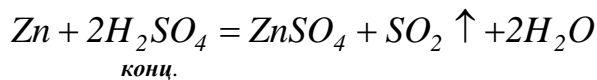
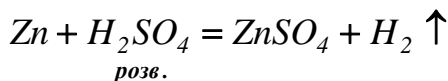
**Чинники, що впливають на характер перебігу окисно-відновних реакцій:**

а) природа реагуючих речовин

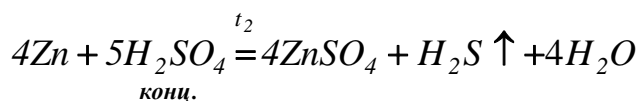
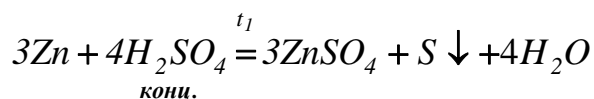


*Mg* – більш активний відновник.

б) концентрація окиснювача



в) температура ( $t_2^0 > t_1^0$ )



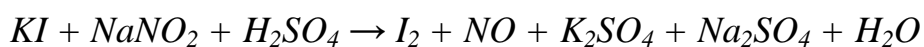
г) водневий показник (*pH*) середовища

На прикладі відновлення окисника  $KMnO_4$  в кислому, нейтральному та лужному середовищі ми з'ясували, що найповніше відновлення окисника відбувається в кислому середовищі.

## 1.2 Приклади розв'язання завдань

**Завдання 1.** Методом електронно-йонного балансу визначити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій, вказати процеси окиснення, відновлення та вказати окисник, відновник.

Приклад 1. **Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в кислому середовищі та молярні маси еквівалентів окисника та відновника. Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.**



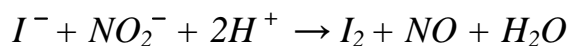
Розв'язок.

1) Записуємо рівняння в йонно-молекулярному вигляді:



$I_2$  – проста речовина,  $NO$  – оксид, вони в розчині не дисоціюють,  $H_2O$  – дуже слабкий електроліт. Тому ці сполуки записуємо у вигляді молекул.

2) Записуємо спрощене рівняння: однакові йони незалежно від кількості не записуємо ні в лівій частині рівняння, ні в правій.



3) Визначаємо середовище. В лівій частині рівняння присутні йони водню  $H^+$  – середовище кисле. В правій частині рівняння присутні молекули води – нейтральне середовище. Тобто реакція перебігає в кислому середовищі з утворенням нейтрального середовища. Допоміжні йони – йони водню  $H^+$ .

4) Записуємо схеми напівреакцій:



5) Визначаємо баланс атомів та йонів:



6) Визначаємо баланс зарядів в лівій та правій частинах напівреакцій за допомогою електронів та йонів (молекул) середовища

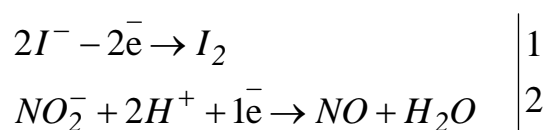
відновник  $2I^- - 2e^- \rightarrow I_2$  – процес окиснення

окисник  $NO_2^- + 2H^+ + 1e^- \rightarrow NO + H_2O$  – процес відновлення

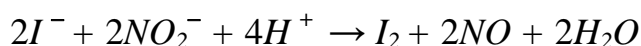
Йони йоду утворюють молекулу  $I_2$ , яка складається з двох атомів, тому потрібно взяти  $2I^-$ , які втратять 2 електрони, тобто  $I^-$  – відновник.

Йон  $NO_2^-$  за допомогою двох йонів водню  $H^+$  перетвориться в молекули  $NO$  та  $H_2O$ , прийнявши один електрон, тобто  $NO_2^-$  – окисник.

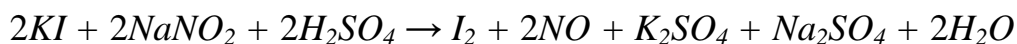
7) Знаходимо для напівреакцій найменше спільне кратне – 2 ( $2e^-$  та  $1e^-$ ), яке поділимо на кількість електронів в напівреакціях, та визначимо коефіцієнти:



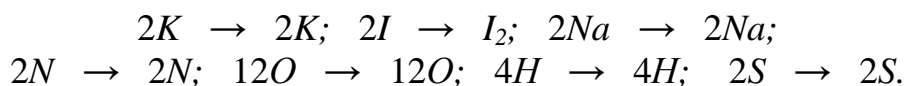
8) Підсумовуємо напівреакції з урахуванням коефіцієнтів



9) Записуємо молекулярне рівняння зі знайденими коефіцієнтами



За законом збереження матерії перевіряємо кількість атомів кожного елемента в лівій та правій частині рівняння



10) Визначаємо молярні маси еквівалентів окисника та відновника за формулою:

$$M_{екв} = f_{екв} \cdot M$$

де  $f_{екв}$  – фактор еквівалентності,  $f_{екв} = \frac{1}{n}$ ;

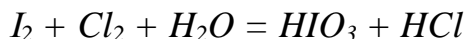
$n$  – кількість електронів, що приймає участь в реакціях окиснення та відновлення.

$$M_{екв}(KI) = \frac{1}{2} \cdot 166 = 83 \text{ г/моль}$$

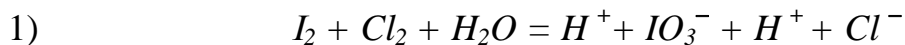
$$M_{екв}(NaNO_2) = 1 \cdot 69 = 69 \text{ г/моль}$$

*Відповідь:* визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процес втрати йонами  $I^-$  електронів – процес окиснення; процес приєднання електрону до йону  $NO_2^-$  – процес відновлення; йон  $I^-$  – відновник; йон  $NO_2^-$  – окисник.  $M_{екв}(KI) = 83$  г/моль,  $M_{екв}(NaNO_2) = 69$  г/моль.

Приклад 2. *Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в нейтральному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника.*

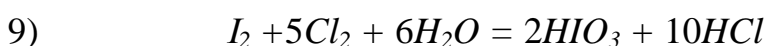
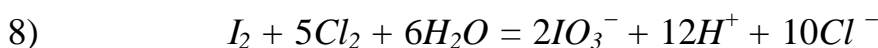
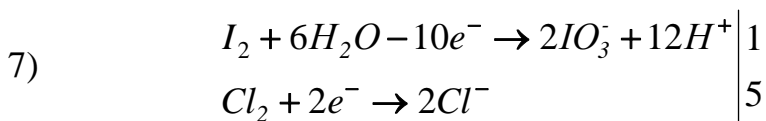
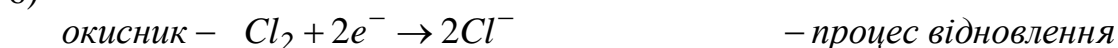
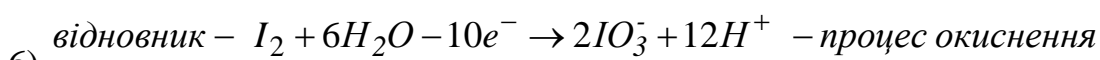
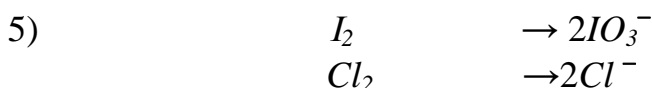
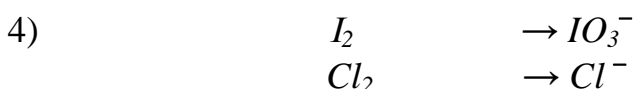


Розв'язок:



2) рівняння спрощувати не треба

3) нейтральне середовище перейде в кисле



10)  $M_{екв}(I_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{10} \cdot 254 = 25,4 \text{ г/моль}$

$M_{екв}(Cl_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 71 = 35,5 \text{ г/моль}$

*Відповідь:* Визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процеси окиснення, відновлення; окисник –  $Cl_2^0$ , відновник –  $I_2^0$ .  
 $M_{екв}(I_2) = 25,4 \text{ г/моль}$ ,  $M_{екв}(Cl_2) = 35,5 \text{ г/моль}$ .



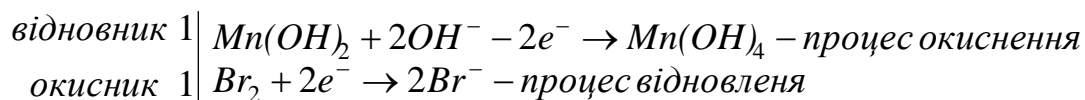
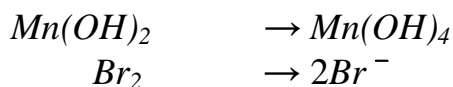
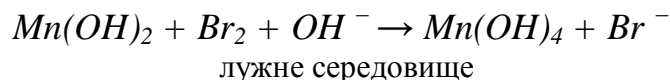
Приклад 3. **Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в лужному середовищі, молярні маси еквівалентів окисника та відновника**



Розв'язок:



$\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_4$  – слабкі електроліти,  $\text{Br}_2$  – неелектроліт.



$$M_{\text{екв}}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = f_{\text{екв}} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 89 = 44,5 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{екв}}(\text{Br}_2) = f_{\text{екв}} \cdot M = \frac{1}{2} \cdot 160 = 80 \text{ г/моль}$$

**Відповідь:** визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР; процеси окиснення, відновлення; окисник –  $\text{Br}_2$ , відновник –  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ .  
 $M_{\text{екв}}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = 44,5 \text{ г/моль}$ ,  $M_{\text{екв}}(\text{Br}_2) = 80 \text{ г/моль}$

### 1.3 Запитання до самоконтролю

1. Чим відрізняються реакції окиснення-відновлення від інших хімічних реакцій?
2. Які процеси називаються окисненням та відновленням?
3. Що відбувається з окисником та відновником під час окисно-відновних реакцій? Як змінюється їх ступінь окиснення?
4. Яку роль відіграє середовище при окисно-відновних процесах?
5. Що зветься окисно-відновним процесом?
6. Назвіть окисники, що мають найбільше значення в техніці і лабораторній практиці?
7. Вкажіть найважливіші відновники?
8. Які речовини можуть бути тільки окисниками, а які тільки відновниками?
9. Коли можна очікувати від сполуки окисно-відновну двоїстість?
10. За яких умов для визначення коефіцієнтів в ОВР використовують метод електронного балансу, а коли метод електронно-йонного балансу?
11. Як визначаються молярні маси еквівалентів окисника та відновника?
12. Які чинники впливають на характер перебігу ОВР?

### 1.4 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:**

- вивчити окисно-відновні процеси, що відбуваються в розчинах;
- розглянути вплив середовища на глибину відновлення окисників;
- оволодіти методом розрахунку еквівалентів окисників та відновників;
- оволодіти методом електронно-йонного балансу визначення коефіцієнтів в рівняннях ОВР.

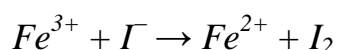
**Розчини:** 0,5 н розчин хлориду заліза (III)  $FeCl_3$ ; 0,05 н розчин іюдида натрію  $NaI$  або калію  $KI$ ; розчин крохмалю свіжовиготовлений; 0,5 н розчин калію марганцевокислого  $KMnO_4$ ; 2 н розчин сірчаної кислоти  $H_2SO_4$ ; 0,5 н розчин хлориду заліза (II)  $FeCl_2$ ; 0,1 н розчин роданіду калія  $KSCN$  або аммонія  $NH_4SCN$ ; 0,5 розчин сірчистоокислого натрію  $Na_2SO_3$  або сіль  $Na_2SO_3$ ; концентрований розчин лугу ( $NaOH$  або  $KOH$ ); 0,5 н розчин дихромату калія  $K_2Cr_2O_7$ ; сіль заліза (II) або кристалогідрат залізного купоросу  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ .

**Устаткування:** штатив з набором пробірок, скляні палички, мікрошпатель.

### Дослід 1. Окиснення іодид-іонів йонами заліза (III).

В пробірку налити 5–6 крапель розчину солі заліза (III) і 1 краплю розчина іодида калію або натрію. Вміст пробірки розбавити дистильованою водою до слабо-жовтого кольору та ввести 1–2 краплі розчину крохмалю. Поява синього кольору свідчить про наявність в розчині вільного іоду.

Реакція визначається схемою:

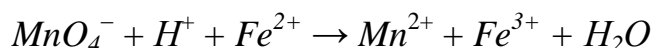


Складіть електронно-йонні рівняння процесів окиснення та відновлення і рівняння реакції.

### Дослід 2. Окиснення йонів заліза (II) перманганат-йонами.

В пробірку налити 5–6 крапель розчину перманганату калію і стільки ж 2 н розчину сірчаної кислоти. Потім піпеткою прилити по краплям свіжовиготовленого розчину солі заліза (II) до повного знебарвлення розчину. Знебарвлення розчину свідчить про відновлення йонів  $MnO_4^-$  в йони  $Mn^{2+}$ . В знебарвленій розчин додати декілька крапель розчину  $KSCN$  або  $NH_4SCN$  та переконатися, що йони  $Fe^{2+}$  окиснилися в йони  $Fe^{3+}$ .

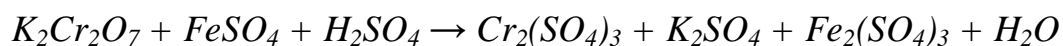
Реакція визначається схемою:



Складіть електронно-йонні рівняння процесів окиснення та відновлення, рівняння реакції виявлення йонів заліза (III).

### Дослід 3. Окисні властивості дихромату калію.

Налити в пробірку 1–2 мл дихромату калію  $K_2Cr_2O_7$ , прилити декілька крапель сірчаної кислоти і кинути туди ж кристалик залізного купоросу  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ . Спостерігайте зміну кольору. Схема реакції, що відбувається:



Розставте коефіцієнти, використовуючи метод електронно-йонного балансу. Визначте еквівалент окисника та відновника.

**Дослід 4. Окисні властивості перманганату калію в кислому середовищі.**

В пробірку налити 1–2 краплі перманганату калію та додати декілька крапель сірчаної кислоти, а потім підливати по краплям розчин сірчистоокислого натрію до зникнення фіолетового кольору.

Схема реакції, що відбувається:

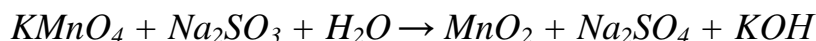


Складіть електронно-йонні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквіваленти окисника та відновника.

**Дослід 5. Окисні властивості перманганату калію в нейтральному середовищі.**

Налити в пробірку 1–2 мл розчину перманганату калію та додати 1-2 мл розчину сірчистоокислого натрію. Спостерігати за зовнішніми змінами при перебігу реакції.

Схема реакції, що відбувається:

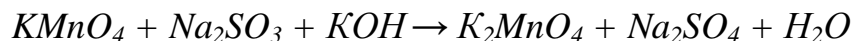


Складіть електронно-йонні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквіваленти окисника та відновника.

**Дослід 6. Окисні властивості перманганату калію в лужному середовищі.**

Налити в пробірку 1–2 мл перманганату калію і додати 1 мл концентрованого розчину лугу та 1–2 мл розчину сірчистоокислого натрію. Як змінюється колір? Чим це пояснюється?

Схема реакції, що відбувається:



Складіть електронно-йонні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквівалент перманганату калію.

Через деякий час зелений колір зникає, з'являється бурий осад. Це відбувається за рахунок реакції диспропорціонування, яка відбувається за наступною схемою:



Складіть електронно-йонні рівняння і розставте коефіцієнти. Визначте еквіваленти окисника та відновника.

За проведеними дослідями зробити висновок як змінюються властивості окисників в залежності від  $pH$  середовища. Заповніть таблицю спостережень за виконаними дослідями.

