

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
«Харківський політехнічний інститут»

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

до самостійного виконання індивідуальних та розрахункових домашніх завдань з дисципліни «Хімія» для студентів денної форми навчання спеціальностей: 133 – Галузеве машинобудування, 131 – Прикладна механіка, 141 – Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка, 142 – Енергетичне машинобудування, 273 – Залізничний транспорт, 274 – автомобільний транспорт 263 – Цивільна безпека

Затверджено  
редакційно-видавничою  
радою університету,  
протокол № \_\_\_\_\_ р.

Харків  
НТУ «ХПІ»  
2024

Методичні вказівки до самостійного виконання індивідуальних та розрахункових домашніх завдань з дисципліни «Хімія» для студентів денної форми навчання зі спеціальностей: 133 – Галузеве машинобудування, 131 – Прикладна механіка, 141 – Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка, 142 – Енергетичне машинобудування, 273 – Залізничний транспорт, 274 – Автомобільний транспорт, 263 – Цивільна безпека, денної форми навчання / Уклад. І.І. Степанова, А.М. Корогодська, І. В. Асєєва – Харків: НТУ «ХП», 2024. – 41 с.

Укладачі: Ірина СТЕПАНОВА  
Алла КОРОГОДСЬКА  
Ірина АСЄЄВА

Рецензент: Максим ВОЛОБУЄВ

Кафедра загальної та неорганічної хімії

## **ВИМОГИ ДО ВИКОНАННЯ ІНДИВІДУАЛЬНОГО РОЗРАХУНКОВОГО ДОМАШНЬОГО ЗАВДАННЯ**

Індивідуальне розрахункове завдання з дисципліни «Хімія» призначено для студентів спеціальностей: 133 – «Галузеве машинобудування», 131 – «Прикладна механіка», 141 – «Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка», 142 – «Енергетичне машинобудування», 273 – «Залізничний транспорт», 274 – «Автомобільний транспорт» 263 – «Цивільна безпека», денної форми навчання.

Методичні вказівки розроблені як допоміжний матеріал до лекційного курсу «Хімії» та запропонованої навчальної літератури і містять основні теоретичні положення з кожної теми, які студент повинен знати для виконання контрольної роботи та розрахункового завдання.

Метою виконання контрольних та розрахункових індивідуальних домашніх робіт є розширення, поглиблення та закріплення теоретичних знань, які були отримані під час вивчення дисципліни «Хімія». В процесі роботи над питаннями студенти повинні самостійно підбирати необхідні матеріали до кожного конкретного завдання, здобувати та удосконалювати вміння пояснювати даний матеріал; правильно інтерпретувати вихідні дані при підготовці відповіді; здійснювати необхідні математичні операції для знаходження шуканої величини і робити висновки після кожної розрахункової частини самостійної роботи. Кожен варіант завдань містить питання з розглянутих тем курсу дисципліни «Хімія», передбачених робочою навчальною програмою, таких як: гідроліз солей, електрохімічні процеси, хімічні властивості металів, корозія та захист від корозії. Варіанти завдань контрольної роботи приведені у методичних вказівках згідно номеру студента у списку академічної групи. Максимальна оцінка за вчасно зданий колоквиум складає -20 балів.

Для виконання самостійної розрахункової роботи надається план виконання та перелік металів якій відповідає номеру студента в списках групи і узгоджується з викладачем. Робота виконується в окремому зошиті обсягом 10-12 сторінок. Основною умовою зарахування реферату є наявність розрахунків з відповідними висновками. Максимальна оцінка за вчасно зданий реферат -25 балів.

Виконання самостійних робіт з курсу «Хімія» є підґрунтям для успішного освоєння таких спеціальних дисциплін, як «Матеріалознавство та корозійна

стійкість металевих конструкційних матеріалів», «Обробка електротехнічних матеріалів», «Прилади та методи неруйнівного контролю», «Методи контролю матеріалів і параметрів технологічних середовищ», «Екологічна безпека», а також необхідною умовою для отримання студентом підсумкової оцінки.

## ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ

### 1. Хімічна термодинаміка

Хімічна термодинаміка вивчає закони обміну енергією між термодинамічною системою та оточуючим середовищем. Використання цих законів дозволяє прогнозувати принципову імовірність перебігу хімічної реакції, оцінювати глибину та оптимальні умови її проведення. Але власне перебіг процесу (наприклад, його швидкість) термодинаміка не розглядає.

Предметом вивчення хімічної термодинаміки є *термодинамічна система* – сукупність взаємодіючих об'єктів, що умовно або фактично відокремлені від зовнішнього середовища межею розподілу. Термодинамічна система характеризується параметрами та функціями стану.

*Термодинамічними параметрами системи* називають змінні величини, які визначають її стан, наприклад: тиск  $p$ , температура  $T$ , об'єм  $V$ , склад системи, кількість речовини  $i$ -го компонента  $n_i$ .

*Функціями стану системи* називають величини, які характеризують змінення, що відбуваються в системі. Вони залежать від параметрів стану системи і не залежать від шляху переходу системи з одного стану в інший. До функцій стану системи належать:

- внутрішня енергія  $U$ ,
- ентальпія  $H$ ,
- ентропія  $S$ ,
- ізобарно-ізотермічний потенціал  $G$ .

*Внутрішньою енергією системи  $U$*  називають її повну енергію, що складається з кінетичної енергії (енергія руху частинок) і потенціальної енергії (притяжіння й відштовхування частинок) усіх складових системи без урахування кінетичної та потенціальної енергії системи як цілого. Визначити можна тільки змінення внутрішньої енергії системи:

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$

*Перший закон термодинаміки:* кількість енергії, що виділяється або поглинається системою у формі теплоти  $Q$  і механічної роботи  $A$ , дорівнює змінення повної енергії системи  $\Delta U$  при її переході з одного стану в інший:

$$\Delta U = Q + A,$$

де  $A$  – це робота проти сил зовнішнього тиску:  $A = p\Delta V$ .

Тепловий ефект ізохорної реакції, яка перебігає при сталому об'ємі, чисельно дорівнює змінення внутрішньої енергії реакційної системи:  $Q_v = \Delta U$ , оскільки  $A = 0$ . Прикладом ізохорних реакцій є реакції в закритій посудині або реакції між твердими й рідкими речовинами без виділення газів.

Ізобарні реакції проходять при сталому тиску, тому  $A \neq 0$ . Тепловий ефект для цих реакцій чисельно дорівнює зміненню ентальпії системи в ході реакції. Ентальпією називають функцію стану системи  $H = U + pV$ , яка має розмірність енергії. Визначити можна тільки змінення ентальпії системи при переході її з одного стану в інший:

$$\Delta H = H_2 - H_1.$$

Абсолютне значення ентальпії визначити неможливо, тому визначають тільки  $\Delta H$  при переході системи з одного стану в інший.

*Ентропія*  $S$  є мірою неупорядкованості системи. Вона пов'язана з термодинамічною ймовірністю реалізації даного стану речовини співвідношенням

$$S = k \ln W,$$

де  $k$  – стала Больцмана;  $W$  – термодинамічна ймовірність, тобто число можливих мікростанів, що відповідають даному макростану речовини.

Оскільки ентропія, як і ентальпія, є функцією стану системи, то її змінення визначається тільки початковим і кінцевим станом системи.