**Таблиця 1 - Експериментальні дані та спостереження**

$pH$ середовища	Окисник	Окиснена форма окисника	Колір окисненої форми окисника	Відновна форма окисника	Колір відновної форми окисника	$f_{екв}$ та $M_{екв}$ окисника, г/моль
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>

$pH$ середовища	Відновник	Відновна форма відновника	Колір відновної форми відновника	Окисна форма відновника	Колір окисної форми відновника	$f_{екв}$ та $M_{екв}$ відновника, г/моль
<b>8</b>	<b>9</b>	<b>10</b>	<b>11</b>	<b>12</b>	<b>13</b>	<b>14</b>

### 1.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

**Варіант:** Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник. Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника

- $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O$   
 $Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
- $Pb + KNO_3 \rightarrow KNO_2 + PbO$   
 $Al + NaOH \rightarrow Na_3Al(OH)_3 + H_2$
- $H_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$   
 $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$
- $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$   
 $Cs + H_2O \rightarrow CsOH + H_2$
- $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$   
 $Fe + H_2SO_4 \text{ (розб)} \rightarrow FeSO_4 + H_2$
- $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$   
 $C + Na_2CrO_4 + NaOH \rightarrow CO + Na_3CrO_3 + H_2O$
- $HI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$   
 $Zn + KNO_2 + KOH \rightarrow K_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$
- $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$   
 $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$
- $Fe + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow Fe_2O_3 + NO_2 + H_2O$   
 $MnO_2 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KBr + H_2O$
- $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$   
 $Ba + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2$
- $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$   
 $Al + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow Al_2O_3 + NO_2 + H_2O$
- $FeSO_4 + Br_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + HBr$   
 $KOH + Cl_2 \rightarrow KClO_3 + KCl + H_2O$
- $Fe(OH)_2 + Br_2 + KOH \rightarrow Fe(OH)_3 + KBr$   
 $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$
- $Zn + KIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$   
 $Br_2 + NaNO_2 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaBr + H_2O$
- $KBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + K_2SO_4 + H_2O$   
 $Ag + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$
- $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$   
 $HBr + KClO_3 \rightarrow KCl + Br_2 + H_2O$

## II ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Електрохімія вивчає окисно-відновні реакції, які супроводжуються перетворенням хімічної енергії в електричну і навпаки.

Окисно-відновні реакції можуть відбуватися при безпосередньому контакті окисника та відновника або, коли окисник та відновник відокремлені один від одного, а перехід електронів відбувається по зовнішньому провіднику.

Гетерогенні окисно-відновні процеси використовують в гальванічних елементах для отримання електричного струму.

Процеси прямого перетворення хімічної енергії в електричну і навпаки називаються *електрохімічними процесами*.

Електрохімічні процеси можна поділити на 2 основні групи:

- 1) процеси перетворення хімічної енергії в електричну (в гальванічних та паливних елементах);
- 2) процеси перетворення електричної енергії в хімічну (при електролізі).

### Лабораторна робота № 2 «ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ»

#### 2.1 Теоретичні положення

**Мета роботи:**

- експериментальне визначення напруги гальванічних елементів;
- визначення впливу мікрогальванопар на перебіг хімічних процесів;
- розрахунок зміни вільної енергії Гіббса та роботи гальванічних елементів.

Пристрої, які застосовують для безпосереднього перетворення хімічної енергії в електричну, називають *хімічними джерелами електричної енергії* або *гальванічними елементами* (на честь італійського фізика Гальвані).

Електрохімічна система складається з 2-ох електродів, які занурені у електроліт. Електроди замкнені металевим провідником. Йонним провідником є розчини чи розплави електролітів. Електроліти сполучаються між собою за допомогою електролітичного містка.

При зануренні металу в воду чи в розчин його солі на межі метал-розчин виникає подвійний електричний шар. Між металом і розчином встановлюється різниця потенціалів, яка називається *електродним потенціалом*. Цей потенціал є характеристикою окисно-відновної здатності металу в твердій фазі.

Абсолютна величина рівноважного потенціалу не визначена, тому користуються відносними значеннями електродних потенціалів. Для цього знаходять різницю потенціалів між вимірюваним електродом та стандартним електродом.

За **стандартний електрод** прийнято **водневий електрод**. Абсолютне значення величини  $\varphi_{H_2/2H^+} = 0$  невідомо, але умовно його приймають за нуль.

Для вимірювання стандартного електродного потенціалу металу складають гальванічний елемент при стандартних умовах. Одним електродом є вимірювальний метал, а іншим водневий електрод.

Електрорушійна сила цього елемента і буде **стандартним електродним потенціалом металу**.

Метали, які розташовані в напрямку збільшення стандартних електродних потенціалів, складають таблицю стандартних потенціалів або ряд напруг металів. Чим менша величина електродного потенціала металу, тим сильніше відновлювальні властивості має метал, і тим менші окислювальні властивості катіона цього металу. Здатність металів витискати менш активні метали із їх розчинів вивчав М.М. Бекетов.

Величина електродного потенціалу залежить від природи речовин, від концентрацій цих речовин, температури, тиску (для газів).

Величину електродного потенціалу металу ( $\varphi$ ) можна визначити за **рівнянням Нернста**

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg C$$

де  $\varphi, \varphi^0$  – електродний та стандартний електродний потенціал металу;

$2,3$  – перехід від натурального до десяткового логарифма;

$R$  – універсальна газова стала – 8,314 Дж/моль·К;

$T$  – температура, К;

$n$  – кількість електронів, яку втрачає атом;

$F$  – стала Фарадея – 96484 Кл/моль;

$C$  – концентрація молярна, моль/л.

За стандартних умов ( $p = 1$  атм,  $T = 298$  К,  $C = 1$  моль/л) рівняння Нернста приймає вигляд:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg C$$



Таблиця 2. 1 – Стандартні електродні потенціали в водних розчинах при  $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$

Електрод	Електродна реакція	$\phi^0$ , В	Електрод	Електродна реакція	$\phi^0$ , В
$Li^+/Li$	$Li^+ + e^- = Li$	-3,045	$Sn^{2+}/Sn$	$Sn^{2+} + 2e^- = Sn$	-0,136
$Rb^+/Rb$	$Rb^+ + e^- = Rb$	-2,925	$Pb^{2+}/Pb$	$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	-0,126
$K^+/K$	$K^+ + e^- = K$	-2,925	$W^{3+}/W$	$W^{3+} + 3e^- = W$	-0,05
$Cs^+/Cs$	$Cs^+ + e^- = Cs$	-2,923	$Fe^{3+}/Fe$	$Fe^{3+} + 3e^- = Fe$	-0,036
$Ra^{2+}/Ra$	$Ra^{2+} + 2e^- = Ra$	-2,916	$H^+/H_2$	$H^+ + e^- = 1/2H_2$	<b>0,00</b>
$Ba^{2+}/Ba$	$Ba^{2+} + 2e^- = Ba$	-2,906	$Ge^{2+}/Ge$	$Ge^{2+} + 2e^- = Ge$	+0,01
$S_2^{2+}/S_2$	$S_2^{2+} + 2e^- = S_2$	-2,89	$Sb^{3+}/Sb$	$Sb^{3+} + 3e^- = Sb$	+0,20
$Ca^{2+}/Ca$	$Ca^{2+} + 2e^- = Ca$	-2,866	$Bi^{3+}/Bi$	$Bi^{3+} + 3e^- = Bi$	+0,23
$Na^+/Na$	$Na^+ + e^- = Na$	-2,714	$Re^{3+}/Re$	$Re^{3+} + 3e^- = Re$	+0,3
$La^{3+}/La$	$La^{3+} + 3e^- = La$	-2,522	$Cu^{2+}/Cu$	$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$	+0,337
$Mg^{2+}/Mg$	$Mg^{2+} + 2e^- = Mg$	-2,363	$O_2/OH^-$	$1/2O_2 + H_2O + 2e^- = 2OH^-$	+0,401
$Be^{2+}/Be$	$Be^{2+} + 2e^- = Be$	-1,847	$Te^{2+}/Te$	$Te^{2+} + 2e^- = Te$	+0,402
$Hf^{4+}/Hf$	$Hf^{4+} + 4e^- = Hf$	-1,700	$Ru^{2+}/Ru$	$Ru^{2+} + 2e^- = Ru$	+0,45
$Al^{3+}/Al$	$Al^{3+} + 3e^- = Al$	-1,662	$Cu^+/Cu$	$Cu^+ + e^- = Cu$	+0,521
$Ti^{2+}/Ti$	$Ti^{2+} + 2e^- = Ti$	-1,628	$I_2/I^-$	$1/2I_2 + e^- = I^-$	+0,535
$V^{2+}/V$	$V^{2+} + 2e^- = V$	-1,186	$Hg_2^{2+}/2Hg$	$Hg_2^{2+} + 2e^- = 2Hg$	+0,798
$Mn^{2+}/Mn$	$Mn^{2+} + 2e^- = Mn$	-1,180	$Ag^+/Ag$	$Ag^+ + e^- = Ag$	+0,799
$Cr^{2+}/Cr$	$Cr^{2+} + 2e^- = Cr$	-0,913	$Rh^{3+}/Rh$	$Rh^{3+} + 3e^- = Rh$	+0,8
$Zn^{2+}/Zn$	$Zn^{2+} + 2e^- = Zn$	-0,763	$Os^{2+}/Os$	$Os^{2+} + 2e^- = Os$	+0,85
$Cr^{3+}/Cr$	$Cr^{3+} + 3e^- = Cr$	-0,744	$Hg^{2+}/Hg$	$Hg^{2+} + 2e^- = Hg$	+0,854
$Ga^{3+}/Ga$	$Ga^{3+} + 3e^- = Ga$	-0,53	$Pd^{2+}/Pd$	$Pd^{2+} + 2e^- = Pd$	+0,987
$S^0/S^{2-}$	$S^0 + 2e^- = S^{2-}$	-0,51	$Br_2/Br^-$	$1/2Br_2 + e^- = Br^-$	+1,065
$Fe^{2+}/Fe$	$Fe^{2+} + 2e^- = Fe$	-0,440	$Pt^{2+}/Pt$	$Pt^{2+} + 2e^- = Pt$	+1,2
$Cd^{2+}/Cd$	$Cd^{2+} + 2e^- = Cd$	-0,403	$Cl_2/Cl^-$	$1/2Cl_2 + e^- = Cl^-$	+1,359
$Tl^+/Tl$	$Tl^+ + e^- = Tl$	-0,336	$Au^{3+}/Au$	$Au^{3+} + 3e^- = Au$	+1,498
$Co^{2+}/Co$	$Co^{2+} + 2e^- = Co$	-0,277	$Ir^{3+}/Ir$	$Ir^{3+} + 3e^- = Ir$	+1,15
$V^{3+}/V^{2+}$	$V^{3+} + e^- = V^{2+}$	-0,255	$Au^+/Au$	$Au^+ + e^- = Au$	+1,691
$Ni^{2+}/Ni$	$Ni^{2+} + 2e^- = Ni$	-0,250	$H_2/H^-$	$1/2H_2 + e^- = H^-$	+2,2
$Mo^{3+}/Mo$	$Mo^{3+} + 3e^- = Mo$	-0,20	$F_2/F^-$	$1/2F_2 + e^- = F^-$	+2,87

Максимальна різниця потенціалів електродів – напруга гальванічного елемента, – яка може бути отримана при роботі гальванічного елемента, називається **електрорушійною силою (ЕРС)** гальванічного елемента або напругою ( $\mathcal{E}$ ,  $\Delta\phi$ ).

Розглянемо **гальванічний елемент Данієля-Якобі**.

Електрична схема гальванічного елемента:

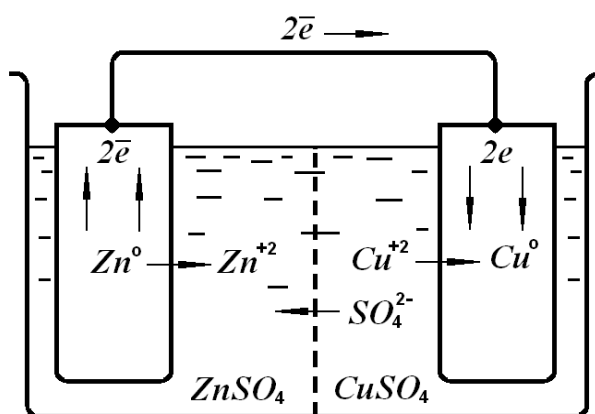
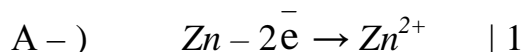
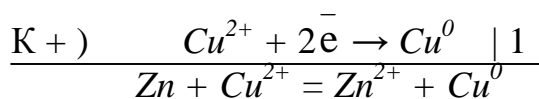


Рис.1 – Мідно-цинковий гальванічний елемент

Оскільки електродний потенціал цинку менший, то цинк більш активний метал та виступає в якості анода (А-), а мідь буде катодом. Анод окиснюється

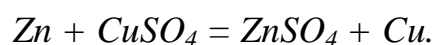


на катоді відновлюються йони  $Cu^{2+}$



йонне рівняння

молекулярне рівняння



Електрорушійна сила завжди позитивна величина

$$\mathcal{E} (\Delta\phi, EPC) = \varphi_{\text{катодного процесу}} - \varphi_{\text{анодного процесу}}$$

$$\mathcal{E} (\Delta\phi, EPC) = +0,34 \text{ В} - (-0,76 \text{ В}) = 1,1 \text{ В}.$$

Практична величина *ЕРС* завжди менша ніж теоретична. Причина цього – поляризація електродів.

**Напрямок окисно-відновних реакцій в гальванічних елементах** відбувається: від електрохімічної системи з більш високим потенціалом

(окисника) до електрохімічної системи з меншим потенціалом (відновника).

1. Окисником завжди є електрохімічна система з більш високим значенням електродного потенціалу.

2. Якщо значення потенціалів близькі, то напрямок ОВР визначається концентрацією речовин.

3. Якщо ОВР перебігає з участю  $H^+$ ,  $OH^-$ ,  $H_2O$ , то треба враховувати величину  $pH$  розчину.

4. В реакціях ОВР метали – відновники, йони металів – окисники.

В розведених, холодних, нестислих розчинах напрямок ОВР можна визначити за величиною стандартних електродних потенціалів. Якщо різниця  $\Delta\varphi > 0$ , то процес можливий в прямому напрямку, тобто  $\varphi_{\text{окисника}} > \varphi_{\text{відновника}}$ . При цьому *зміна вільної енергії Гіббса* в кожному гальванічному елементі визначається за формулою

$$\Delta G = -n \cdot \Delta\varphi \cdot F,$$

а *робота* гальванічного елемента становить

$$A = -\Delta G = n \cdot \Delta\varphi \cdot F,$$

де  $n$  – кількість електронів;

$F$  – стала Фарадея – 96484 Кл/моль;

## 2.2 Приклади розв'язання завдань

*Задача 1.*

*Визначити величину електродного потенціалу металу в розчині його солі:  $Cr/Cr(NO_3)_2$ ,  $C_M(Cr(NO_3)_2) = 0,05$  моль/дм<sup>3</sup>.*

*Розв'язок:*

Із таблиці стандартних електродних потенціалів знаходимо значення  $\varphi^0_{Cr/Cr^{2+}} = -0,91$  В.

За рівнянням Нернста

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg C$$

визначаємо потенціал хрому в 0,05 М розчині його солі:

$$\varphi = -0,91 + \frac{0,059}{2} \lg 0,05 = -0,91 + 0,0295 \cdot (-1,3) = -1,264 \text{ В}$$

Концентрацію солі  $C_M = 0,05$  моль/дм<sup>3</sup> переводимо в степений вигляд та визначаємо логарифм

$$C_M = 0,05 \text{ моль/дм}^3 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$$

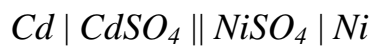
$$\lg 5 \cdot 10^{-2} = \lg 5 + \lg 10^{-2} = 0,7 + (-2) = -1,3$$

Відповідь: електродний потенціал хрому в 0,05 М розчині його солі становить  $\varphi_{Cr/Cr^{2+}} = -0,288 \text{ В}$ .

Задача 2.