*Другий закон термодинаміки:* в ізольованих системах ентропія процесу, що перебігає самочинно, зростає, тобто  $\Delta S > 0$ . У закритих хімічних системах ентропія в ході процесу може як збільшуватися при переході системи в менш упорядкований стан (розширення газів; фазові переходи: тверда речовина  $\rightarrow$  рідина  $\rightarrow$  газ; розчинення кристалічних речовин), так і зменшуватися при переході системи в більш упорядкований стан (стиснення газів, конденсація й

кристалізація речовин). У ході хімічної реакції  $\Delta S > 0$ , якщо об'єм системи  $\Delta V$  або число молів газоподібної речовини збільшується. Абсолютні значення ентропії можна визначити для всіх чистих речовин за будь-якої температури.

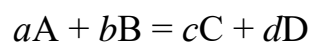
*Третій закон термодинаміки:* ентропія чистих речовин, що існують як ідеальні кристали при температурі 0 К, дорівнює нулю, тобто при абсолютному нулі досягається повна впорядкованість в ідеальному кристалі.

*Ізобарно-ізотермічний потенціал  $G$*  (енергія Гіббса) є критерієм принципової можливості перебігу хімічної реакції. Він пов'язаний з розглянутими функціями залежністю

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Умовою принципової можливості хімічного процесу при постійних  $T$  і  $p$  є зменшення ізобарно-ізотермічного потенціалу ( $\Delta G < 0$ ). Якщо  $\Delta G > 0$ , то самочинно відбувається зворотна реакція. При  $\Delta G = 0$  система перебуває у рівноважному стані.

Змінення функцій стану системи для хімічної реакції



за стандартних умов визначають як

$$\Delta H_{x,p}^0 = [c\Delta H_{f,298}^0(C) + d\Delta H_{f,298}^0(D)] - [a\Delta H_{f,298}^0(A) + b\Delta H_{f,298}^0(B)],$$

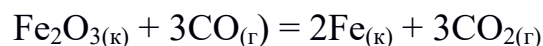
$$\Delta S_{x,p}^0 = [cS_{298}^0(C) + dS_{298}^0(D)] - [aS_{298}^0(A) + bS_{298}^0(B)],$$

$$\Delta G_{x,p}^0 = [c\Delta G_{f,298}^0(C) + d\Delta G_{f,298}^0(D)] - [a\Delta G_{f,298}^0(A) + b\Delta G_{f,298}^0(B)],$$

де  $a, b, c, d$  – коефіцієнти в рівнянні реакції,  $\Delta H_{f,298}^0$  – стандартна ентальпія утворення речовини, кДж/моль;  $\Delta G_{f,298}^0$  – стандартна енергія Гіббса утворення речовини, кДж/моль;  $S_{298}^0$  – стандартна ентропія речовини, Дж/моль·К. Ці величини є табличними.

### **Приклад відповіді на завдання по темі «Хімічна термодинаміка»**

Визначте зміну ентальпії та ентропії ( $\Delta H_{x,p}^0$ ,  $\Delta S_{x,p}^0$ ) реакції



за стандартних умов, використовуючи дані довідника та зробіть висновок щодо теплового ефекту реакції. Використовуючи значення  $\Delta H_{x,p}^0$  та  $\Delta S_{x,p}^0$ , зробіть аналіз щодо самочинного перебігу реакції та визначте змінення енергії Гіббса ( $\Delta G_{x,p}^0$ ) за стандартних умов. Зробіть висновок щодо принципової можливості перебігу реакції;

Для розрахунку  $\Delta H_{298(x,p)}^0$  та  $S_{298(x,p)}^0$  виписуємо значення стандартних ентальпій та ентропій утворення речовин у таблицю.

$\Delta H_{298}^0 \text{ CO}$	- 110,52 кДж/моль	$S_{298}^0 \text{ CO}$	197,54 Дж/моль·К
$\Delta H_{298}^0 \text{ Fe}_2\text{O}_3$	- 822,2 кДж/моль	$S_{298}^0 \text{ Fe}_2\text{O}_3$	87,4 Дж/моль·К
$\Delta H_{298}^0 \text{ CO}_2$	- 393,51 кДж/моль	$S_{298}^0 \text{ CO}_2$	213,08 Дж/моль·К
$\Delta H_{298}^0 \text{ Fe}$	0	$S_{298}^0 \text{ Fe}$	27,2 Дж/моль·К

$$\Delta H_{298(x,p)}^0 = [c \cdot \Delta H_{298}^0 (C) + d \cdot \Delta H_{298}^0 (D)] - [a \cdot \Delta H_{298}^0 (A) + b \cdot \Delta H_{298}^0 (B)]$$

$$\Delta H_{298(x,p)}^0 = [2\Delta H_{298}^0 (Fe) + 3\Delta H_{298}^0 (CO_2)] - [\Delta H_{298}^0 (Fe_2O_3) + 3\Delta H_{298}^0 (CO)]$$

$$= [2 \cdot 0 + 3(-393,51)] - [-822,2 + (3 \cdot (-110,52))] = -26,77 \text{ кДж}$$

$\Delta H_{298(x,p)}^0 < 0$ , тому реакція екзотермічна.

$$\Delta S_{298(x,p)}^0 = S_{298(np)}^0 - S_{298(вих.p)}^0$$

Для хімічної реакції у загальному вигляді  $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta S_{298(x,p)}^0 = [c S_{298}^0 (C) + d S_{298}^0 (D)] - [a S_{298}^0 (A) + b S_{298}^0 (B)]$$

Для реакції  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{CO}_{(г)} = 2\text{Fe}_{(к)} + 3\text{CO}_{2(г)}$

$$\Delta S_{298(x,p)}^0 = [2 S_{298}^0 \text{ Fe} + 3 S_{298}^0 \text{ CO}_2] - [S_{298}^0 \text{ Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3 S_{298}^0 \text{ CO}] =$$

$$= [(27,2 \cdot 2) + (213,08 \cdot 3)] - [87,4 + (197,54 \cdot 3)] = 13,62 \text{ Дж/К}$$

Для визначення напрямку самочинного перебігу реакції при стандартних умовах розраховуємо значення стандартного *ізобарно-термічного потенціалу* (енергія Гіббса):

$$\Delta G_{298(x.p)}^0 = \Delta H_{298(x.p)}^0 - T \cdot \Delta S_{298(x.p)} \cdot 10^{-3} \text{ кДж}$$

$$\Delta G_{298(x.p)}^0 = -26,77 - 298 \cdot 13,62 \cdot 10^{-3} = -30,83 \text{ кДж}$$

Висновок: За розрахунком  $\Delta G_{298} < 0$ , тому дання реакція за стандартних умов перебігає самочинно.

## 2. Властивості водних розчинів електролітів

*Електролітами* називають речовини, які дисоціюють на іони у воді та інших полярних розчинниках або розплавах. Розчини та розплави електролітів проводять електричний струм. Розпад молекул речовини на іони називають *електролітичною дисоціацією*. До електролітів відносять солі, кислоти, основи.

Кількісними характеристиками електролітичної дисоціації є *ступінь дисоціації* та *константа дисоціації*. За цими характеристиками усі електроліти поділяють на сильні та слабкі. До сильних електролітів відносять практично усі розчинні солі, гідроксиди лужних та лужноземельних металів та такі кислоти: HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

У розчинах електролітів характер середовища може бути кислотним, лужним або нейтральним.