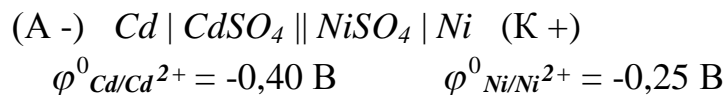
**В наведеній схемі гальванічного елемента визначити анод та катод; записати рівняння електродних процесів, визначити напругу ( $\mathcal{E}$  ( $\Delta\varphi$ )) елемента, величину його роботи.**

**Приклад.** Скласти рівняння процесів, що відбуваються при роботі Cd–Ni гальванічного елемента та визначити його напругу:



Розв'язок:

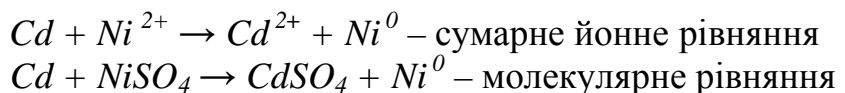
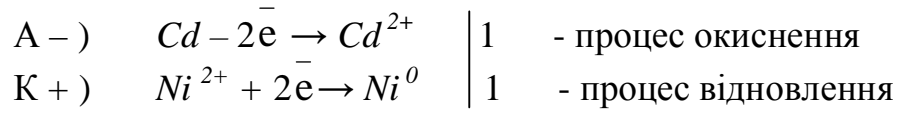
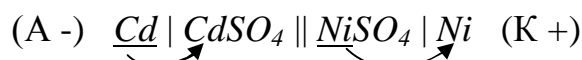
1. З таблиці стандартних електродних потенціалів (табл. 2.1) знаходимо стандартні потенціали Cd та Ni



та визначаємо анод – систему з найменшим потенціалом (Cd) та систему з найбільшим потенціалом – катод (Ni). Робимо ці позначки на схемі гальванічного елемента.

2. При роботі гальванічного елемента відбуваються наступні процеси:

Cd – анод, окиснюється – з основного стану перейде у розчин у вигляді йону  $Cd^{2+}$ ; на катоді – позитивний йон із розчину  $Ni^{2+}$  відновиться та перейде на металевий катод –  $Ni^0$ .



Напруга  $\mathcal{E}$  (EPC) завжди позитивна та визначається за формулою

$$\mathcal{E} (EPC) = \varphi_{\text{катодного процесу}} - \varphi_{\text{анодного процесу}}$$

$$\mathcal{E} = -0,25 - (-0,40) = 0,15 \text{ В.}$$

Зміну вільної енергії Гіббса визначаємо за формулою:

$$\Delta G = -n \cdot \Delta \varphi \cdot F$$

$$\Delta G = -2 \cdot 0,15 \cdot 96484 = -28945,2 \text{ Дж/моль} = -28,95 \text{ кДж/моль}$$

тобто процес самовільний (бо  $\Delta G < 0$ ).

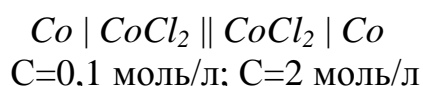
Робота гальванічного елемента становить

$$A = -\Delta G = 28,95 \text{ кДж/моль}$$

*Відповідь:*  $Cd$  – анод окиснюється, йони  $Ni^{2+}$  – відновлюються. Напруга  $Cd-Ni$  гальванічного елемента становить 0,15 В, робота гальванічного елемента дорівнює  $\approx 29$  кДж/моль.

*Задача 3.*

***В якому напрямку будуть перебігати електрони по зовнішньому колу в гальванічному елементі при нестандартних умовах***



***Визначити напругу цього елемента.***

*Розв'язок:*

1. Знаходимо з табл. 2.1 стандартний електродний потенціал  $Co - \varphi^0_{Co/Co^{2+}} = -0,28$  В.

2. За рівнянням Нернста визначаємо електродні потенціали за нестандартними умовами:

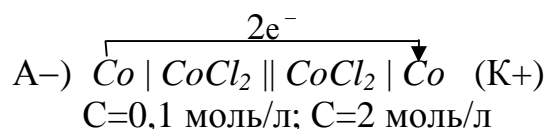
$$\varphi_1 = -0,28 + \frac{0,059}{2}(-1) = -0,28 + (-0,03) = -0,31 \text{ В.}$$

$$\lg 0,1 = \lg 10^{-1} = -1$$

$$\varphi_2 = -0,28 + \frac{0,059}{2}(+0,3) = -0,28 + 0,009 = -0,271 \text{ В.}$$

$$\lg 2 = 0,3$$

3. Система з меншим потенціалом ( $\varphi_1 = -0,31$  В;  $C = 10^{-1}$  М) стане анодом, а система з більшим потенціалом ( $\varphi_2 = -0,271$  В;  $C = 2$  М) стане катодом.



Електрони по зовнішньому колу перебігають від анода (А –) до катода (К +).

4. Напруга цього гальванічного елемента дорівнює

$$\Delta\varphi(\varepsilon, EPC) = \varphi_{\text{катодного процесу}} - \varphi_{\text{анодного процесу}}$$

$$\Delta\varphi(\varepsilon, EPC) = -0,271 - (-0,31) = 0,039 \text{ В}$$

Відповідь: електрони перебігають від *Co* зануреного в розчин солі з  $C_{Co^{2+}} = 0,1$  моль/л (А –) до *Co*, зануреного в розчин з  $C_{Co^{2+}} = 2$  моль/л (К +). Напруга елемента становить 0,039 В.

### 2.3 Запитання до самоконтролю

1. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перехід електронів
  - а)  $Zn(NO_3)_2 + Pb$ ;
  - б)  $AlCl_3 + Mg$ ;
  - в)  $AgNO_3 + Cu$ ;
  - г)  $FeSO_4 + Zn$ .
2. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перехід електронів
  - а)  $Pb(NO_3)_2 + Ag$ ;
  - б)  $H_2SO_4$  (розб) +  $Ni$ ;
  - в)  $HCl$  (розб) +  $Cu$ ;
  - г)  $Na_2SO_4 + Al$ .
3. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перехід електронів
  - а)  $Zn(NO_3)_2 + Cu$ ;
  - б)  $Zn(NO_3)_2 + Mg$ ;
  - в)  $CdSO_4 + Ti$ ;
  - г)  $Ni(NO_3)_2 + Fe$ .
4. Записати молекулярні та йонні рівняння можливих реакцій витиснення металів з їх солей іншими металами і вказати стрілками перехід електронів
  - а)  $Al_2(SO_4)_3 + Mn$ ;
  - б)  $HNO_3$  (розб) +  $V$ ;
  - в)  $ZnSO_4 + Ti$ ;
  - г)  $MoCl_3 + Cr$ .
5. Хімічно чистий цинк майже не реагує з хлороводневою кислотою. При доданні до кислоти нітрату плюмбуму ( $Pb(NO_3)_2$ ) відбувається енергійне виділення водню. Поясніть це явище. Запишіть рівняння реакцій.
6. Вказати, які метали (посилатися на  $\varphi^0$ ) витискають водень з води.
7. Вказати, які метали (посилатися на  $\varphi^0$ ) можуть витискати інші метали з розчинів їх солей.
8. Вказати, які метали (посилатися на  $\varphi^0$ ) витискають водень з кислот.
9. Які метали (посилатися на  $\varphi^0$ ) ніколи не витиснуть водень з води та кислот?
10. Який метал (посилатися на  $\varphi^0$ ) буде виступати в якості анода, а який – в якості катода?

## 2.4 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:**

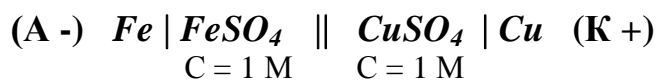
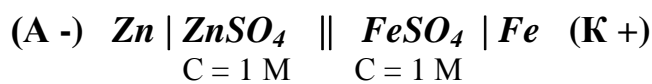
- експериментальне визначення напруги гальванічних елементів;
- визначення впливу мікрогальванопар на перебіг хімічних процесів;
- розрахунок зміни вільної енергії Гіббса та роботи гальванічних елементів.

**Устаткування та реактиви:** Амперметр, рН-метр; цинковий, залізний, мідний електроди; U-подібний електролітичний місток. Провідники для контакту. Хімічні стакани (50 мл). Розчини: сульфатної кислоти ( $H_2SO_4$ , 2 н) сульфату міді ( $CuSO_4$ , 1 М), сульфату заліза ( $FeSO_4$ , 1 М), сульфату цинка ( $ZnSO_4$ , 1 М; 0,01 М; 0,001 М).

### Порядок виконання роботи

Дослід 1. **Вимірювання напруги ( $\mathcal{E}$ ) гальванічних елементів.**

Зібрати гальванічні елементи за схемами:



Для цього в стакани з розчинами солей металів занурити платівки відповідних металів, замкнути на півелементи сольовим містком (електролітичним ключем) та приєднати електроди за допомогою провідників до клем рН-метра (чи амперметра). Записати значення електрорушійної сили ( $EPC$ ,  $\mathcal{E}$ ,  $\Delta\varphi$ ) після встановлення сталого значення напруги за шкалою приладу.

**Запис даних досліді.** Розрахувати теоретичні напруги гальванічних елементів та порівняти з даними досліді. Визначити відсоток похибки за формулою

$$\Pi = \frac{\Delta\varphi_{\text{теор}} - \Delta\varphi_{\text{експ}}}{\Delta\varphi_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

Розрахувати роботу  $A$  та зміну вільної енергії Гіббса  $\Delta G$  кожного гальванічного елемента за формулами:

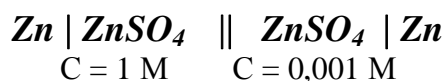
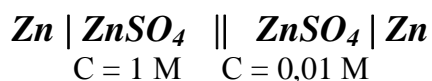
$$\Delta G = -n \cdot \Delta\varphi \cdot F,$$

$$A = n \cdot \Delta\varphi \cdot F.$$

Зробити висновок щодо металів, які треба брати для отримання найбільшої напруги гальванічних елементів.

Дослід 2. *Дослідження напруги концентраційних гальванічних елементів.*

Зібрати гальванічні елементи за схемами:



Для цього в склянки з розчинами різної концентрації сульфату цинку занурити платівки цинку, поєднав їх провідниками з гальванометром чи рН-метром. Чи спостерігається відхилення стрілки приладу?

**Запис даних дослід.** Розрахувати значення електродних потенціалів за таблицею стандартних електродних потенціалів та рівнянням Нернста. Визначити анод та катод та вказати їх на схемах гальванічних елементів. Визначити напруги ( $E_{PC}$ ,  $\varepsilon$ ,  $\Delta\varphi$ ) концентраційних гальванічних елементів. Вказати в якому напрямку будуть перебігати електрони по зовнішньому ланцюгу.

Дослід 3. *Вплив утворення мікрогальванічних елементів на перебіг хімічних реакцій.*

**а)** В дві пробірки внести по 5-6 крапель розчину 2 н  $H_2SO_4$ . В одну з пробірок додати краплю розчину  $CuSO_4$  (1 М). В обидві пробірки внести по 1 гранули цинку. Спостерігати інтенсивне виділення водню в пробірці, в яку було додано сульфат міді. Що з'явилось на поверхні цинку в присутності  $CuSO_4$ ? Пояснити різну інтенсивність виділення водню в двох пробірках, враховуючи, що цинк з міддю утворюють мікрогальванічний елемент – мікрогальванопару.

**Запис даних дослід.** Записати схему мікрогальванопари, вказати анод та катод. Записати процеси, що відбуваються на електродах та вказати напрям перебігу електронів в парі цинк-мідь.

**б)** Внести в пробірку 5-6 крапель 2 н  $H_2SO_4$  та гранулу цинку. Чи спостерігається виділення водню? Торкнутися цинку мідним дротом та спостерігати інтенсивне виділення водню. Зверніть увагу на якому металі виділяється водень. Витягніть мідний дріт з пробірки. Як змінилась інтенсивність виділення водню?

**Запис даних дослід.** Пояснити яку роль відіграє мідь в присутності якої водень виділяється інтенсивно, склавши схему мікрогальванопари. Запишіть процеси, що відбуваються на електродах.



## 2.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

1. В наведеній схемі гальванічного елемента визначити анод та катод, вказати напрямок перебігу електронів по зовнішньому колу. Відповідь обґрунтувати.
2. Скласти схеми двох гальванічних елементів з вказаним металом ..., де він був би анодом (А-) та катодом (К+). Записати рівняння електродних процесів, сумарне молекулярне рівняння, розрахувати напругу та роботу гальванічного елемента.
3. Для названого металу ... підібрати метал, в парі з яким він утворить гальванічний елемент з найбільшою напругою. Скласти схему гальванічного елемента, вказати анод та катод. Відповідь обґрунтувати.

<i>Варіант</i>	<i>Завдання</i>	<i>Варіант</i>	<i>Завдання</i>
1.	1. $Ti TiSO_4  FeSO_4 Fe$	9.	1. $Ni Ni(NO_3)_2  Ca(NO_3)_2 Ca$
	2. $Ni$ 3. $Cr$		2. $Cr$ 3. $Cd$
2.	1. $Be Be(NO_3)_2  Mo(NO_3)_3 Mo$	10.	1. $Cu CuSO_4  Cr_2(SO_4)_3 Cr$
	2. $V$ 3. $Bi$		2. $Pb$ 3. $Mg$
3.	1. $Ge Ge(NO_3)_2  Fe(NO_3)_2 Fe$	11.	1. $Zn ZnCl_2  NiCl_2 Ni$
	2. $Cr$ 3. $Al$		2. $Ga$ 3. $Ti$
4.	1. $Cu Cu(NO_3)_2  Pb(NO_3)_2 Pb$	12.	1. $Co Co(NO_3)_2  Cu(NO_3)_2 Cu$
	2. $Zn$ 3. $Mn$		2. $Ru$ 3. $Cr$
5.	1. $Fe Fe_2(SO_4)_3  CoSO_4 Co$	13.	1. $Sn SnSO_4  Al_2(SO_4)_3 Al$
	2. $Cd$ 3. $Be$		2. $Te$ 3. $Mn$
6.	1. $Mg MgCl_2  CdCl_2 Cd$	14.	1. $Tl TlNO_3  W(NO_3)_3 W$
	2. $Mn$ 3. $Cr$		2. $Cd$ 3. $V$
7.	1. $Al AlCl_3  GaCl_3 Ga$	15.	1. $La La(NO_3)_3  Ga(NO_3)_3 Ga$
	2. $Sb$ 3. $Ti$		2. $Sb$ 3. $W$
8.	1. $Cu Cu(NO_3)_2  Os(NO_3)_2 Os$	16.	1. $Hg Hg(NO_3)_2  Fe(NO_3)_3 Fe$
	2. $La$ 3. $Bi$		2. $Ag$ 3. $Sn$

### Лабораторна робота № 3 «ЕЛЕКТРОЛІЗ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ»

**Мета роботи:**

- експериментально дослідити:
- процеси електролізу розчинів солей;
- процеси електролітичного рафінування металу.

#### 3.1 Теоретичні положення

##### Сутність електролізу

При електролізі електричні форми руху матерії перетворюються в хімічні процеси.

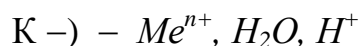
**Електроліз** – це сукупність процесів, які відбуваються при проходженні електричного струму крізь розплави або розчини електроліту.

Ці процеси відбуваються коли із зовнішнього джерела сталого струму надходить енергія.

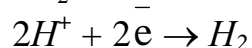
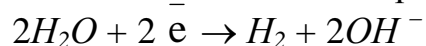
Електроліз складається з процесів спрямованого руху йонів та процесів окиснення на аноді та відновлення на катоді.

До негативного полюсу зовнішнього джерела току приєднується **катод (К -)**, а до позитивного полюсу – **анод (А +)**. Електроди занурюють в електроліт. Під час електролізу, як і в гальванічному елементі, на аноді відбувається процес окиснення, а на катоді – процес відновлення.

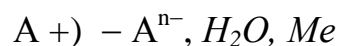
При включенні електричного струму йони починають рухатися: катіони – до негативного електрода – катода; аніони – до позитивного електрода – анода. На катоді накопичуються:



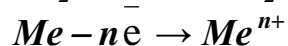
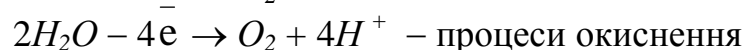
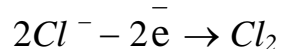
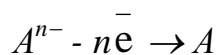
Надлишок електронів з катода надходить до катіонів розчину (розплави) електроліта. На катоді відбувається відновлення катіонів електроліту або води



На аноді накопичуються:



При досягненні аноду аніони віддають надлишок електронів аноду, відбувається процес окиснення



Аніони перетворюються в нейтральні атоми, молекули. Окиснення аніонів відбувається в тому випадку, коли матеріал електроду інертний – не взаємодіє з розчином (розплавом) електроліту, тобто **анод нерозчинний** (*C, Pt, Ir, Ta*).