Кількісною мірою кислотності середовища є водневий показник рН, який визначається так:

$$pH = -\lg c_{H^+},$$

де  $c_{H^+}$  – молярна концентрація іонів Гідрогену, моль/л.

У нейтральному середовищі рН = 7; у кислому – рН < 7; у лужному – рН > 7.

Умовою перебігу реакцій обміну у розчинах електролітів є зменшення кількості іонів у розчині внаслідок утворення малодисоційованих (вода, слабкі електроліти, комплексні іони) або малорозчинних (осади, гази) речовин. Якщо малодисоційовані сполуки є присутніми у вихідних речовинах і продуктах реакції, то рівновага такої реакції зсувається у бік утворення більш слабого електроліту.

Обмінну реакцію між водою і сіллю, що розчиняється, називають *гідролізом* солі. Ознакою цієї реакції є зміна рН середовища.

З водою взаємодіють катіони слабких основ і аніони слабких кислот, тому гідроліз характерний для солей, утворених:



- слабкими основами та сильними кислотами ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ), у їх розчинах  $\text{pH} < 7$ ;
- слабкими кислотами та сильними основами ( $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ), у їх розчинах  $\text{pH} > 7$ ;
- слабкими кислотами та слабкими основами ( $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  та ін.), у їх розчинах  $\text{pH} \approx 7$ .

## 2.1 Приклад відповіді на завдання по темі «Гідролізу солей».

2.1.1 Навести іонні та молекулярне рівняння гідролізу солі  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  за першим ступенем.

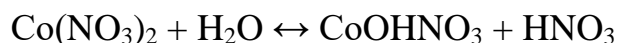
### Розв'язок.

- Дисоціація солі:  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Co}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
- Сіль  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  утворена слабкою основою  $\text{Co}(\text{OH})_2$  та сильною кислотою  $\text{HNO}_3$ , тому, гідроліз відбувається за слабим ланцюгом – катіоном  $\text{Co}^{2+}$
- Гідроліз за першим ступенем є зворотнім:



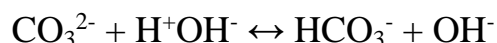
Наявність в розчині іонів  $\text{H}^+$  вказує на кисле середовище .

Молекулярне рівняння гідролізу:

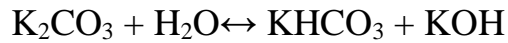


2.1.2. Навести іонні та молекулярне рівняння гідролізу солі за першим ступенем  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .

- Дисоціація солі:  $\text{K}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
- Сіль утворена сильною основою  $\text{KOH}$  та слабкою кислотою  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Тому, гідроліз відбувається за слабким ланцюгом – аніоном  $\text{CO}_3^{2-}$ .
- Гідроліз за першим ступенем є зворотнім:



- Середовище лужне,  $\text{pH} > 7$ .
- Молекулярне рівняння гідролізу:



### 3. Окисно-відновні реакції

Реакції, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення атомів елементів у молекулах, іонах або кристалічних речовинах, називають *окисно-відновними*.

Речовини, до складу яких входить елемент у найвищому ступені окиснення, проявляють тільки окисні властивості. Вищий ступінь окиснення елементу дорівнює номеру групи періодичної системи елементів (ПСЕ), у якій він розташований. Речовини, що містять елемент у найнижчому ступені окиснення, проявляють тільки відновні властивості. Якщо цей елемент – метал, то його нижчий ступінь окиснення дорівнює нулю; для неметалів найнижчий ступінь окиснення розраховують як (номер групи ПСЕ – 8). Речовинам, що містять елемент у проміжному ступені окиснення, притаманні як окисні, так і відновні властивості. Процес віддачі електронів, що супроводжується збільшенням ступеня окиснення елемента, називають *окисненням*, а відповідну речовину, що втрачає електрони, – *відновником*.

Процес приєднання електронів, тобто зниження ступеня окиснення елемента, називають *відновленням*, а відповідну речовину – *окисником*.

Окисно-відновні властивості речовин характеризують *окисно-відновними потенціалами*  $E$  відповідних напівреакцій, стандартне значення яких наведено у довідниках. Окисні властивості речовини тим вищі, чим більше значення має окисно-відновний потенціал.

Окисно-відновна реакція перебігає самочинно, якщо енергія Гіббса має негативне значення:  $\Delta G < 0$ . З термодинаміки відома залежність

$$\Delta G = -nF\Delta E,$$

де  $n$  – кількість електронів, що беруть участь у реакції;  $F$  – стала Фарадея;  $\Delta E$  – різниця окисно-відновних потенціалів окисника  $E_{\text{ок}}$  та відновника  $E_{\text{в}}$ , тому зі співвідношення (11.1) виходить, що окисно-відновна реакція перебігає самочинно, якщо  $E_{\text{ок}} > E_{\text{в}}$ .

### 4. Електрохімічні процеси та системи

За своєю природою електрохімічні процеси є окисно-відновними і у більшості випадків відбуваються на межі поділу контактуючих фаз – електронного та іонного провідників. *Електронним провідником* (провідником першого роду) є метали та напівпровідники з електронною провідністю; *іонним провідником* (провідником другого роду) – розчини або розплави електролітів, у

яких струм утворюється потоком іонів. Систему, що складається з металу або іншого електронного провідника у контакті з електролітом, називають *електродом*. На поверхні поділу електронний провідник / електроліт виникає *подвійний електричний шар* (ПЕШ), подібний до електричного конденсатора. Стрибок потенціалу (роботу перенесення електрона) на межі поділу називають *електродним потенціалом*.

Потенціал, що відповідає стандартним умовам (тиск – 101,325 кПа, температура – 298 К, активність іонів у розчині – 1 моль/л), називають *стандартним електродним потенціалом* і позначають  $E^0$ .

В умовах, що відрізняються від стандартних, числове значення *рівноважного електродного потенціалу* визначають за рівнянням Нернста:

$$E_{M^{z+}/M} = E_{M^{z+}/M}^0 + \frac{0,059}{z} \lg c(M^{z+}),$$

де  $z$  – кількість електронів, що беруть участь у реакції;  $c(M^{z+})$  – концентрація іонів металу в розчині.

*Електрохімічна система* – це електричне коло, що складається з послідовно з'єднаних провідників першого і другого роду, в якому відбувається перетворення хімічної та електричної форм енергії. Таким чином, будь-яка електрохімічна система складається з трьох основних частин:

- електроліту, що містить речовини – учасники окисно-відновних реакцій – та забезпечує перебіг електричного струму за рахунок потоку іонів;
- електродів, що контактують з електролітом та забезпечують обмін електронами з учасниками реакцій, а також передачу електронів у зовнішнє коло;
- металевого провідника (зовнішнього кола), що з'єднує електроди та забезпечує проходження струму між ними.