Якщо анод виконано із іншого металу, то метал анода може окиснюватися, якщо його потенціал найменший серед йонів у анода. Електрони йдуть в зовнішній ланцюг, а катіони переходять в розчин (розплав) електроліту. Такий анод називають **розчинним анодом**.

У зв'язку з такою різницею в ході анодних процесів електроліз поділяють на два види: **електроліз з нерозчинними** електродами (анодами) та **електроліз з розчинними (окиснювальними) анодами**.

### **Послідовність електродних процесів**

Порядок розрядки йонів залежить від багатьох чинників: складу, концентрації і *pH* розчину; матеріалу електродів, стану їх поверхні; густини струму; перенапруги та ін. Але найголовніше він залежить від окисно-відновних потенціалів йонів.

**На катоді** в першу чергу відновлюються катіони, молекули, **потенціал яких найбільший**. Чим сильніший окиснювач, тим легше він відновлюється.

Якщо електролізу підлягають водні розчини, то треба враховувати величини потенціалів йонів водню або молекул води.

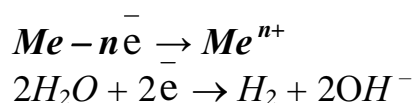
### **Відновний потенціал води**

$$\begin{aligned}\varphi_{2H_2O/H_2+2OH^-} &= -0,41 \text{ В} + \eta^0 && \text{при } pH = 7 \\ &= -0,83 \text{ В} + \eta^0 && \text{при } pH = 14\end{aligned}$$

де  $\eta^0$  – перенапруга на катоді внаслідок виділення  $H_2$ .

**На катоді** можливі три види реакцій при електролізі водних розчинів електролітів:

- 1) якщо потенціал металу  $\varphi_{Me} > 0$ , то його йони практично повністю відновлюються;
- 2) при  $\varphi_{Me} \geq -1$  В, йони відновлюються одночасно з йонами водню з води. Це метали середньої частини ряду напруги – *Zn, Cr, Fe, Cd, Ni* та ін.



3) якщо потенціал металу  $\varphi_{Me} \leq -1,66$  В (лужні, лужноземельні метали та алюміній включно), то його йони не відновлюються на катоді при електролізі водних розчинів, а відновлюються лише йони водню  $H^+$  води.

**На аноді** найлегше окиснюються ті йони, атоми чи молекули, **потенціал яких менший**. У водних розчинах електролітів треба враховувати можливість окиснення води.

### **Окисний потенціал води**

В нейтральному та кислому середовищі окисний потенціал води становить

$$\varphi_{2H_2O/O_2+4H^+} = +1,23 \text{ В} + \eta^0 \quad \text{при } pH = 0,$$

або 
$$\varphi_{2H_2O/O_2+4H^+} = +0,8 \text{ В} + \eta^0 \quad \text{при } pH = 7,$$

В лужному середовищі -

$$\varphi_{4OH^-/2H_2O+O_2} = +0,4 \text{ В} + \eta^0. \quad \text{при } pH = 14$$

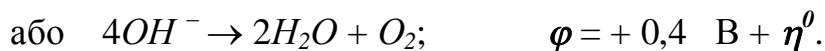
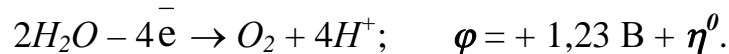
де  $\eta^0$  – перенапряга електрода, яка виникає внаслідок виділення  $O_2$ .

На **інертному (нерозчинному) аноді** в першу чергу окиснюються:

1) аніони безкиснево-місних кислот –  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $S^{2-}$   
 $\varphi = 1,36; 1,06; 0,54; -0,52$  В.

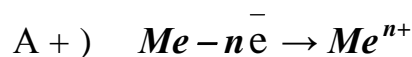
(крім  $HF$ , та фторид-йонів  $\varphi_{F_2/2F^-} = +2,88$  В)

2) окиснення води



3) оксигеномісні кислоти та їх аніони з водних розчинів електролітів не окиснюються, а окиснюються молекули води.

Коли **анод активний – металевий**, то в першу чергу буде окиснюватися сам анод, якщо його потенціал менший ніж у аніонів та води.



(див. окисний та відновний потенціали води).

## Закони електролізу

Співвідношення між кількістю речовини, яка виділилась на електродах, чи перейшла в електроліт, та кількістю електрики визначається законами Фарадея (1791 – 1867 рр.).

*Маса речовини, що виділилась під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь електроліт*

$$m = k \cdot Q,$$

де  $k = \frac{M_{екв}}{F}$  - електрохімічний еквівалент.

*Однакові кількості електрики під час електролізу хімічних сполук утворюють еквівалентні кількості речовин.*

**Наслідок:**

*Для утворення під час електролізу одного еквівалента будь-якої речовини необхідно витратити одну й ту саму кількість електрики.*

$$m = \frac{M_{екв} \cdot I \cdot t}{F}$$

або 
$$V = \frac{V_{екв} \cdot I \cdot t}{F}$$

де  $m$ ,  $V$  – маса (г) чи об'єм (л або  $\text{дм}^3$ ) речовини, що виділилась;

$I$  – сила струму (А);

$t$  – час в секундах чи годинах;

$F$  – стала Фарадея, яка становить  $F = 96484$  Кл(А·с)/моль, якщо  $t$  – с,

або  $F = 26,8$  А·год/моль ( $t$  – год.).

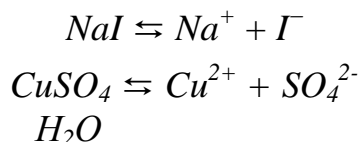
### 3.2 Приклади розв'язання завдань

Задача 1. **Визначити послідовність процесів, які відбуваються при електролізі суміші водних розчинів солей. Розрахувати напругу розкладу для кожної стадії процесу.**

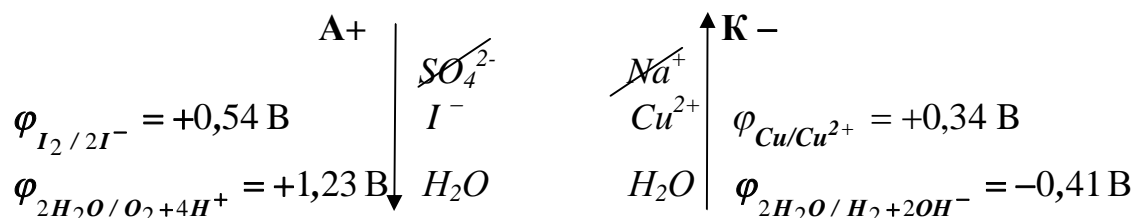
*Приклад.* Відбувся електроліз розчину суміші солей  $NaI$  та  $CuSO_4$ . визначити послідовність процесів та напругу розкладу сполук.

*Розв'язок.*

Записуємо дисоціацію сполук



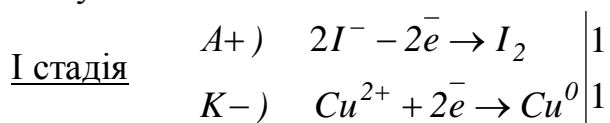
Вказуємо на схемі, які йони надходять до електродів та їх стандартні потенціали, а також потенціали води, бо йде електроліз водних розчинів



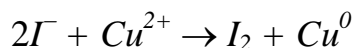
Спочатку на аноді окиснюються йони, молекули, стандартний потенціал яких найменший ( $\downarrow$ ), а на катоді відновлюються йони, молекули з найбільшим потенціалом ( $\uparrow$ ).

Спрощуємо схему електролізу водних розчинів солей за рахунок сульфат-йонів на аноді (окисненні аніони не окиснюються на аноді в присутності води) та катіонів натрію (катіони лужних, лужноземельних металів та алюмінію не відновлюються із розчинів).

Тому



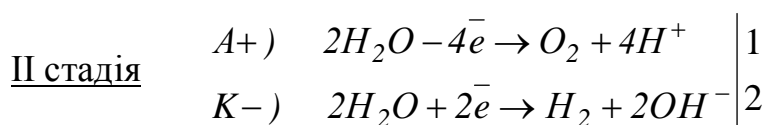
Сумарний процес:



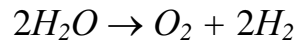
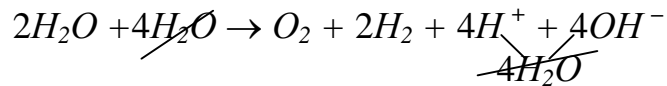
Розрахуємо напругу розкладу суміші солей

$$\mathcal{E} = \varphi_{\text{анодного пр.}} - \varphi_{\text{катодного пр}}$$

$$\mathcal{E} = 0,54 - (+0,34) = 0,20 \text{ В.}$$



Сумарне рівняння:



$$\mathcal{E} = \varphi_{\text{анодного пр.}} - \varphi_{\text{катодного пр.}} = 1,23 - (-0,41) = 1,64 \text{ В.}$$

Відповідь: Послідовність процесів така:

а) на аноді окиснюються йони, молекули, потенціал яких найменший: 1)  $2I^- \rightarrow I_2$ ; 2)  $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+$ ; 3) йони  $SO_4^{2-}$  окиснюватися із водних розчинів не будуть.

б) на катоді відновлюються йони, молекули, потенціал яких найбільший: 1)  $Cu^{2+} \rightarrow Cu^0$ ; 2)  $2H_2O \rightarrow H_2 + 2OH^-$ ;

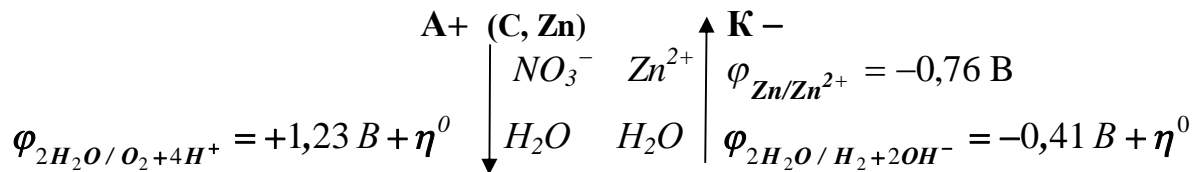
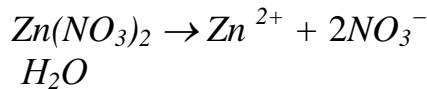
3) йони  $Na^+$  відновлюватися із водних розчинів не будуть.

Задача 2. **Визначити процеси, що відбуваються при електролізі на інертних та металевих електродах.**

Приклад. Скласти електронні рівняння процесів електролізу, що відбуваються при електролізі водного розчину нітрату цинку на

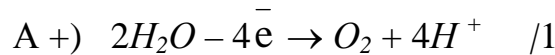
а) вугільному аноді; б) на цинковому аноді.

Розв'язок.

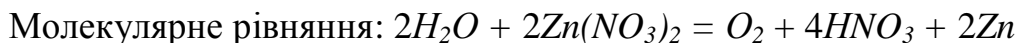
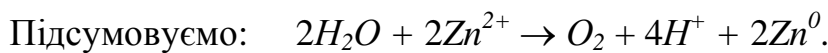
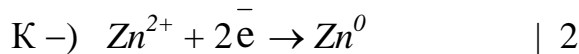


Оскільки кисневовмісні йони ( $NO_3^-$ ) на аноді не окиснюються, то

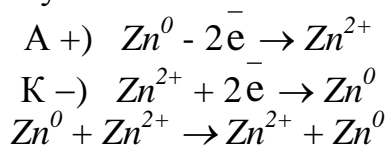
а) на **вугільному аноді**



На катоді відновлюється йон  $Zn^{2+}$ , оскільки його потенціал більший ніж у молекул води з перенапругою



б) на цинковому аноді слід враховувати потенціал  $Zn$ , який найменший ніж у води. Тому



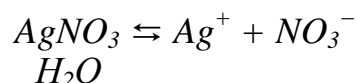
Відповідь: а) на інертному (вугільному) аноді йде окиснення води до кисню. На катоді відновлюється йон  $Zn^{2+}$ .

б) на цинковому аноді відбувається розчинення цинку (металу з домішками) й на катоді йде рафінування цього металу. Всі домішки з  $\varphi^0 > \varphi_{Zn}$  осідають в електролітичній ванні в вигляді шламу, що окупає витрати всього процесу.

**Задача 3. Визначити які речовини та в якій кількості виділяються на електродах при електролізі.**

*Приклад.* Визначити які речовини та в якій кількості виділяються на вугільних електродах при електролізі водного розчину нітрату срібла за 2,5 години при силі струму  $I = 6$  А.

*Розв'язок.*



**На аноді** А+)  $NO_3^-, H_2O$

$$\varphi_{2H_2O/O_2+4H^+} = +1,23 \text{ В} + \eta^0$$

На аноді окиснюються молекули води, оскільки оксигенвмісні йони  $NO_3^-$  не окиснюються з водних розчинів.



За законом Фарадея визначаємо об'єм та масу речовин.

На аноді:

а) об'єм кисню 
$$V_{O_2} = \frac{V_{екв} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{5,6 \cdot 6 \cdot 2,5}{26,8} = 3,13 \text{ л}$$

$$V_{екв}(O_2) = f_{екв} \cdot V_m = \frac{1}{4} \cdot 22,4 = 5,6 \text{ л/моль};$$

Якщо час беремо в годинах, то  $F = 26,8$  А·год/моль.

б) масу кисню 
$$m = \frac{M_{екв} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{8 \cdot 6 \cdot 2,5}{26,8} = 4,48 \text{ г}$$

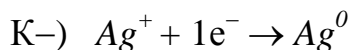
$$M_{екв}(O_2) = f_{екв} \cdot M = \frac{1}{4} \cdot 32 = 8 \text{ г/моль}$$



На катоді К-)  $Ag^+, H_2O$

$$\varphi_{Ag^0 / Ag^+} = +0,80 \text{ В} \quad \varphi_{2H_2O/H_2+2OH^-} = -0,41 \text{ В} + \eta^0$$

На катоді відновлюється йони з більшим стандартним електродним потенціалом –  $Ag^+$ .



Рахуємо масу срібла, яке виділилось за 2,5 години при силі струму  $I = 6 \text{ А}$ .

$$m = \frac{M_{екв} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{108 \cdot 6 \cdot 9000}{96500} = 60,5 \text{ г.}$$

При  $t = 2,5 \cdot 60 \cdot 60 = 9000 \text{ с}$ ;  $F = 96500 \text{ Кл (А}\cdot\text{с/моль)}$ .

$M_{екв}(Ag) = f_{екв} \cdot M = 1 \cdot 108 \text{ г/моль}$ .

*Відповідь:* на аноді виділилось 3,13 л кисню, а на катоді 60,5 г срібла.

### 3.3 Запитання до самоконтролю

1. Вказати послідовність процесів електролізу на металевих (розчинних) анодах.
2. До якого полюсу зовнішнього джерела струму приєднується анод?
3. Який знак мають електроди катод та анод, до якого полюса зовнішнього джерела струму вони приєднані?
4. На якому електроді зменшується значення  $pH$  при електролізі води?
5. Якщо відбувається електроліз солей лужних та лужноземельних металів, як зміниться значення  $pH$  на катоді?
6. За якими законами визначається кількість виділених речовин на електродах під час електролізу? Навести їх формулювання та формулювання наслідку з них.
7. Чому дорівнює стала Фарадея та як залежить її значення від виразу часу (вказати розмірність  $F$ )?
8. Що таке електрохімічний еквівалент та чому він дорівнює?
9. Вказати відновний потенціал води при різних значеннях  $pH$ . Записати відповідні процеси.
10. Вказати окисний потенціал води при різних значеннях  $pH$  з урахуванням перенапруги. Записати відповідний йому процес.
11. Вказати в якій послідовності відбуваються при електролізі електролітів процеси окиснення на аноді?
12. Вказати в якій послідовності відбуваються при електролізі електролітів процеси відновлення на катоді?

### 3.4 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

**Мета роботи:**

- експериментально дослідити;
- процеси електролізу розчинів солей;
- процеси електролітичного рафінування металу.

**Устаткування та реактиви:** Джерело сталого струму – батарея кишенькового електричного ліхтарика; електролізери. Вугільні електроди, мідні електроди – мідний дріт. Розчини: сульфат натрію (0,5 н  $Na_2SO_4$ ); сульфат нікелю (0,5 н  $NiSO_4$ ); сульфат міді (0,5 н  $CuSO_4$ ), розчин нейтрального лакмусу, фенолфталеїну; сірчана кислота (4 н  $H_2SO_4$ ); луг (15-20%).

**Розчин для нікелювання:** розчинити 50 г сульфату нікелю та 25 г хлориду амонію в 1л води.

#### **Порядок виконання роботи**

##### **Електроліз водних розчинів солей**

Досліди проводяться в електролізері – U-подібній склянці з розчином електроліту, в яку занурені два електроди. Електроди підключені до батарейки кишенькового ліхтаря – один до позитивного, інший до негативного полюсів сталого електричного струму.

##### **Дослід 1. Визначення полюсів джерела струму.**

Приєднати до кожного полюсу батарейки дріт. На скляну платівку покласти фільтрувальний папір та нанести на нього 3 краплі розчину сульфату натрію (хлориду натрію) та 1-2 краплі фенолфталеїну.

Вільними кінцівками дроту торкнутися до змоченого фільтрувального паперу на деякій відстані один від одного.

**Запис даних досліді.** Вказати у якого полюсу з'явилося малинове забарвлення. Пояснити явище, що спостерігається, записавши рівняння реакцій на електродах. Позначити полюса (катод – (К-) та анод – (А+)) батарейки.

##### **Дослід 2. Електроліз солей міді (нікелю) з графітовими та металевими електродами.**

**а)** Електролізер та електроди ретельно промити дистильованою водою. Налити в електролізер розчин сульфату міді та занурити в нього графітові електроди, що приєднані до джерела струму. Пропустити крізь розчин електричний струм. Через декілька хвилин припинити електроліз та відмітити, що на катоді з'явився червоний наліт міді.

Записати рівняння катодного та анодного процесів. Вказати який газ в невеликій кількості виділяється на аноді.

Поміняти місцями електроди в електролізері, внаслідок чого анод буде обмідненим. Знову пропустити електричний струм.

Що відбувається з міддю на аноді? Яка речовина виділяється на катоді? Записати рівняння катодного та анодного процесів, що перебігають при електролізі сульфату міді з мідним анодом.

б) Дослід повторити, використавши розчин сульфату нікеля.

Записати рівняння анодних та катодних процесів при електролізі сульфату нікеля з графітовими електродами та нікелевим анодом.

### Дослід 3. *Нікелювання мідної платівки.*

а) *Підготовка предметів до покриття їх металами.*

Механічна обробка. Тонку платівку міді (3-4 см на 1 см) з закріпленням на одній кінцівці мідним дротом ретельно очистити наждачним папером.

Обезжирювання. Очищену платівку занурити на 1-2 хв в стакан з 15-20 % розчином лугу, після чого промити її дистильованою водою, утримуючи за кінцівку з дротом. Не торкатися руками платівки, тому що жир, який залишиться на поверхні, не дозволить металу щільно пристати до предмета.

Травлення. Чисту платівку занурити на 1-2 хвилини в 4 н розчин сірчаної кислоти, щоб звільнити поверхню металу від оксидів. Знову промити платівку дистильованою водою та покласти на фільтрувальний папір.

б) *Нікелювання.* В маленький бюкс налити  $\frac{1}{2}$  об'єму виготовленого раніше електроліту для нікелювання та занурити в нього підготовлені платівки нікелю та міді. Приєднати їх до батарейки так, щоб мідь була катодом, а нікель – анодом.

Через декілька хвили спостерігати покриття нікелем тої частини мідної платівки, що занурена в електроліт. Записати рівняння катодного та анодного процесів.

### 3.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

1. Записати послідовність процесів, що відбуваються при електролізі суміші водних розчинів солей. Розрахувати напругу розкладу для кожної стадії процесу.
2. Вказати процеси, що відбуваються при електролізі на вугільному (а) та металевому (б) анодах при електролізі солі .... Визначити масу (об'єм) речовин, що виділилися при електролізі на електродах за 30 хвилин при силі струму  $I = 11$  А.

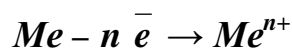
<i>Варіант</i>	<i>Завдання</i>	<i>Варіант</i>	<i>Завдання</i>
1.	1. $HCl, Cu(NO_3)_2$	9.	1. $Ni(NO_3)_2, CdBr_2$
	2. $Al_2(SO_4)_3$ ; а – С, б – Al		2. $BeCl_2$ ; а – С, б – Be
2.	1. $NaCl, ZnSO_4$	10.	1. $FeSO_4, MnCl_2$
	2. $CdCl_2$ ; а – С, б – Cd		2. $Co(NO_3)_2$ ; а – С, б – Co
3.	1. $AgNO_3, MgI_2$	11.	1. $MnSO_4, FeCl_3$
	2. $CoSO_4$ ; а – С, б – Co		2. $MoCl_3$ ; а – С, б – Mo
4.	1. $NiCl_2, FeSO_4$	12.	1. $CoSO_4, MgBr_2$
	2. $Zn(NO_3)_2$ , а – С, б – Zn		2. $Fe_2(SO_4)_3$ ; а – С, б – Fe
5.	1. $KCl, Pb(NO_3)_2$	13.	1. $CsCl, Zn(NO_3)_2$
	2. $CuBr_2$ ; а – С, б – Cu		2. $VBr_2$ ; а – С, б – V
6.	1. $Cr_2(SO_4)_3, WCl_3$	14.	1. $MnI_2, Ga(NO_3)_3$
	2. $Sn(NO_3)_2$ ; а – С, б – Sn		2. $MoCl_3$ ; а – С, б – Mo
7.	1. $ZnCl_2, Pb(NO_3)_2$	15.	1. $Zn(NO_3)_2, NiCl_2$
	2. $CoCl_2$ ; а – С, б – Co		2. $GeCl_2$ ; а – С, б – Ge
8.	1. $MgBr_2, Cd(NO_3)_2$	16.	1. $Ca(NO_3)_2, FeCl_3$
	2. $ZnSO_4$ ; а – С, б – Zn		2. $BiCl_3$ ; а – С, б – Bi

## Лабораторна робота №4 «КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ ТА МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД КОРОЗІЇ»

- Мета роботи:**
- спостерігати в лабораторних умовах процеси електрохімічної корозії металів;
  - застосувати методи захисту металів від корозійного руйнування;
  - за допомогою електрографічного методу аналізу визначити якість захисного покриття металів та виявити місцезнаходження недоліків в ньому.

### 4.1 Теоретичні положення

**Корозія** – це довільне руйнування металів під впливом хімічної, електрохімічної дії навколишнього середовища. Внаслідок корозії метали з вільного стану перетворюються в хімічнозв'язаний стан. При цьому метали окиснюються та відновлюються йони, молекули навколишнього середовища. Корозія – самовільний процес, який перебігає зі зменшенням енергії Гіббса,  $\Delta G < 0$ .



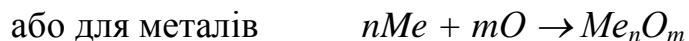
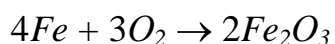
**За механізмом** перебігу корозійного процесу, який залежить від характеру зовнішнього середовища, з яким взаємодіє метал, розглядають: **хімічну, електрохімічну** корозію та **електрокорозію** – корозію під дією блукаючого струму, **біокорозію**.

**Хімічна корозія** характерна для середовищ, які не проводять електричний струм. Розрізняють **газову корозію** та **корозію в неелектролітах** – агресивних органічних рідинах (сірчиста нафта, бензин, мастильні матеріали, дизельне пальне тощо).

**Газова корозія** відбувається в газах та парах у відсутності вологи, при високотемпературній обробці металів, в двигунах внутрішнього згорання, в ракетних двигунах.

*При хімічній корозії відбуваються окисно-відновні реакції, в яких електрони металу безпосередньо перебігають до окисника (кисню, галогенам і т.і.) – складовим компонентам навколишнього середовища.*

*Основне рівняння газової корозії заліза*



Продуктами корозії є оксиди, гідроксиди, нерозчинні солі. Швидкість корозії залежить від характеру продуктів корозії.

**Електрохімічна корозія** спостерігається в агресивних середовищах, які проводять електричний струм (електролітах) тобто руйнуються метали при контакті з електролітами.

*Різновиди електрохімічної корозії:* контактна, атмосферна, ґрунтова.

**Електрохімічна корозія супроводжується переносом електронів з однієї ділянки металу на іншу. Електрони при корозії не виходять з корозійного металу.**

Електрохімічна корозія пояснюється виникненням багатьох гальванічних мікропар за рахунок різних домішок металів та неметалів.

**Умови, що сприяють електрохімічній корозії:**

- наявність окисника, електроліта;
- наявність контакту різнорідних металів;
- розчинність продуктів корозії;
- наявність активаторів корозії, температури, вологи, середовища з певним  $pH$ , випромінювання та ін.

При нерівномірній аерації відбувається різний доступ кисню до різних ділянок поверхні металу. Та ділянка, де кисню менше, стає анодом і окиснюється.

- 1) при контактній корозії окиснюється більш активний метал;
- 2) на катоді відновлюються молекули, йони навколишнього середовища;
- 3) менш активний метал піддається поляризації, тобто не окиснюється.
- 4) в кислому середовищі деполаризатором є йони водню  $H^+$ , а в нейтральному – розчинений у воді кисень.

**Корозія під дією блукаючого струму – електрокорозія** – виникає коли блукаючий електричний струм попадає до ґрунту при заземленні, роботі електротранспорту. Особливо енергійно при цьому руйнуються різні трубопроводи, кабелі, металеві конструкції. **Місто входження електричного струму – катодна ділянка, місто виходу його – анодна ділянка.** На анодній ділянці окиснюється метал, на катодній – в кислих ґрунтах відновлюються йони водню:



Піщані ґрунти заважають корозії, бо мають великий електричний опір.

**Біохімічна корозія, біокорозія** викликана життєдіяльністю різних мікроорганізмів, які споживають метал або виділяють продукти, які руйнують метал. Вона, звичайно, розвивається в ґрунтах, застійних водах, в деяких біоорганічних середовищах.

**Методи захисту від корозії.** Існують 2 групи методів:

- відділення шкідливих домішок (активаторів) з навколишнього середовища;
- ізолювання металів від впливу навколишнього середовища.

Перша група методів застосовується до обмеженого простору.

Сюди можна віднести і зміну властивостей середовища шляхом додання *уповільнювачів – інгібіторів* корозії.

В якості інгібіторів можна використовувати різні неорганічні та органічні сполуки: хромати, нітрати, уротропін, формалін, амінополікарбонові кислоти тощо.

До другої групи належать методи ізолювання металів від навколишнього середовища. Це нанесення різного покриття на метали:

- неметалевого – лаків, емалей, фарб, резини, полімерних плівок, епоксидних смол;
- захисних плівок: оксидних, нітридних, фосфатних.
- легірування – отримання корозійностійких сплавів при введенні у сталь легіруючих елементів – *Cr, Mo, Ti, Ni*. Наприклад, неіржавіюча сталь містить: *Cr* – 18%, *Ni* – 8%.
- нанесення металевого покриття: з металів, які мають захисну оксидну плівку – *Al, Zn, Cr, Ni, Sn* або хімічно пасивних – *Cu, Ag, Au, Pt*.
- електрохімічний захист полягає в тому, що конструкція, яку захищають, підключається до катоду зовнішнього джерела струму і вона стає катодом. Анодом стає металевий брухт, який піддається корозії та захищає споруду. Електрохімічний захист застосовується для металевих конструкцій у воді, ґрунтах.

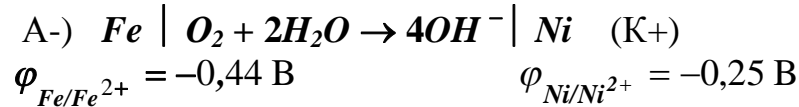
## 4.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1.

Скласти електронні рівняння анодного та катодного процесів при атмосферній корозії, якщо існує контакт двох металів Fe – Ni.

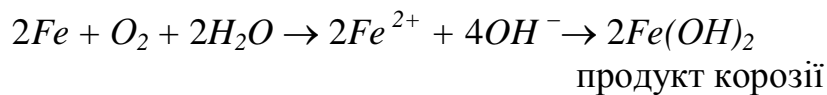
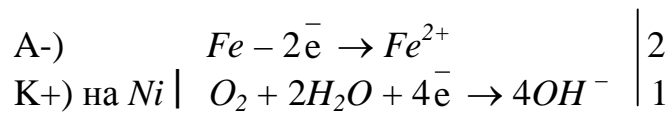
Розв'язок.

При атмосферній корозії окисник кисень, тому можна записати схему гальванічного елементу, який виникає при контакті металів



Випишемо стандартні електродні потенціали металів та визначаємо анод (менша величина) та катод.

Записуємо електродні процеси



Відповідь.

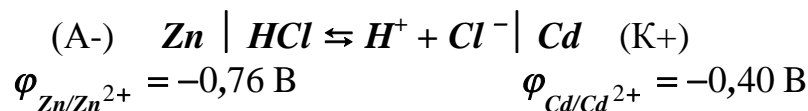
На нікелі відбувається киснева деполяризація, тобто він не окиснюється, а окиснюється метал на аноді – Fe.

Приклад 2.

У розчин хлороводневої кислоти занурена пара металів Zn – Cd. Вказати, який метал є анодом та скласти рівняння процесів, які відбуваються на електродах.

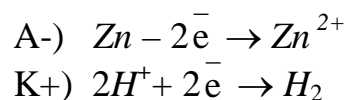
Розв'язок.

Записуємо схему гальванічного елементу, який виникає при контактній корозії:

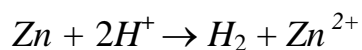


Випишемо значення електродних потенціалів та визначаємо анод (Zn) та катод (Cd).

Записуємо електродні процеси:







Молекулярне рівняння:  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$

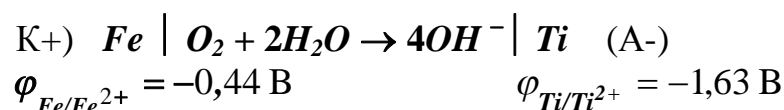
*Відповідь:* на аноді окиснюється більш активний метал – *Zn*, на кадмії відбувається воднева поляризація і він не окиснюється, а окиснюються йони водню хлороводневої кислоти.

*Приклад 3.*

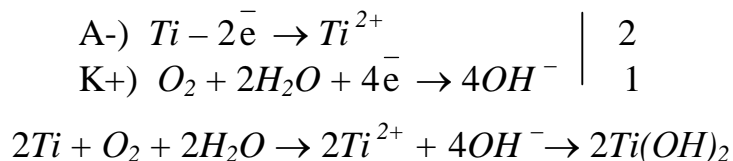
За допомогою електронних рівнянь **пояснити сутність протекторного захисту** та з'ясувати, **який метал** в парі залізо-титан **буде протектором**.

*Розв'язок:*

Записуємо схему гальванічного елемента, яка виникає при контакті заліза з титаном:



Знаходимо електродні потенціали металів та визначаємо анод (*Ti*) та катод (*Fe*). Записуємо електродні процеси:



*Відповідь:* Залізо вкрито титаном, більш активним металом. Анод (*Ti*) окиснюється – руйнується. Це анодне покриття, яке захищає основний метал (*Fe*), зветься **протекторним**, а *Ti* є **протектором**.

### 4.3 Запитання до самоконтролю

1. Що таке корозія металів? Які види корозії ви знаєте?
2. Як буде перебігати в кислому середовищі корозія заліза: **а)** вкритого міддю; **б)** покритого марганцем (у випадку порушення цілісності покриття?). Відповідь обґрунтуйте.
3. В якому випадку корозія відбудеться швидше: у випадку оцинкованого заліза чи заліза, вкритого оловом? Навести схему роботи корозійних мікрогальванопар.
4. Які існують методи захисту металів від корозії?
5. Які хімічні способи захисту металів від корозії вам відомі?
6. Які процеси називаються оксидуванням? Навести приклади.
7. Який процес називається протекторним захистом? Навести приклади.
8. Які покриття називаються катодними?, анодним? Навести приклади.
9. Який процес зветься нітруванням?, фосфатуванням?
10. Як за допомогою електрографічного аналізу виявити якість захисного покриття металів від корозії?
11. В чому полягає сутність застосування інгібіторів? Які речовини використовують в якості інгібіторів?
12. Які речовини належать до активаторів корозії?
13. Скласти схеми корозійного гальванічного елемента, утвореного залізом в контакт з міддю: а) в кислому середовищі; б) у вологому повітрі; в) в розчині солі міді. Записати рівняння реакцій, що перебігають на анодній та катодній ділянках елемента?
14. Скласти схеми двох корозійних гальванічних елементів, в яких *Cd* був би катодом (анодом). Навести приклади та пояснити сутність анодного та катодного захисту металів від корозії.
15. Який метал в парі *Fe – Ni* буде розчинятися в розбавленій оцтовій кислоті? На якому металі виділяється водень?
16. В контакт з цинком чи залізом корозія магнію буде відбуватися сильніше. Навести схему процесу корозії.