Розрізняють два типи електрохімічних систем. Системи, в яких внаслідок самочинного перебігу електрохімічних реакцій ( $\Delta G < 0$ ) при замиканні зовнішнього кола виникає електричний струм, носять назву *хімічних джерел струму* (ХДС) і реалізуються у *гальванічних елементах* або *аккумуляторах*. Такі ж самі мікро- або макросистеми виникають на поверхні металів у процесі їх корозії. Системами іншого типу є ті, в яких під впливом електричного струму від зовнішнього джерела на електродах перебігають окисно-відновні реакції, що не є самочинними за стандартних умов ( $\Delta G > 0$ ). Такі системи називають *електролізерами* (електрохімічними реакторами) або

гальванічними ваннами та застосовують для нанесення гальванічних покриттів, виробництва різноманітних неорганічних та органічних речовин.

- Матеріальний баланс електрохімічних процесів розраховують на підставі законів Фарадея:

- 1. Маса речовини, що виділяється на електродах під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка проходить через розчин, і не залежить від інших факторів.

- 2. Маса речовини, яка виділяється при проходженні 1 Кл електрики, дорівнює молярній масі електрохімічного еквівалента.

- Однакові кількості електрики виділяють на електродах під час електролізу маси різних речовин, які пропорційні молярним масам їх еквівалентів.

- Для того щоб виділити на електроді 1 моль речовини еквівалента, треба витратити 96487 Кл електрики. Цю кількість електрики називають числом Фарадея.

Математичним вираженням законів Фарадея є рівняння

$$m = \frac{Q \cdot M(f_{\text{екв}}(X))}{F},$$

де  $m$  – маса окисненої або відновленої речовини, г;  $M(f_{\text{екв}}(X))$  – молярна маса еквівалента, г/моль;  $Q$  – кількість електрики, Кл;  $F$  – число Фарадея.

- Як відомо, кількість електрики визначають за формулою

$$Q = I t,$$

де  $I$  – сила струму, А;  $t$  – час електролізу, с;

а молярну масу еквівалента окисника (відновника) за формулою

$$M(f_{\text{екв}}(X)) = M/z,$$

де  $M$  – молярна маса окисника або відновника;  $z$  – кількість електронів, що беруть участь у реакції окиснення або відновлення.

- Якщо на електроді перебігає декілька паралельних (парціальних) реакцій, то загальна кількість електрики нерівномірно розподіляється між ними. Частку загальної кількості електрики, що витрачається на одну з паралельних реакцій, називають *виходом за струмом* (ВС) даної реакції, яка

виражається в % або частках одиниці. Таким чином, на практиці використовують співвідношення

$$m = \frac{Q \cdot M(f_{\text{екв}}(X))}{F} \text{BC}.$$

Об'єм газоподібних речовин, що виділяються на електродах, розраховують як

$$V = \frac{V_m Q}{zF} \text{BC},$$

де  $V$  – об'єм газу, л;  $V_m$  – молярний об'єм газу,  $V_m = 22,4$  л/моль (н.у.).

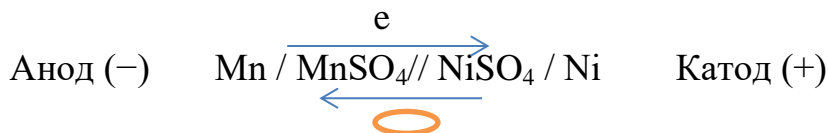
#### 4.1 Приклад відповіді на завдання по темі «Електрохімічні процеси».

##### 4.1.1. Гальванічні процеси.

Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів та вкажіть: анод, катод, електроліти та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елемента. Розрахуйте стандартні ЕРС елемента та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-4}$  моль /л ) та прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль /л). Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки. Стандартні значення електродних потенціалів:  $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25\text{В}$ ,  $E_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}} = -1,18\text{В}$ .

**Розв'язок.** Перед тим як скласти схему гальванічного елемента треба визначити, який електрод буде анодом який катодом. Метал з більш негативним значенням електродного потенціалу є анодом, а з більш позитивним – катодом. Далі підбираємо електроліти для анодного та катодного просторів:  $\text{NiSO}_4$  та  $\text{MnSO}_4$ . Враховуємо, що електроліти повинні бути розчинними речовинами.

Схема гальванічного елемента



Реакції на аноді:  $\text{Mn} - 2\text{e} = \text{Mn}^{2+}$

Реакції на катоді:  $\text{Ni} + 2\text{e} = \text{Ni}^{2+}$

Розраховуємо електрорушійну силу (ЕРС) гальванічного елемента за стандартних умов за формулою:

$$\Delta E = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}},$$

де  $E_{\text{катода}}$  – електродний потенціал катоду;

$E_{\text{анода}}$  – електродний потенціал аноду;

$$\Delta E_1 = E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} - E_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}} = -0,25 - (-1,18) = 0,93\text{В}$$

Концентрація іонів  $[\text{Mn}^{2+}]$  та  $[\text{Ni}^{2+}]$  у розчині мають нестандартні значення, тому обчислення нові значення електродних потенціалів анода та катода по формулі Нернста:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}}$$

де  $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$  – електродний потенціал металу, В;  $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$  – стандартний електродний потенціал металу; В,  $n$  – кількість електронів, що віддаються металом при перетворенні його в іон, або прийнятих іоном металу при перетворенні його в нейтральний атом.

$$E_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}} = -1,18 + (0,059 / 2) \lg (10^{-4}) = -1,30\text{ В}$$

$$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 + 0,059 / 2 (10^{-1}) = -0,28\text{ В}$$

Розраховуємо електрорушійну силу гальванічного елемента з урахуванням концентрації електролітів:

$$\Delta E_2 = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} - E_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}} = -0,28 - (-1,30) = 1,02\text{ В}$$

**Висновки.** Зменшення концентрації катіонів у розчинах зсуває значення електродних потенціалів в бік негативних значень. При зміні концентрацій ЕРС гальванічного елемента збільшилась на  $(1,02 - 0,93 = 0,09\text{В} = 90\text{мВ})$

#### 4.1.2. Електроліз водних розчинів електролітів.

Підберіть компонент електролітів та аноди нерозчинними або розчинними для проведення електролізу солі  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$  та розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Складіть рівняння відповідних реакцій.

У водному розчині сіль дисоціює за схемою:

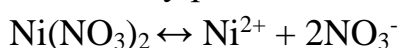
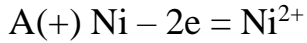
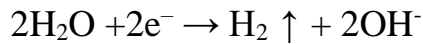
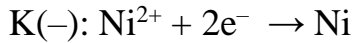


Схема електролізу водного розчину  $\text{NiSO}_4$  з розчинним анодом:



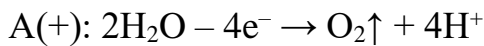
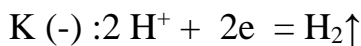
Електроліз з виділенням металу завжди проводять з розчинним анодом. У якості аноду використовують такий самий метал, як і покриття, яке отримують на катоді.

#### 4.1.3. Електроліз водного розчину $\text{H}_2\text{SO}_4$ з нерозчинним анодом (Pt).

У водному розчині кислота дисоціює за схемою:



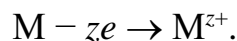
Схема електролізу водного розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$



У результаті електролізу кислоти утворюються гази  $\text{H}_2$  і  $\text{O}_2$ .