#### 4.4 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

- Мета роботи:**
- спостерігати в лабораторних умовах процеси електрохімічної корозії металів;
  - застосувати методи захисту металів від корозійного руйнування;
  - за допомогою електрографічного методу аналізу визначити якість захисного покриття металів та виявити місцезнаходження недоліків в ньому.

**Прибори та реактиви:** Електрограф; мідний, залізний та алюмінієвий дроти. Цинк (платівка, гранули); олово (гранули); свинець (платівки); алюміній (платівки); оцинковане залізо (платівка); луджене залізо (платівка); сталеві гвіздки. Наждачний папір, фільтрувальний папір.

**Розчини:**  $\alpha$ -диметилглюксима (1 %) в оцтовій кислоті; ацетату натрію  $CH_3COONa$  (0,5 н); сірководнева вода (0,1 н); сульфату кадмію  $CdSO_4$  (0,5 н); гексаціаноферату (III) калію  $K_3[Fe(CN)_6]$ ; сірчаної кислоти  $H_2SO_4$  (0,2 н, 2 н, 10 %); оцтової кислоти  $CH_3COOH$  (10 %); нітрату ртуті (II)  $Hg(NO_3)_2$  (0,5 н); сульфату міді  $CuSO_4$  (0,5 н); формальдегіду (10 %); хлоридної кислоти  $HCl$  (2 н); уротропіну (40 %); йодиду калію  $KI$  (0,5 н); гідроксиду натрію  $NaOH$  (10 %).

##### 4.4.1 Утворення гальванічних пар

###### Дослід 1. Корозія оцинкованого та лудженого заліза.

В 2 пробірки налити на  $\frac{1}{2}$  об'єму дистильованої води та додати по 2-3 краплі розчину 2 н сульфатної кислоти  $H_2SO_4$  та гексаціаноферату (III) калія  $K_3[Fe(CN)_6]$ , який є чутливим реагентом на йони заліза (II), що утворює в їх присутності сполуку синього забарвлення «турнбулеву синь» -  $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ .

Два залізних дрота зачистити наждачним папером. Одним дротом щільно обмотати гранулу цинка, іншою – гранулу олова. Опустити їх в пробірки з підготовленими розчинами.

Через декілька хвилин спостерігати сине забарвлення розчину, в який занурено залізний дріт з оловом. Пояснити появу йонів  $Fe^{2+}$  в розчині. Чому в розчині заліза з цинком забарвлення відсутнє?

**Запис даних дослідів.** Записати схему утворених гальванічних елементів при корозії оцинкованого та лудженого заліза, визначити анод та катод, записати процеси, що відбуваються на електродах. В якому випадку при місцевому руйнуванні захисного покриття буде відбуватися іржавіння заліза під залишеним незмінним захисним шаром?

В якому випадку буде руйнуватися захисне покриття при відносній незмінності залізного виробу?

#### 4.4.2 Застосування інгібіторів

##### Дослід 2. Дія інгібіторів на корозію цинку.

В 2 пробірки внести по 5-7 крапель 2 н розчину хлоридної (соляної) кислоти  $HCl$  та по гранулі цинку. Коли виділення водню стане достатньо інтенсивним (якщо треба, то підігріти пробірки), додати в одну з пробірок 2-3 мл формальдегіду (чи уротропіну). Відзначити як змінилась інтенсивність виділення водню.

##### Дослід 3. Дія інгібітору на корозію заліза.

В 3 пробірки внести по 5-7 крапель 0,2 н хлоридної кислоти  $HCl$  та по одній краплі розчину гексаціаноферату (III) заліза  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Взяти 3 залізних гвіздка, два з яких протравлені попередньо хлоридною кислотою, а третій – вкритий іржею. В першу пробірку додати мікрошпатель сухого уротропіну (2-3 мл 40 % розчину) чи 2-3 мл формальдегіду.

Чисті залізні гвіздки занурити в першу та другу пробірки, а вкритий іржею – в 3 пробірку.

Відмітити час та інтенсивність синього забарвлення в кожній пробірці. Чому вони різні? Яку роль відіграє формальдегід (уротропін) та іржа?

#### 4.4.3 Протекторний захист

##### Дослід 4. Протекторний захист.

В дві пробірки з розбавленою оцтовою кислотою  $CH_3COOH$  (10 %) додати декілька крапель 0,5 н розчину йодиду калію  $KI$ .

В першу пробірку опустити платівку цинку та свинцю в контакті одна з одною. В іншу пробірку занурити тільки свинець. Іодид-йони  $I^-$  відіграють роль індикатора на йони  $Pb^{2+}$ , утворюючи з ними малорозчинну сполуку  $PbI_2$  жовтого кольору.

В якому випадку швидше утворюється  $PbI_2$ . Скласти схему корозійної гальванопари та вказати процеси, що відбуваються при корозії пари  $Pb - Zn$ . Який метал відіграє роль протектора?

#### 4.4.4 Пасивація металів та роль захисних плівок в процесі корозії

##### Дослід 5. Пасивація заліза.

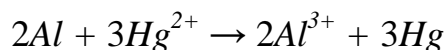
Зачистити наждачним папером 2 сталі гвіздка. Один гвіздок пасивувати, зануривши його в пробірку з концентрованим розчином нітратної кислоти. Дістати, ополоснути водою та знов занурити в нітратну кислоту. Промити пасивований гвіздок та опустити його в пробірку з розведеним розчином сірчаної кислоти. Для порівняння інший необроблений гвіздок опустити також в розчин розведеної сірчаної кислоти  $H_2SO_4$ .

На якому зразку швидше виділяється водень? Яку роль відіграє оксидна плівка, що утворилася на поверхні металу при обробці концентрованою нітратною кислотою, по відношенню до корозії. Записати рівняння реакції пасивації заліза нітратною кислотою.

#### Дослід 6. *Дослідження хімічної активності алюмінію після видалення захисної оксидної плівки.*

Алюміній виявляє високу хімічну активність ( $\varphi_{Al/Al^{3+}} = -1,66 \text{ В}$ ) після видалення з його поверхні щільної захисної оксидної плівки.

Для цього алюмінієвий дріт треба занурити в розчин лугу, промити водою та осушити фільтрувальним папером. Потім занурити його на 1 хвилину в розчин солі ртуті (II) і знову промити дріт водою. При цьому відбувається реакція:



та на поверхні алюмінію утворюється амальгама – його розчин в металевій ртуті. На амальгированому алюмінії оксидна плівка не тримається і поверхня металу на повітрі швидко вкривається пластівцями. Фільтрувальним папером зняти пластівці та занурити дріт в пробірку з водою. Записати рівняння відповідних реакції. Прискорюючий вплив на корозію алюмінію виявляє також виникаюча корозійна гальванопара  $Al - Hg$ . Записати схему корозійної гальванопари та процеси, що при цьому відбуваються.

#### Дослід 7. *Термічне оксидування сталі – вороніння.*

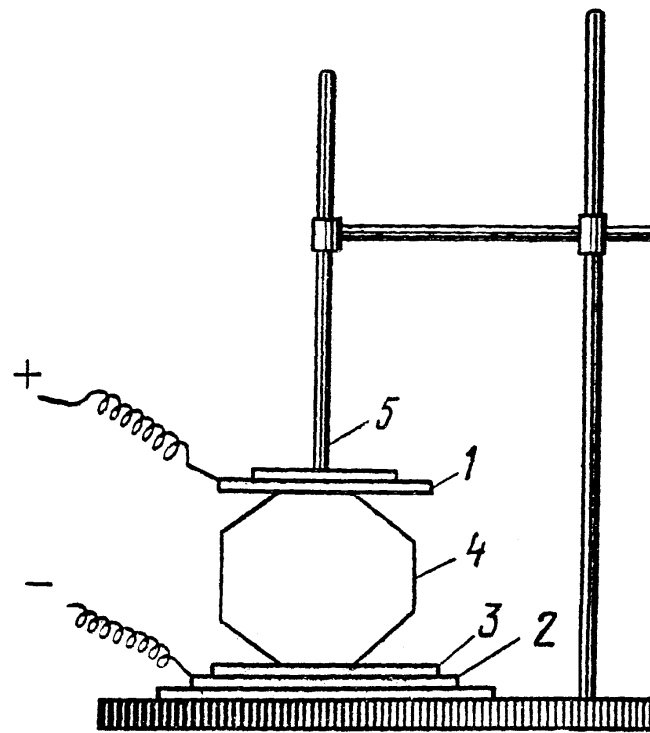
Зачистити наждачним папером 2 сталевих дрота (гвіздка). Провести термічне оксидування одного з них, для цього нагріти його до появи кольорів побіжалості, тобто до появи оксидних плівок, які внаслідок різної товщини викликають інтерференцію світла і тому забарвлюються в різні кольори.

Нанести по краплі розчину сульфату міді на оксидований та не оксидований зразки. За швидкістю появи темної плями міді на зразках оцінити захисні властивості утвореної плівки.

### **4.4.5 Електрографічний аналіз**

Сутність електрографічного аналізу – це анодне розчинення сплавів з послідовним визначенням їх компонентів. Дослідження проводяться на електрографі (рис. 2). На нерухомий алюмінієвий катод 2 кладуть звернутий в 3-4 рази фільтрувальний папір, насичений розчином реактиву на йон, що визначають. Анодом слугує свинцева платівка 1, що прикріплена до пересувного пресу 5, який щільно сполучається з досліджуваним зразком 4. Поверхня зразку добре відполірована та щільно

прилягає до фільтрувального паперу на алюмінієвому катоді. Через електрограф на протязі деяких секунд пропускають сталий електричний струм напругою 6-9 В. При проходженні струму крізь зразок відбувається анодне розчинення металів, які переходять в вигляді йонів на попередньо змочений відповідним електролітом фільтрувальний папір. На папері відбувається хімічна реакція і за появою забарвлених плям можна судити про присутність в зразку тих чи інших елементів.



**Рис. 2 – Схема електрографу:**

1 – анод; 2 – катод; 3 – фільтрувальний папір;  
4 – досліджуваний зразок сплаву; 5 – пересувний прес.

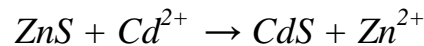
#### Дослід 8. **Контроль якості оцинкованого заліза.**

До очищеної поверхні оцинкованого заліза прижати фільтрувальний папір, змочений розчином гексаціаноферату (III) калію –  $K_3[Fe(CN)_6]$ . При наявності в оцинкованому покритті пор чи тріщин в процесі електролізу відбувається анодне розчинення не тільки цинку, але й заліза. Останнє перейде на фільтрувальний папір у вигляді йонів  $Fe^{2+}$ , що утворюють з  $K_3[Fe(CN)_6]$  сині крапки та штрихи турнбулевої сині -  $Fe_3[Fe(CN)_6]$  – гексаціаноферату (III) заліза (II).

Електрографічний метод дозволяє не тільки виявити тріщини та пори в покритті, але також отримати відбиток, який дає уявлення про їх місцезнаходження.

### Дослід 9. *Відкриття цинку в сплаві.*

Фільтрувальний папір насичують розчином ацетату натрію  $CH_3COONa$  та після електролізу наносять на нього свіжевиготовлений розчин сірководню  $H_2S$ . Через 2-3 хвилини на утворений білий осад  $ZnS$  нанести 3-4 краплі дистильованої води для промивки  $ZnS$  та відділення надлишку  $H_2S$  від осаду. Після цього нанести на осад сульфиду цинку 1-2 краплі сульфату кадмію  $CdSO_4$ . Поява жовтої плями відповідно до реакції



побічно (непрямо) свідчить про присутність цинку в сплаві.

### Дослід 10. *Відкриття нікелю в сплаві.*

Фільтрувальний папір насичують розчином  $\alpha$ -диметилгліоксиму (1%) в розведеної оцтової кислоті (10 %). Зразок сталі щільно затискають між електродами електрографу та пропускають струм напругою 6-9 В. протягом 2-3 секунд та густиною 0,1-0,2 А/см<sup>2</sup>. Після виключення струму за появою червоної плями на папері роблять висновок про присутність нікелю в сплаві та місцезнаходження тріщин чи пір в досліджуваному зразку сталі.

#### 4.5 Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

1. Для запобігання корозії металу – ... його поверхня вкрита .... Визначити тип захисту від корозії. Записати рівняння корозії в кислому та нейтральному середовищі.

##### Варіант

1.  $Cd - Fe$
2.  $Cr - Fe$
3.  $Fe - Mn$
4.  $Zn - Fe$
5.  $Al - Mo$

##### Варіант

6.  $Ag - Fe$
7.  $Fe - Mg$
8.  $Fe - Co$
9.  $Cd - Zn$
10.  $Mn - Cd$

##### Варіант

11.  $Sn - Fe$
12.  $Fe - Au$
13.  $Al - Fe$
14.  $Cd - Co$
15.  $W - Fe$

2. При контакті основного  $Me-...$  з наведеними далі ... визначити, в якому випадку швидкість корозії більш інтенсивна.

##### Варіант

1.  $Al$  з  $Zn, Sn, Cu$
2.  $Mn$  з  $V, Sn, Bi$
3.  $Ti$  з  $Zn, Co, Cu$
4.  $Be$  з  $Cd, Sn, Cu$
5.  $Zn$  з  $Cd, Fe, Ag$

##### Варіант

6.  $Ni$  з  $Bi, Cu, Cd$
7.  $Fe$  з  $Mo, Cd, Cu$
8.  $Sn$  з  $Fe, Ni, Ag$
9.  $Cu$  з  $Ni, Hg, Au$
10.  $Fe$  з  $Bi, W, Co$

##### Варіант

11.  $Pb$  з  $Ni, Sb, Hg$
12.  $Cr$  з  $Fe, Sn, V$
13.  $Mo$  з  $Cd, Bi, Hg$
14.  $Ti$  з  $Cu, Cd, Pb$
15.  $Mn$  з  $Fe, Zn, Cr$

3. У повітрі на метали утворюються оксидні плівки. Плівки яких металів здатні захистити метал від корозії, а які руйнують метал.

##### Варіант

1.  $Al, Cd, Cu, Co, Fe$
2.  $Pb, Mg, Fe, Mo, Cr$
3.  $Li, Pt, Bi, Ni, Zn$
4.  $Be, Na, W, Pb, Fe$
5.  $Co, Tl, Hg, Zn, Au$

##### Варіант

6.  $Na, Mn, Cr, Sn, Ag$
7.  $Pb, Fe, Co, Cr, V$
8.  $Ni, Fe, Mn, V, Au$
9.  $Ti, Mo, Mg, Al, Co$
10.  $Ni, Zn, Pd, Mn, Fe$

##### Варіант

11.  $Cu, Zn, Pt, Sb, K$
12.  $Co, W, Pb, Al, Na$
13.  $Ag, Cu, Fe, Co, Cr$
14.  $Co, Sn, W, Zn, Ti$
15.  $Au, Co, Cu, Mn, Zn$



### III КОЛОЇДНО-ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ

#### Лабораторна робота № 5 «ВИГОТОВЛЕННЯ ЗОЛЕЙ ТА ЇХ КОАГУЛЯЦІЯ»

- Мета роботи:**
- засвоїти методи отримання золей шляхом конденсації та диспергування;
  - визначити знак заряду колоїдних частинок методом капілярного та крапельного аналізу;
  - вивчити вплив різних чинників на коагуляцію золей.

#### 5.1 Теоретичні положення

**Дисперсною** (від лат. – *disperses*) називають систему, у якій дрібні частинки однієї або кількох речовин (дисперсної фази) рівномірно розподілені між частинками іншої (дисперсійного середовища). Подрібнення речовини називають **диспергуванням**.