### 5. Хімічні властивості металів

Переважає більшість усіх елементів періодичної системи – це метали. З фізичної точки зору метали характеризуються високою тепло- та електропровідністю, механічною міцністю, пластичністю. З хімічної точки зору металічні властивості елементів ідентичні їх відновним властивостям, тобто у хімічних реакціях метали виконують роль відновників, а самі окиснюються (втрачають електрони):



Спроможність елемента втрачати електрони кількісно характеризують потенціалом іонізації  $E_i$ , значення якого залежить від місцезнаходження елемента у періодичній системі елементів (ПСЕ).

Оскільки в умовах оточуючого середовища метали здебільшого знаходяться у контакті з водними розчинами або атмосферою, яка містить водяну пару, їх хімічну активність коректно оцінювати за значеннями електродних потенціалів. Реакції взаємодії металів з компонентами середовища

є окисно-відновними, тому для аналізу їх імовірності слід користуватися умовою самочинного перебігу, згідно з якою електродний потенціал окисника  $E_{ок}$  повинен бути більшим за потенціал відновника  $E_{в}$ .

Для з'ясування властивостей металу, виходячи з його розташування в ряду стандартних електродних потенціалів, використовують такі положення:

- з водою взаємодіють метали, які розташовані в ряду стандартних електродних потенціалів ліворуч від заліза;
- з кислотами-неокисниками взаємодіють метали, які розташовані в ряду стандартних електродних потенціалів ліворуч від водню, тобто мають негативне значення стандартних електродних потенціалів;
- з кислотами-окисниками реагують метали, що розташовані в ряду стандартних електродних потенціалів до платини.

З лугами взаємодіють тільки амфотерні метали, найбільш поширеними з яких є Al, Zn, Sn, Pb, Be.

## 6. Корозія металів

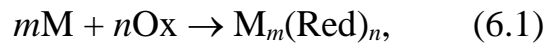
*Корозія* – процес самочинної фізико-хімічної взаємодії між металом і середовищем, що призводить до зміни властивостей металу (часто до втрати його функціональних характеристик), середовища або технічної системи, частинами якої вони є. Чинники, що впливають на швидкість, вид та розподіл корозії, називають *чинниками корозії* (факторами корозії). Чинники, пов'язані з природою металу (хімічний склад, структура, стан поверхні), називають *внутрішніми*, а ті, що зумовлені впливом корозійного середовища (склад, гідро- або аеродинамічні умови, тиск, температура, механічні навантаження) – *зовнішніми чинниками*.

Процес корозії завжди самочинний, супроводжується виділенням енергії та розсіюванням продуктів корозії в оточуюче середовище. Основною причиною корозії металів є їх термодинамічна нестійкість у середовищі, тому більшість металів у земній корі знаходиться в окисненому стані у вигляді різноманітних сполук.

За механізмом взаємодії розрізняють хімічну та електрохімічну корозію.

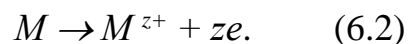
*Хімічна корозія* відбувається в одному акті безпосередньої взаємодії окисника (Ох) та металу (М), коли відсутня можливість конденсації вологи на міжфазовій межі, і не супроводжується утворенням електричного струму, наприклад:





де Red – відновлена форма окисника.

*Електрохімічна корозія* має місце в електропровідних середовищах (у більшості випадків – у присутності вологи): водних розчинах електролітів, атмосфері під плівками вологи на поверхні, ґрунті, розплавах електролітів. Електрохімічна корозія зумовлена утворенням на поверхні металу макро- або мікрогальванічних елементів. Причиною виникнення перших є безпосередній контакт металів, що відрізняються значеннями електродних потенціалів. Мікрогальванічні елементи утворюються внаслідок наявності домішок, механічних або хімічних неоднорідностей на поверхні металу або у приповерхневому шарі корозійного середовища. На поверхні металу або домішок, що мають менше значення електродного потенціалу, перебігає анодна реакція окиснення (іонізації) металу М з переходом його іонів у корозійне середовище:



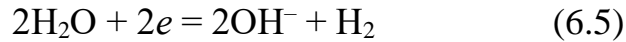
А на поверхні металу чи тих домішок, що мають більше значення потенціалу, – катодна реакція відновлення компонентів корозійного середовища (окисників Ox):



Реакції (6.2) і (6.3) перебігають паралельно і є супряженими, пов'язаними між собою балансом електричних зарядів: електрони, що вивільняються в процесі окиснення металу, переходять до окисника, який відновлюється. І чим більша різниця електродних потенціалів анодної та катодної реакцій (або анодних та катодних ділянок на поверхні металу), тим вища швидкість корозійного процесу. На поверхні металу або в об'ємі електроліту відбувається хімічна взаємодія між продуктами анодної і катодної реакцій (*вторинні процеси*).

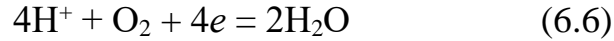
Залежно від природи металу та складу корозійного середовища розрізняють корозію з водневою або кисневою деполяризацією.

Корозія з *водневою деполяризацією* супроводжується виділенням водню за реакціями:



Реакція (6.4) відбувається у кислому ( $\text{pH} < 7$ ) середовищі, а (6.5) – у нейтральному ( $\text{pH} = 7$ ) або лужному ( $\text{pH} > 7$ ) середовищах.

Корозія з *кисневою деполяризацією* супроводжується поглинанням кисню за реакціями:



Реакція (6.6) відбувається у кислому ( $\text{pH} < 7$ ) середовищі, а (6.7) – у нейтральному ( $\text{pH} = 7$ ) або лужному ( $\text{pH} > 7$ ) середовищах.

Потенціали катодних реакцій залежать від кислотності ( $\text{pH}$ ) середовища та у першому наближенні можуть бути розраховані за формулами:

для водневої деполяризації

$$E(2\text{H}^+/\text{H}_2) = -0,059\text{pH}, \quad (6.8)$$

для кисневої деполяризації

$$E(2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2/4\text{OH}^-) = 1,23 - 0,059\text{pH} \quad (6.9)$$

З термодинамічної точки зору самочинний процес корозійного руйнування перебігає, якщо енергія Гіббса  $\Delta G$  має від'ємне значення ( $\Delta G < 0$ ). Енергія Гіббса пов'язана з електрорушійною силою  $\Delta E$  корозійного процесу співвідношенням

$$\Delta G = -zF\Delta E, \quad (6.10)$$

де  $z$  – кількість електронів, що беруть участь у реакції;  $F$  – число Фарадея,  $F = 96500$  Кл/моль;  $\Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$ , а  $E_{\text{к}}$ ,  $E_{\text{а}}$  – потенціали катодної та анодної реакцій відповідно, В.

Отже, величину  $\Delta E$  можна вважати критерієм самочинного перебігу корозійного процесу, тобто  $\Delta G < 0$ , якщо  $\Delta E > 0$ , а  $E_{\text{к}} > E_{\text{а}}$ . Таким чином,

корозія відбувається за наявності у складі середовища речовин, потенціали відновлення яких більші за потенціал окиснення металу.

### **7. Захист металів від корозії.**

Усі способи захисту металів від корозії розділяють на три великі групи:

- 1) методи впливу на кородуючий метал;
- 2) методи обробки корозійного середовища;
- 3) способи керування корозійним процесом (електрохімічний захист).