Систему, в якій частинки диспергованої речовини мають розмір більший за  $1 \cdot 10^{-9}$  м і складають окрему фазу щодо дисперсійного середовища, називають **гетерогенною**. Саме **гетерогенність** (багатофазовість) є однією із характерних ознак дисперсних систем.

Загальною ознакою будь-якої дисперсної системи є ступінь подрібнення частинок дисперсної фази або **ступінь дисперсності**.

**Дисперсність** ( $D$ ) – це величина, обернена розміру частинки диспергованої речовини ( $d$  або  $l$ ):

$$D = \frac{1}{d}, \quad D = \frac{1}{l} \quad (1)$$

де  $d$  – діаметр частинки сферичної форми,

$l$  – довжина ребра частинки кубічної форми.

Отже, чим менший розмір частинок, тим більша дисперсність системи.

**Колоїдний розчин (золь)** – це ультрамікрогетерогенна система, у якій дисперсійним середовищем є рідина, а дисперсною фазою – тверді частинки розміром  $10^{-7}$  -  $10^{-9}$  м.

Умовами утворення колоїдних розчинів є:

- а) мала розчинність речовини дисперсної фази у дисперсійному середовищі;
- б) відповідний ступінь дисперсності речовини ( $d = 10^{-7}$  -  $10^{-9}$  м);
- в) наявність стабілізатора, який надає частинкам дисперсної фази однойменного заряду, що перешкоджає їх об'єднанню (агрегації).

Колоїдні розчини за ступенем дисперсності займають проміжне місце між грубодисперсними системами та молекулярно-йонними системами (істинними розчинами). Тому золі можна одержати або шляхом

подрібнення відносно великих частинок до колоїдних розмірів, або внаслідок об'єднання окремих молекул чи атомів розчиненої речовини істинних розчинів. Відповідно до цього методи одержання колоїдно-дисперсних систем поділяють на диспергаційні та конденсаційні:



**Рис. 3 – Диспергаційні та конденсаційні методи одержання колоїдних розчинів:**

*1- речовина; 2 - частинки грубої суспензії; 3 - міцели (колоїдний розчин); 4 - мікрочастинки молекули та йони (істинний розчин)*

В окрему групу виділено метод одержання колоїдних розчинів за допомогою пептизації.

**Конденсаційні методи.** Ця група методів вигідна з енергетичної точки зору, адже укрупнення мікрочастинок шляхом об'єднання атомів або молекул під дією ван-дер-ваальсових сил відбувається без витрати енергії ззовні.

Конденсаційні методи одержання колоїдних систем поділяють на фізичні та хімічні.

**Методи фізичної конденсації** ґрунтуються тільки на фізичних явищах, без перебігу хімічних реакцій (конденсація пари, заміна розчинника тощо).

- **Конденсація пари.** Наочним прикладом одержання золів шляхом конденсації пари є утворення аерозолів – туману, диму. Із зниженням температури тиск пари стає дещо більшим за рівноважний тиск над рідиною (або твердим тілом), в результаті чого у газовій фазі утворюються краплинки рідини (туман) або тверді частинки (дим).

*Ліозолі* одержують під час одночасної конденсації пари речовин, що утворюють дисперсну фазу і дисперсійне середовище.

- **Метод заміни розчинника** ґрунтується на заміні середовища, що відбувається при додаванні невеликої кількості істинного розчину речовини до розчинника, в якому ця речовина нерозчинна або малорозчинна, але обидва розчинника необмежено змішуються. Якщо невеликий об'єм розчину сірки в етанолі (істинний розчин) влити у воду, то одержаний водно-спиртовий розчин стане пересиченим, що призведе до агрегації молекул сірки з утворенням злегка каламутного золю.

**Методи хімічної конденсації.** В основі цих методів лежать хімічні реакції, що супроводжуються утворенням малорозчинних речовин. З цією метою використовують різні типи реакцій: подвійного обміну, відновлення, окиснення, гідролізу тощо. Вискодисперсні системи одержують при додаванні до розведеного розчину одного реактиву невеликої кількості концентрованого розчину іншого реактиву. Останній відіграє роль стабілізатора колоїдної системи.

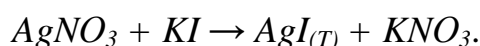
Щоб одержати золь, необхідно виконати три умови:

- дисперсна фаза має бути нерозчинною у дисперсійному середовищі;
- у системі має бути стабілізатор, який надає їй стійкості;
- частинки дисперсної фази мають колоїдний ступінь дисперсності ( $d = 10^{-7} - 10^{-9}$  м).

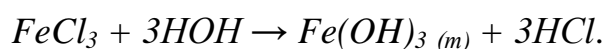
При одержанні золів методом хімічної конденсації *стабілізатором* є одна з *реагуючих речовин*, що взята в надлишку, або ним може бути електроліт, що утворюється внаслідок перебігу паралельної реакції.

- **Реакції подвійного обміну** дають змогу одержати золі малорозчинних сполук: сульфатів, карбонатів, сульфідів, фосфатів багатьох металів, галогенідів аргентуму, силікатної кислоти тощо.

*Одержання золю аргентум йодиду.* При змішуванні розведених розчинів аргентум нітрату та калій йодиду за умови, що один із реактивів є у надлишку, аргентум йодид не випаде в осад, а утворюється злегка каламутний колоїдний розчин.



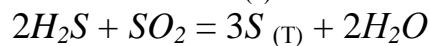
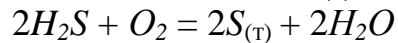
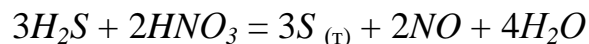
- **Реакцією гідролізу** одержують золі гідроксидів феруму (III), алюмінію, хрому (III), купрум, цинку тощо. З цією метою розчин солі відповідного металу доливають до киплячої води. Наприклад, у гарячій воді гідроліз  $FeCl_3$  відбувається до кінця:



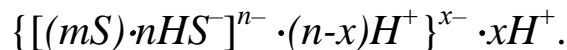
Проте утворення осаду не спостерігається.

- **Окисно-відновні реакції** лежать в основі одержання золів сірки, благородних металів, манган діоксиду тощо.

Золь сірки можна одержати за реакцією окиснення гідроген сульфїду (сірководню) (взятим у надлишку) одним з окисників (нітратна кислота, кисень, сульфур діоксид та ін.):



Будова міцели золю сірки:



**Диспергаційні методи.** Крім конденсаційних, існують також диспергаційні методи одержання золів.

Суть методів зводиться до подрїбнення крупніших частинок до колоїдного ступеня дисперсності. При диспергуванні речовини витрачається робота на створення нової поверхні, що супроводжується збільшенням вільної поверхневої енергії. Залежно від виду витраченої енергії, ці методи поділяють на механічні, електричні та акустичні.

**Механічне диспергування** полягає у подрїбненні, розтиранні речовини у спеціальних промислових і лабораторних пристроях – *млинах*.

**Електричні методи диспергування** ґрунтуються на тому, що крізь рідке дисперсійне середовище, наприклад, воду, пропускають електричний струм між електродами, які виготовлені з металу, колоїдний розчин якого хочуть одержати.

**Акустичні методи диспергування** ґрунтуються на використанні спрямованого ультразвукового поля, тобто коливань великої частоти ( $10^5$ - $10^6$  Гц), які утворюються в п'єзоелектричних пристроях.

**Фізико-хімічне диспергування (пептизація).** Пептизацію тільки умовно можна віднести до диспергаційних методів одержання колоїдних розчинів, оскільки в цьому методі відсутній процес подрїбнення більших частинок до колоїдного ступеня дисперсності. **Пептизація** полягає в дезагрегації частинок свіжодобутого осаду під дією стабілізатора – *пептизатора*, яким є електроліт, що надає системі агрегативної стійкості. Так одержують золі з осадів гідроксидів цинку, феруму, алюмінію.

Розрізняють **три способи пептизації**: адсорбційну (безпосередню), дисолюційну (хімічну, посередню), а також промивання осаду розчинником (дисперсійним середовищем).

**Адсорбційна пептизація** відбувається тоді, коли до промитого осаду додають електроліт, який містить йон, що може вибірково (за правилом Панета-Фаянса) адсорбуватись на агрегаті (частинках осаду), добудовуючи міцелу.

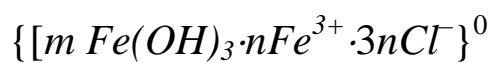
При **дисолюційній пептизації** на частинках осаду адсорбуються не йони доданого електроліту, а продукти його взаємодії з поверхневими

молекулами осаду. При такій пептизації дуже важливо, щоб кількість реактанту, який розчиняє осад, була малою, інакше може розчинитись весь осад.

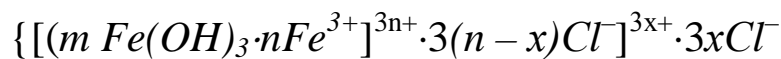
Пептизація може спостерігатись при додаванні до осаду неелектролітів (наприклад, багатоатомних спиртів) карбонових кислот. Молекули неелектролітів адсорбуються на частинках осаду і захищають їх від злипання.

*Пептизації промиванням розчинником* (дисперсійним середовищем) піддають осади, які були одержані за умови значного надлишку одного з реактантів.

Наприклад, будова міцели золю  $Fe(OH)_3$ , одержаного при значному надлишку  $FeCl_3$ , буде виражатись такою формулою:



Після промивання осаду водою міцела матиме вигляд:



Заряди  $3x^+$  колоїдних частинок створюють сили відштовхування між ними і сприяють переходу осаду в колоїдний стан.

### Коагуляція гідрофобних золів

**Коагуляція** – це процес зменшення дисперсності системи за рахунок укрупнення частинок дисперсної фази. Спричинити коагуляцію гідрофобних золів може будь-який чинник, що порушує агрегативну стійкість системи. Усі чинники або зменшують сили відштовхування, або збільшують сили притягання між колоїдними частинками. Найважливішим чинником коагуляції золів є дія електролітів.

*Правила коагуляції електролітами:*

1. З помітною швидкістю коагуляція відбувається лише за певної кількості введеного електроліту. Мінімальну концентрацію електроліту в ммоль, яка здатна спричинити коагуляцію 1 л золю, називають **порогом коагуляції** ( $C_{пор}$ ) або **критичною концентрацією** ( $C_k$ ).

Початок *явної* коагуляції визначають за такими ознаками: зміною забарвлення системи, виникненням каламуті. Поріг коагуляції обчислюють за формулою:

$$C_{пор} = \frac{V_{ел} \cdot C_{ел}}{V_{золю} + V_{ел}} \quad (2)$$

де  $V$  – об'єм електроліту (мл), що спричинив коагуляцію;

$C$  – концентрація електроліту, ммоль/л;

$V_{золю}$  – об'єм золю, мл.

Величину, обернену до порогу коагуляції, називають **коагулюючою здатністю** ( $V_k$ ):

$$V_k = \frac{1}{C_{пор}}, \quad (3)$$

*Коагулююча здатність* – це об'єм золю, для коагуляції якого потрібно 1 ммоль електроліту.

- Коагулюючу дію виявляє не вся молекула електроліту, а лише той його йон, знак якого протилежний до заряду гранули. Ці йони електроліту називають *коагулюючими* або *йонами-коагуляторами*. Така закономірність була встановлена М. Гарді 1900 року.
- За **правилом Шульце**, коагулююча здатність йона тим більша, чим більший його заряд. Тому найменший поріг коагуляції будуть мати електроліти, що містять багатозарядний йон-коагулятор.

$$C_{пор}(K^+) > C_{пор}(Ca^{2+}) > C_{пор}(Al^{3+}) \quad C_{пор}(Cl^-) > C_{пор}(SO_4^{2-}) > C_{пор}(PO_4^{3-})$$

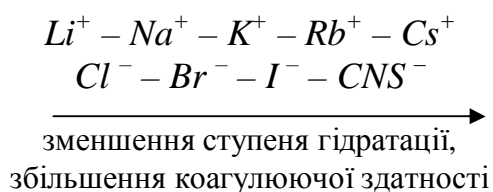
Поріг коагуляції є оберненим до заряду йона ( $z$ ) в шостому ступені:

$$C_{пор} = \frac{1}{z^6} \quad (4)$$

Тому значення порогів коагуляції для одно-, дво- і тризарядних йонів відносяться як:

$$C_1 : C_2 : C_3 = \frac{1}{1^6} : \frac{1}{2^6} : \frac{1}{3^6} = 1 : 0,0156 : 0,00137 = 730 : 11,4 : 1$$

- У неорганічних йонів (катіонів і аніонів) однакового заряду коагулююча активність зростає із зменшенням ступеня гідратації та збільшенням радіуса йона.



Це пояснюється тим, що менш гідратований йон легше адсорбується і сильніше притягається зарядженою частинкою.

Такі ряди йонів називають *ліотропними* або *рядами Гофмейстера*.

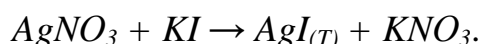
- Йони органічних сполук виявляють кращу коагулюючу активність порівняно з неорганічними. Це пояснюється тим, що органічні йони характеризуються великою специфічною адсорбційною здатністю і легше входять у внутрішню частину подвійного електричного шару колоїдних частинок. За **правилом Траубе**, у гомологічних рядах

електролітів з органічними йонами коагулююча здатність рівномірно збільшується із зростанням довжини вуглеводневого залишку.

## 5.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Записати схему будови колоїдних частинок  $AgI$  зі стабілізатором  $AgNO_3$ .

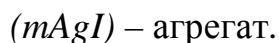
а) Нехай до розчину  $AgNO_3$  краплями додають розчин  $KI$ . Отже,  $AgNO_3$ , взятий у надлишку, є стабілізатором. При цьому відбувається така хімічна реакція:



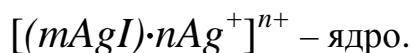
**Будова колоїдних частинок.** Згідно з міцелярною теорією будови колоїдних розчинів, золь складається із структурних частинок дисперсної фази – *міцел* і *міжміцелярної рідини*. У міжміцелярній рідині (дисперсійному середовищі) розчинені електроліти, неелектроліти, ПАВ, які стабілізують колоїдну систему.

В структурі міцели можна виділити три основні частини: *ядро*, *адсорбційний* і *дифузний шари йонів*.

Основу колоїдних частинок золю аргентум йодиду складають молекули (мікрокристали) малорозчинного  $AgI$ , сукупність яких ( $m$  молекул) утворює **агрегат**:

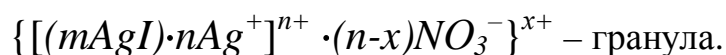


На поверхні агрегату, за *правилом Панета-Фаянса*, вибірково адсорбуються ті йони стабілізатора, які можуть добудувати кристалічну ґратку твердої фази. Ці йони визначають знак і величину потенціалу поверхні і тому їх називають *потенціалвизначальними йонами* (ПВЙ). Якщо реакція відбувається за надлишку  $AgNO_3$ , то на поверхні агрегату ( $mAgI$ ) виникає позитивно заряджений шар з  $n$  йонів  $Ag^+$  (потенціалвизначальні йони). Агрегат з ПВЙ, які увійшли до його складу, називають **ядром**:

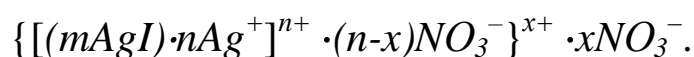


Під дією електростатичних сил до поверхні ядра притягуються йони стабілізатора протилежного знаку (у даному випадку,  $NO_3^-$ ), які називають *протийонами*. Частина протийонів  $(n-x)NO_3^-$ , яка зазнає дії як електростатичних, так і ван-дер-ваальсових сил ядра, утримується на досить близькій відстані від нього і утворює **адсорбційний шар** протийонів. Ядро разом з адсорбційним шаром протийонів утворює

колоїдну частинку – *гранулу*, знак заряду якої визначається знаком заряду потенціалвизначальних йонів:

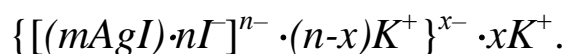


Решта  $x$  протийонів  $NO_3^-$ , яка необхідна для повної компенсації заряду поверхні, слабше зв'язана з ядром (діють тільки сили електростатичного притягання), поступово дифундує у напрямку розчину і утворює *дифузний шар*. Сумарний заряд усіх протийонів дорівнює за величиною заряду поверхні ядра, тобто сумарному заряду потенціалвизначальних йонів. Гранула разом з дифузним шаром утворює електронейтральну *міцелу*, будову якої в цілому зручно представляти у вигляді формули. У наведеному прикладі, коли стабілізатором є  $AgNO_3$ , гранула має позитивний заряд і будова міцели має такий вигляд:



#### Приклад 2. Схема будови колоїдних частинок $AgI$ зі стабілізатором $KI$ .

Якщо стабілізатором цього золю є  $KI$ , то одержимо золь  $AgI$  з негативним зарядом гранули:



Отже, змінюючи співвідношення між кількостями реагуючих речовин, можна одержати золь з позитивним або негативним зарядом гранул. Будова міцели золю аргентум йодиду з позитивним і негативним зарядом гранул зображена на рис. 4.