#### **Методи впливу на кородуючий метал**

Найпоширенішими методами першої групи є легування і нанесення покриттів. *Легування* металів і сплавів проводять шляхом введення до їх складу компонентів, які сприяють зсуву потенціалу матеріалу у позитивний бік або формуванню на поверхні металу пасивних плівок.

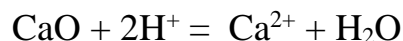
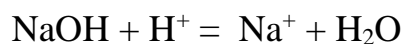
*Покриття бувають:*

- металеві;
- неметалеві (оксидні, фосфатні плівки та ін.);
- лакофарбові та полімерні.

#### **Обробка корозійного середовища**

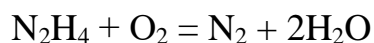
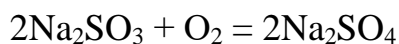
Обробка корозійного середовища доцільна в системах, об'єм і склад яких в умовах експлуатації суттєво не змінюються. Розглянемо основні шляхи такого захисту.

*Нейтралізацію корозійного середовища* шляхом додавання лужних агентів – їдкого натру (NaOH) або негашеного вапна (CaO) – використовують для кислих середовищ, де метал кородує з водневою деполяризацією:



*Видалення кисню* (деаерація корозійного середовища), якщо метал експлуатують у нейтральному середовищі і він кородує з кисневою деполяризацією, здійснюють такими способами:

- продувкою інертними газами;
- обробкою корозійного середовища гострим паром;
- введенням відновників (Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>), які зв'язують кисень за реакціями:



пропусканням середовища через колонки з гарячими залізними ошурками:



Введення в корозійне середовище *інгібіторів корозії* є найбільш поширеним способом захисту від корозії. Інгібітори – це речовини, додавання яких до складу агресивного середовища навіть у незначній кількості суттєво знижує швидкість корозійного процесу. Такий спосіб захисту називають *інгібуванням середовища*.

### **Електрохімічний захист**

Він застосовується в корозійних середовищах з високою електричною провідністю та ґрунтується на залежності швидкості корозійного процесу від значення електродного потенціалу металу. Розрізняють катодний та анодний захист.

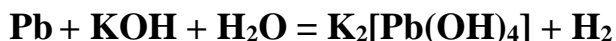
*Катодний захист* полягає в підключенні металоконструкції, яку захищають, до негативного полюса зовнішнього джерела струму так, що потенціал металу стає негативнішим за його стандартний потенціал, отже, анодна реакція корозійного процесу стає термодинамічно неможливою. Різновидом катодного захисту є *протекторний захист*, який полягає в підключенні до металоконструкції електрода (протектора), виготовленого з більш активного металу. У макрогальванічному елементі, що виникає при цьому, протектор є анодом і кородує, а металоконструкція є катодом і не руйнується.

При *анодному захисті* металоконструкцію підключають до позитивного полюса зовнішнього джерела струму та подають потенціал, при якому метал переходить до пасивного стану. Анодний захист застосовують тільки для тих металів, на поверхні яких при анодній поляризації формуються захисні плівки різної природи, зокрема оксидні, за умови відсутності у складі середовища іонів, що здатні їх руйнувати ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{F}^-$ ).

**8. Контрольні завдання для виконання самостійної роботи – колоквиуму, по головним темам курсу «Хімія»**

**БІЛЕТ № 1**

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, які реакції перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-3}$  моль/л) та прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль /л).  $E^0 (\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28\text{В}$ ,  $E^0 (\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14\text{В}$ . Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

3. Електроліз водних розчинів  $\text{CoSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  з нерозчинними та з розчинними анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

4. Контакт з яким із наведених металів: Ni, Mn, Cu викликає найбільшу швидкість корозії заліза ( $\text{pH} = 7$ )? Відповідь обґрунтуйте на підставі аналізу схеми відповідних гальванічних пар та розрахованих ЕРС. Вкажіть, який із наведених металів корозійно нестійкий у лужному середовищі: Al, Fe, Co. Відповідь обґрунтуйте

5. Вкажіть, у яких розчинах:  $\text{CuSO}_4$ , та  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (навести реакції гідролізу солей), буде відбуватися реакція з **Zn**. Наведіть відповідні реакції.

**БІЛЕТ № 2**

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, які перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-3}$  моль/л) та прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль/л).

$E^0 (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40\text{В}$ ,  $E^0 (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,36\text{В}$ . Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

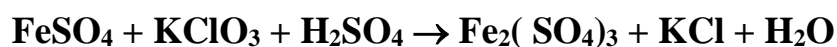
3. Електроліз водних розчинів  $\text{CdSO}_4$ ,  $\text{KCl}$  з нерозчинними та з розчинними анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

4. Надайте оцінку корозійній поведінки алюмінію у нейтральному, кислому та лужному середовищах при наявності **кисню** у повітрі. Який з факторів зменшує швидкість корозії алюмінію: а) анодування, б) наявність хлорид-іону, в) розчин соди?

5. Хімічна поведінка залізної деталі з покриттям хрому в нейтральному ( $\text{H}_2\text{O}$ ) та кислому середовищі при наявності шпарин на поверхні покриття. Наведіть відповідні реакції.

### БІЛЕТ №3

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, які перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-4}$  моль/л) та прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль/л).  $E^0 (\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28\text{В}$ ,  $E^0 (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,135\text{В}$ . Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

3. Електроліз водних розчинів  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{KBr}$  з нерозчинними та з розчинними анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

4. Контакт з яким із наведених металів: **Ni, Mn, Cu** викликає найбільшу швидкість корозії хрому ( $\text{pH} = 4$ )? Відповідь обґрунтуйте на підставі аналізу схеми, відповідних гальванічних пар та розрахованих ЕРС.

5. Хімічна поведінка  $\text{Fe}$  в розчині  $\text{CuSO}_4$  (з урахуванням гідролізу солі), при наявності  $\text{Cl}^-$ -іону та в розчині  $\text{HNO}_3$ конц. Наведіть відповідні реакції. Що таке пасивація? Чи притаманна така характеристика для заліза?

**БІЛЕТ №4**

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, які перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-4}$  моль/л) та прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль/л).  $E^0 (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{В}$ ,  $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,8\text{В}$ . Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

3. Електроліз водних розчинів  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  з нерозчинними та з розчинними анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

4. Надайте оцінку корозійній поведінки **Pb** у нейтральному, кислому та лужному середовищах. Який з факторів збільшує швидкість корозії Pb: а) контакт з міддю, б) наявність хлорид-іону, в) розчин соди?

5. Хімічна поведінка **Ni** у розчинах з **pH = 4** та  $\text{CuSO}_4$  (урахуванням гідролізу) Складіть рівняння відповідних реакцій.

**БІЛЕТ №5**

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, які перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-3}$  моль/л) та прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль/л).  $E^0 (\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1,2\text{В}$ ,  $E^0 (\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14\text{В}$ . Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

3. Електроліз водних розчинів  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{NaOH}$  з нерозчинними та з розчинними анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій.

4. Контакт з яким із наведених металів: Ag, Mn, Cr визиває найбільшу швидкість корозії Ni (рН = 7)? Відповідь обґрунтуйте на підставі аналізу схеми відповідних гальванічних пар та розрахованих ЕРС.

5. Хімічна поведінка Mg в нейтральному (H<sub>2</sub>O), кислому (HCl) середовищі та у розчині солі ZnSO<sub>4</sub> (з урахуванням гідролізу солі). Наведіть відповідні реакції.

### БІЛЕТ №6

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів у прианодному просторі - (10<sup>-3</sup> моль/л) та прикатодному просторі - (1 моль/л). E<sup>0</sup> (Al<sup>3+</sup>/Al) = -1,66В, E<sup>0</sup> (Cu<sup>2+</sup>/Cu) = 0,34В. Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

3. Електроліз водних розчинів FeCl<sub>3</sub>, HNO<sub>3</sub> з нерозчинними та з розчинними анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

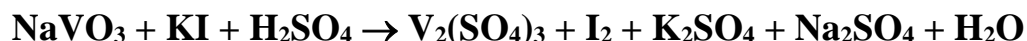
4. Розгляньте поведінку оцинкованого заліза у середовищі з рН = 4 та концентрацією іонів цинку C<sub>Zn<sup>2+</sup></sub> = 10<sup>-4</sup> моль/л. Як впливає температура на швидкість корозії?

5. Хімічна поведінка Cr в нейтральному (H<sub>2</sub>O), кислому HNO<sub>3конц.</sub> та лужному середовищах. Де корозія перебігає швидше: у кислому або у лужному середовищі? Підтвердить відповідними реакціями.



**БІЛЕТ №7**

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-4}$  моль/л) та прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль/л).  $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25\text{В}$ ,  $E^0(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -0,12\text{В}$ . Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

3. Електроліз водних розчинів  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  з нерозчинними та з розчинними анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

4. Контакт з яким із наведених металів:  $\text{Bi}$ ,  $\text{In}$ ,  $\text{Cu}$  викликає найбільшу швидкість корозії  $\text{Ni}$  ( $\text{pH} = 7$ )? Відповідь обґрунтуйте на підставі аналізу схеми відповідних гальванічних пар та розрахованих ЕРС.

5. Хімічна поведінка  $\text{Mg}$  в нейтральному ( $\text{H}_2\text{O}$ ), кислому ( $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{кон.}}$ ) та лужному середовищах. Навести реакції відповідних хімічних процесів.

**БІЛЕТ №8**

1 Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, які реакції перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-3}$  моль/л) та прикатодному просторі - (1 моль/л).  $E^0(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) = 0,8\text{В}$ ,  $E^0(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74\text{В}$ . Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

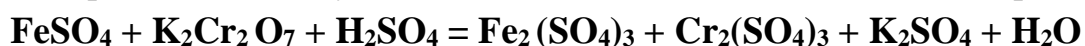
3. Електроліз водних розчинів:  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$  з нерозчинними та з розчинними анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

4. Чи відбуваються процеси корозії на поверхні луженого заліза у кислому середовищі з  $\text{pH} = 6$  та концентрацією іонів олова  $C(\text{Sn}^{2+}) = 10^{-4}$  моль/л.  $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14\text{В}$ . За яким принципом працює захисне покриття (за механічним або електрохімічним). Чи впливає температура на збільшення швидкості корозії?

5. Хімічна поведінка  $\text{Co}$  в розчині солі  $\text{CuCl}_2$  (з урахуванням гідролізу), нейтральному ( $\text{H}_2\text{O}$ ), кислому ( $\text{HNO}_{3\text{кон.}}$ ) та лужному середовищах. Навести реакції відповідних хімічних процесів.

### БІЛЕТ №9

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-4}$  моль/л), прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль/л).  $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8\text{В}$ ,  $E^0(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -0,12\text{В}$ . Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

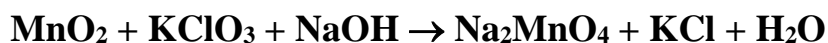
3. Електроліз водних розчинів:  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{NaNO}_3$  з нерозчинними та з розчинними анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір анодів при електролізі даних розчинів.

4. Які реакції перебігають у разі корозійного руйнування покриття з хрому на залізі в кислому та нейтральному середовищах присутності кисню з повітря. Який з факторів посилює швидкість корозії а) обробка  $\text{HNO}_{3\text{кон.}}$ , б) збільшення концентрації кисню?

5. Хімічна поведінка  $\text{Pb}$  в  $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{кон.}}$ ,  $\text{NaOH}$ . Чому свинцевий акумулятор не «полюбляє» перезаряду? Навести реакції відповідних хімічних процесів.

**БІЛЕТ №10**

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-2}$  моль/л), прикатодному просторі - ( $10^{-3}$  моль/л).  $E^0 (\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1.5\text{В}$ ,  $E^0 (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{В}$ . Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

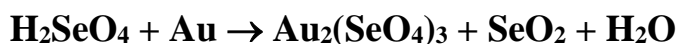
3. Електроліз водних розчинів  $\text{CdSO}_4$ ,  $\text{NaOH}$  з нерозчинним та розчинним анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір анодів при електролізі даних розчинів.

4. Чи буде відбуватись корозія залізної деталі з мідним покриттям у кислому середовищі ( $\text{pH} = 4$ ), якщо є порушення цілісності захисного шару? Навести відповідні розрахунки та реакції.

5. Закінчить рівняння реакцій хімічної поведінки металів у наведених розчинах:  $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = ?$ ;  $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 = ?$ ;  $\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = ?$ ;  $\text{Al} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = ?$  (з урахуванням гідролізу).

**БІЛЕТ №11**

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів:  $E^0 (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{В}$ ,  $E^0 (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40\text{В}$  та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-4}$  моль/л), прикатодному просторі - ( $10^{-2}$  моль/л). Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

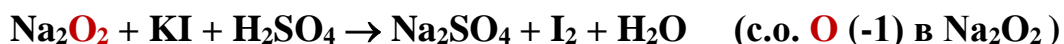
3. Електроліз водних розчинів  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{HCl}$  з нерозчинним та розчинним анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій.

4. Контакт з яким із наведених металів: Вi, Zn, Ag, визиває найбільшу швидкість корозії Fe (рН = 5)? Відповідь обґрунтуйте на підставі аналізу схеми відповідних гальванічних пар та розрахованих ЕРС.

5. Підберіть анодне покриття для деталі з заліза, яка працює у нейтральному (H<sub>2</sub>O), кислому (HCl, HNO<sub>3</sub>роз.) та лужному середовищах. Навести реакції відповідних хімічних процесів. Яке покриття буде краще захищати деталь у кислому середовищі – анодне чи катодне?

### БІЛЕТ №12

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте, окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів:  $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,4\text{В}$ ,  $E^0(\text{Au}^+/\text{Au}) = 1,7\text{В}$  та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елемента. Розрахуйте стандартні ЕРС елемента та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-3}$  моль/л), прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль/л). Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

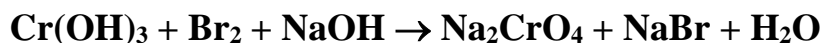
3. Електроліз водних розчинів Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> з нерозчинним та розчинним анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

4. Чи буде відбуватись корозія залізної деталі з цинковим покриттям у лужному середовищі (рН = 8), якщо є порушення цілісності захисного шару? Навести відповідні розрахунки та реакції. Висновок обґрунтуйте.