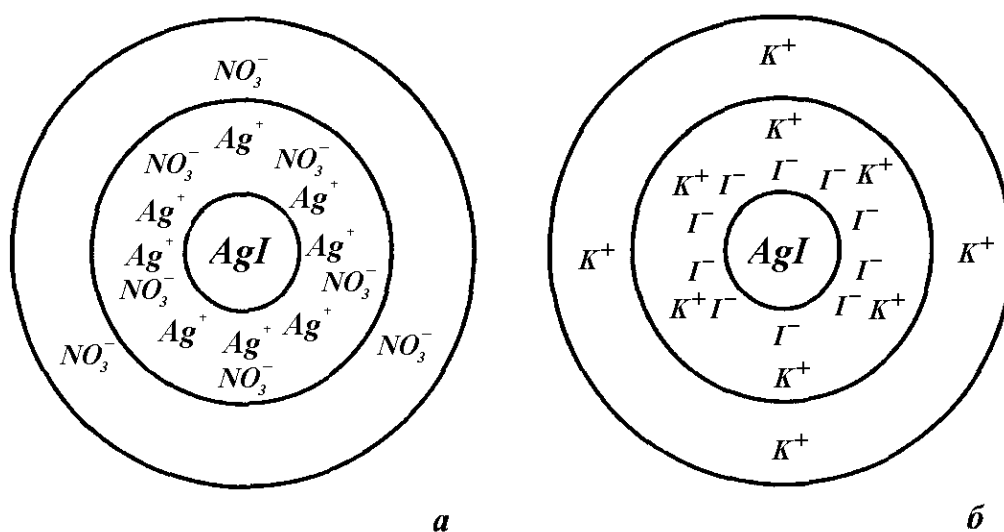


Рис. 4 – Будова міцели золю аргентум йодиду з позитивним (а) і негативним (б) зарядом гранул



### 5.3 Запитання до самоконтролю

1. Наведіть схеми класифікації дисперсних систем. Які дисперсні системи називають колоїдними? Який розмір колоїдних частинок? Які бувають типи колоїдно-дисперсних систем?
2. Які властивості колоїдів відрізняють їх від молекулярно-йонних систем; грубодисперсних систем? Якими способами можна відрізнити золі від істинних розчинів та грубодисперсних систем?
3. Якими методами одержують колоїдні системи? На чому ґрунтуються конденсаційні та диспергаційні методи? Дайте їх коротку характеристику.
4. Що називають пептизацією? Чим відрізняється пептизація від диспергаційних і конденсаційних методів одержання золів? Які способи пептизації застосовують? Наведіть приклади.
5. Які властивості колоїдних систем належать до молекулярно-кінетичних? Чому їх так називають? Що таке броунівський рух і яка його природа? Що таке дифузія? Які чинники впливають на швидкість дифузії в золях?
6. Від чого залежить осмотичний тиск золів? Як зміниться осмотичний тиск золю при збільшенні розміру частинок в 3 рази?
7. Що таке седиментаційно-дифузійна рівновага? За яким законом розподіляються колоїдні частинки по висоті?
8. Як утворюється подвійний електричний шар? Як впливають електроліти на будову подвійного електричного шару? Які специфічні явища спостерігаються при цьому?
9. Чим пояснюється відносна стійкість колоїдних систем? У чому полягає їх кінетична і агрегативна стійкість? Якими чинниками зумовлені різні види стійкості колоїдів?
10. Який процес називають коагуляцією і який – седиментацією? Якими методами можна спричинити коагуляцію колоїдного розчину? Охарактеризуйте основні правила електролітної коагуляції гідрофобних золів.
11. Що називають порогом коагуляції? Як обчислити його величину? Яка залежність порогу коагуляції від заряду йона-коагулятора?
12. Що називають дисперсністю системи та як вона визначається?
13. Яка система зветься дисперсною? Дати її визначення та вказати характерну ознаку.
14. Дати визначення колоїдним розчинам (золям) та вказати умови їх утворення.
15. Вказати заряд гранули золю, якщо коагуляцію викликає додання електролітів  $NaCl$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $Na_3PO_4$ .

## 5.4 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

- Мета роботи:**
- засвоїти методи отримання золей шляхом конденсації та диспергування;
  - визначити знак заряду колоїдних частинок методом капілярного та крапельного аналізу;
  - вивчити вплив різних чинників на коагуляцію золей.

**Прибори та реактиви:** пробірки, беззольний фільтрувальний папір, секундомір.

**Розчини:** лугу (20%); желатину (0,5%, насичений); силікату натрію  $Na_2SiO_3$  (рідкого скла з  $\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$ ); хлориду заліза (III)  $FeCl_3$  (2%); хлоридної кислоти  $HCl$  (конц.  $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ; 1:5); нітрат срібла  $AgNO_3$  (0,001 М, 0,05 М, 0,1 М); йодид калію  $KI$  (0,05 М); хлориду натрію  $NaCl$  (0,5 М); сульфату натрію  $Na_2SO_4$  (0,5 М); фосфату натрію  $Na_3PO_4$  (0,5 М); нітратна кислота  $HNO_3$  (2 н); хлорид калію  $KCl$  (0,1 н).

### 5.4.1 Одержання золей методом конденсації

Дослід 1. **Отримання золя силікатної кислоти за реакцією обміну.**

Налити в пробірку (0,5 її об'єму) розведеної (1:5) хлоридної кислоти  $HCl$  та додати до неї при перемішуванні 8-10 крапель розчинного рідкого скла  $Na_2SiO_3$  ( $\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$ ). Отриманий гідрозоль силікатної кислоти зберегти для дослідів б.

**Запис дослідів.** Скласти рівняння утворення силікатної кислоти та схему будови міцели, враховуючи, що в ядро входять молекули  $SiO_2$  та  $H_2O$ , а в адсорбційний шар – йони  $HSiO_3^-$ .

Дослід 2. **Отримання золя гідроксиду заліза (III) гідролізом солі.**

Нагріти до кипіння в стакані 10-20 мл дистильованої вод. В киплячу воду повільно по краплям додати 2% розчин хлориду заліза  $FeCl_3$  (III) до утворення колоїдного розчину гідроксиду заліза (III) кольору міцного чаю.

**Запис дослідів.** Скласти рівняння гідролізу хлориду заліза (III), враховуючи, що висока температура сприяє зсуву рівноваги в бік утворення гідроксиду заліза (III).

Записати схему міцели, враховуючи, що в надлишку знаходиться  $FeCl_3$ .

Отриманий колоїдний розчин зберігати для дослідів 7.

Дослід 3. **Отримання золю йодиду срібла з різними зарядами колоїдних часток.**

Налити в пробірку 2-3 мл 0,05 М розчину йодиду калію  $KI$  та повільно додати 5-10 крапель 0,05 М розчину нітрату срібла  $AgNO_3$ , увесь час струшуючи розчин.

Записати рівняння реакції отримання йодиду срібла та колір його золя.

Повторити дослід, налив в пробірку 1 мл 0,05 М розчину нітрату срібла  $AgNO_3$ , та повільно додати при струшуванні 5-10 крапель 0,05 М розчину йодиду калію  $KI$ .

**Запис досліду.** Записати схему будови колоїдних часток золю йодиду калію, отриманих в умовах надлишку  $AgNO_3$  та  $KI$ .

Зберегти колоїдні розчини для дослідів 5, 8.

#### **5.4.2 Одержання золь дисперсійним методом**

Дослід 4. **Виготовлення золю гідроксида заліза (III) шляхом пептизації.**

Метод пептизації застосовується для осадів, що мають відокремлені частинки, які розділені тонким шаром рідини. Це такі осади як гідроксиди металів  $Fe(OH)_3$ ,  $Zn(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ . Якщо в таких осадах збільшити величину дифузійного шару, то їх знову можна перевести у колоїдний стан.

Отримати осад гідроксида заліза (III) дією лугу на розчин хлориду заліза (III). Звернути увагу на колір осаду. Записати рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

Відфільтрувати осад, перенести 2-3 мікрошпателю його в пробірку з концентрованим розчином хлориду заліза  $FeCl_3$  (III) та нагріти розчин до кипіння. При кип'ятінні спостерігати зміну кольору розчину внаслідок утворення золю гідроксида заліза (III).

Причиною утворення колоїдного розчину є адсорбція твердими частинками осаду  $Fe(OH)_3$  йонів  $Fe^{3+}$  з розчину  $FeCl_3$ . Адсорбовані йони надають частинкам осаду однакові заряди. Частинки починають відштовхуватися одна від одної та, відірвавшись від осаду, поступово рівномірно розподіляються за всім об'ємом рідини, тобто відбувається процес пептизації.

#### **5.4.3 Визначення знаку заряду колоїдних частинок**

Дослід 5. **Визначення знаку заряду золя йодиду срібла методом капілярного та крапельного аналізу.**

а) Занурити смужки фільтрувального паперу в пробірки з золями йодиду срібла, що отримані в досліді 3 при надлишку  $AgNO_3$  та  $KI$ , та залишити там на 1 годину.

Визначення знаку заряду колоїдних частинок засновано на тому, що деякі речовини (папір, шовк, скло, пісок та інш.) в разі занурення в воду заряджаються негативно. Якщо колоїдні частинки також заряджені негативно, то вони будуть відштовхуватися від фільтрувального паперу та разом з водою підніматимуться вгору (вверх).

Коли знак заряду колоїдних частинок позитивний, то вони притягуються до паперу та будуть осаджуватися на його кінцівки.

Записати, який заряд мають колоїдні частинки в цьому досліді.

б) Нанести на фільтрувальний папір по краплі тих самих розчинів йодиду срібла.

Визначити в кожному розчині знак заряду колоїдних частинок, виходячи з того, що при позитивному заряді частинок, крапля золю на папері розшаровується. Розчини зберегти для досліду 8.

#### **5.4.4 Коагуляція гідрозолей. Вплив різних чинників**

**Дослід 6. Коагуляція золя при нагріванні.**

Нагріти до кипіння золь силікатної кислоти, який був отриманий в досліді 1. Спостерігайте утворення *гелю* – студнеподібної маси, що не виливається з пробірки при перевертанні її догори дном.

Зв'язанодисперсні системи виникають при контакті частинок дисперсної фази та утворюють структури у вигляді каркасу або сітки. Вони здатні зберігати форму. Перехід золю в гель називають *гелеутворенням* або *желатинуванням*.

**Дослід 7. Коагуляція золь електrolітами.**

Поділити на 4 пробірки золь гідроксиду заліза (III), отриманий в досліді 2. В першу пробірку додати декілька крапель розчину  $NaCl$ , в другу – розчин  $Na_2SO_4$ , в третю – розчин  $Na_3PO_4$ .

В якому випадку коагуляція відбувається швидше? Пояснити.

**Дослід 8. Взаємна коагуляція протилежно заряджених золів.**

Змішати в пробірці рівні об'єми золей йодиду срібла (по 5-6 крапель), що отримані в досліді 3 при надлишку розчинів  $AgNO_3$  та  $KI$ . Пробірку з розчинами струснути та спостерігати коагуляцію розчинів. Дати пояснення цьому явищу. Яка речовина складає тверду фазу?

**Дослід 9. Захисний колоїд.**

Налити дистильованої води майже повну пробірку, додати до води 2-3 краплі 0,1 н розчину нітрату срібла та підкислити розчин 2-3 краплями 2 н розчином нітратної кислоти. Перемішати розчин та розлити його в 2 пробірки. В одну з них додати 10 крапель 0,5% розчину желатину та ретельно збовтати. Потім в обидві пробірки додати по 2 краплі 0,1 н розчину хлориду калію. Записати зміни, що спостерігаються в обох пробірках та пояснити різницю в результатах.

### Дослід 10. *Визначення порога коагуляції.*

Використовують 5 М розчин хлориду натрію, 0,5 М розчин сульфату натрію, розчин гексаціаноферату (III) калію ( $\approx 0,005$  М) та золь гідроксиду заліза  $Fe(OH)_3$ . В 12 пробірок наливають по 5 мл золю; дистильованої води та електроліту (по 4 пробірки для кожного електроліту) у відповідних об'ємах:

Номер пробірки	1	2	3	4
Об'єм золю $Fe(OH)_3$	5	5	5	5
Об'єм води	4,5	4,0	3,0	1,0
Об'єм електроліту	0,5	1,0	2,0	4,0

Через деякий час – приблизно через 1 годину – відмічають в яких пробірках відбулася коагуляція, и визначають поріг коагуляції за формулою

$$C_{пор}(\gamma) = \frac{V_{ел} \cdot C_{ел}}{V_{золю} + V_{ел}}$$

### 5.5 *Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи*

До водного розчину речовини **А** повільно додають водний розчин речовини **Б**. Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини **А**, в іншому – надлишок речовини **Б**. визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золь.

Варіант	Розчини		Варіант	Розчини	
	<i>A</i>	<i>B</i>		<i>A</i>	<i>B</i>
<b>1.</b>	$CdSO_4$	$Na_2S$	<b>9.</b>	$CuSO_4$	$NaOH$
<b>2.</b>	$ZnCl_2$	$KOH$	<b>10.</b>	$Na_2S$	$FeCl_2$
<b>3.</b>	$Pb(NO_3)_2$	$KI$	<b>11.</b>	$CuCl_2$	$H_2S$
<b>4.</b>	$CaCl_2$	$Na_2CO_3$	<b>12.</b>	$KOH$	$CrCl_3$
<b>5.</b>	$FeCl_3$	$NaOH$	<b>13.</b>	$H_2SO_4$	$Pb(NO_3)_2$
<b>6.</b>	$AlCl_3$	$KOH$	<b>14.</b>	$KI$	$Bi(NO_3)_3$
<b>7.</b>	$BaCl_2$	$Na_2SO_4$	<b>15.</b>	$SnCl_2$	$KOH$
<b>8.</b>	$Ni(NO_3)_2$	$H_2S$	<b>16.</b>	$CoBr_2$	$Na_2CO_3$

## Список рекомендованой літератури

### *Основна*

1. Глинка Н.Л. Общая химия. -Л.: Химия, 1988. – 704 с.
2. Коровин Н.В. Общая химия: учеб пособие для вузов. М.: Высшая школа, 1998. – 559 с.
3. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. – Одеса, ТЕС, 2000. – 304 с.
4. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. – М.: Химия, 1978. – 482 с.
5. Каданер Л.І. Фізична і колоїдна хімія. Підручник для студентів природничих факультетів пед. інститутів – Київ: Вища шк., 1971. – 284 с.

### *Додаткова*

1. Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии. – М.: Химия, 1975. – 512 с.
2. Пасынский А.Г. Коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1968. – 229 с.
3. Практикум по общей и неорганической химии /под ред. Н.Н. Павлова, С.В. Петрова. – М.: Высш. шк., 1986. – 296 с.
4. Васильева З.Г., Грановская А.А., Теперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии – Л.: Химия, 1986. – 288 с.
5. Лучинский Г.П. Курс химии. – М.: Высш. шк., 1985. – 416 с.

*Навчально-методичне видання*

**ЕЛЕКТРОХІМІЯ.  
КОЛОЇДНО-ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ**

ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК

ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н.

---

Підписано до друку 12.04.2011. Формат 60x84/16. Папір офсетний.  
Друк офсетний. Ум. друк. арк. 4,19.  
Тираж 200 прим. Зам. № 276.

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

Надруковано з готового оригінал-макета

Друкарня видавництва «Екологія»  
65045, м. Одеса, вул. Базарна, 106, к. 313  
Тел.: (0482) 33-07-18, 37-07-95, 37-15-27

**[www.fotoalbum-odessa.com](http://www.fotoalbum-odessa.com)**

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 1873 від 20.07.2004 р.