5. Хімічна поведінка Cr в нейтральному (H<sub>2</sub>O), кислому (HCl, HNO<sub>3</sub>кон.) середовищі та розчині солі Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (з урахуванням гідролізу солі). Навести реакції відповідних хімічних процесів.

**БІЛЕТ №13**

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів:  $E^0(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28\text{В}$ ,  $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8\text{В}$  та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-3}$  моль/л), прикатодному просторі - (1 моль/л). Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

3. Електроліз водних розчинів  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Fe(NO}_3)_2$ , з нерозчинним та розчинним анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір анодів при електролізі даних розчинів.

4. Контакт з яким із наведених металів: Ni, Zn, Ag, визиває найбільшу швидкість корозії Sn ( $\text{pH} = 7$ )? Відповідь обґрунтуйте на підставі аналізу схеми відповідних гальванічних пар та розрахованих ЕРС.

5. Підберіть катодне покриття для виробів з заліза. Які процеси перебігають при порушенні покриття у атмосферних умовах при наявності кисню? Як впливають вторинні продукти корозії на швидкість руйнування заліза з часом. Навести реакції відповідних хімічних процесів.

**БІЛЕТ № 14**

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



3. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів:  $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,14\text{В}$ ,  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{В}$  та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-4}$  моль/л), прикатодному просторі - ( $10^{-2}$  моль/л). Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

3. Електроліз водних розчинів  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{AgNO}_3$  з розчинними анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Чому при електролізі з виділенням металу використовують розчинні аноди?

4. Чи буде відбуватись корозія залізної деталі з хромовим покриттям у лужному середовищі ( $\text{pH} = 8$ ), якщо є порушення цілісності захисного шару? Навести відповідні розрахунки та реакції. Як впливає наявність вторинних продуктів корозії на швидкість корозії заліза. Наявність контакту з виробом зі свинцю.

5. Хімічна поведінка  $\text{Cd}$  в атмосферних умовах ( $\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ) та у розчині  $\text{HCl}$  з  $\text{pH} = 4$ . Навести реакції відповідних хімічних процесів. В яких умовах руйнування  $\text{Cd}$  є найбільш вірогідним?

### БІЛЕТ №15

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів:  $E^0(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28\text{В}$ ,  $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25\text{В}$  та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-4}$  моль/л), прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль/л). Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

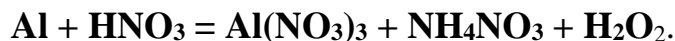
3. Електроліз водних розчинів  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  з нерозчинним та розчинним анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

4. Чи буде відбуватись корозія залізної деталі з мідним покриттям у середовищі  $\text{NaOH}$  ( $\text{pH} = 8$ ), якщо є порушення цілісності захисного шару? Навести відповідні розрахунки та реакції. Як впливають вторинні продукти реакції на швидкість корозії?

5. Хімічна поведінка  $\text{Mn}$  в нейтральному ( $\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ), кислому ( $\text{HCl}$ ) та в розчині солі  $\text{NiSO}_4$  (з урахуванням гідролізу солі). Навести реакції відповідних хімічних процесів.

**БИЛЕТ №16**

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів:  $E^0 (\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) = -0,8\text{В}$ ,  $E^0 (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{В}$  та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-4}$  моль/л), прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль/л). Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

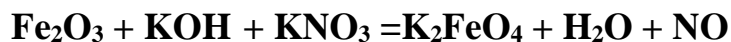
3. Електроліз водних розчинів  $\text{CdCl}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ , з нерозчинним та розчинним анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

4. Контакт з яким із наведених металів:  $\text{Co}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Ві}$ , викликає найбільшу швидкість корозії  $\text{Fe}$  ( $\text{pH} = 7$ )? Відповідь обґрунтуйте на підставі аналізу схеми відповідних гальванічних пар та розрахованих ЕРС.

5. Хімічна поведінка  $\text{Sn}$  в нейтральному ( $\text{H}_2\text{O}$ ), кислому ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_{3\text{кон.}}$ ) середовищі та в розчині солі  $\text{K}_2\text{CO}_3$  (з урахуванням гідролізу солі). Навести реакції відповідних хімічних процесів.

**БИЛЕТ №17**

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів:  $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8\text{В}$ ,  $E^0 (\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28\text{В}$  та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-4}$  моль/л), прикатодному просторі - ( $10^{-1}$  моль/л). Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

3. Електроліз водних розчинів  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ , з нерозчинним та розчинним анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

4. Контакт з яким із наведених металів: Cd, Bi, Al, викликає найбільшу швидкість корозії Ni (pH = 7)? Відповідь обґрунтуйте на підставі аналізу схеми відповідних гальванічних пар та розрахованих ЕРС.

5. Хімічна поведінка Ti в середовищі з іонами-активаторами та у розчині  $\text{HNO}_{3\text{кон}}$ . Навести реакції відповідних хімічних процесів. Навести приклади іонів-активаторів та іонів-пасиваторів та їх вплив на швидкість корозії металу.

### БІЛЕТ №18

1. Вкажіть ступені окиснення елементів та підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу. Визначте окисник та відновник наданої реакції.



2. Складіть схему хімічного джерела струму з наведених електродів:  $E^0(\text{Pd}^{2+}/\text{Pd}) = 0,92\text{В}$ ,  $E^0(\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}) = -2,86\text{В}$  та вкажіть: анод, катод та напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі. Напишіть ОВР, що перебігають на електродах гальванічного елементу. Розрахуйте стандартні ЕРС елементу та з урахуванням концентрації розчинів: у прианодному просторі - ( $10^{-4}$  моль/л), прикатодному просторі - ( $10^{-2}$  моль/л). Порівняйте два значення ЕРС та зробіть висновки.

3. Електроліз водних розчинів  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  з нерозчинним та розчинним анодами. Складіть рівняння відповідних реакцій. Поясніть вибір аноду при електролізі даних розчинів.

4. Контакт з яким із наведених металів: Zn Fe, Al, викликає найбільшу швидкість корозії Fe (pH = 7)? Відповідь обґрунтуйте на підставі аналізу схеми відповідних гальванічних пар та розрахованих ЕРС.

5. Підберіть катодне та анодне покриття для заліза. Які процеси будуть перебігати у разі порушення покриттів а атмосферних умовах? Навести реакції відповідних хімічних процесів. Яке покритті, анодне чи катодне, краще захищає залізо в атмосферних умовах?



## Порядок виконання самостійної роботи за темою «ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ФІЗИКО-ХІМІЧНИХ ТА КОРОЗІЙНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ МЕТАЛУ»

1. Навести електронну та електронної-графічну формули атому елемента, основні ступені окиснення елемента у сполуках, стандартний електронний потенціал. Зробити висновок щодо хімічної активності елемента.

### 2. Фізико-механічні властивості металу.

Фізичні: колір, плавкість, електропровідність, теплопровідність, термічні та магнітні.

Механічні: міцність, пружність, пластичність, витривалість.

**3. Хімічні властивості металу:** описати за допомогою хімічних реакцій хімічні властивості елемента при взаємодії з

3.1 неметалами, киснем, галогенами, водою,

3.2 кислотами-неокисниками ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{розв}}$ ); кислотами-окисниками ( $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$ ,  $\text{HNO}_{3\text{розв}}$ ,  $\text{HNO}_{3\text{конц}}$ ) за допомогою ОВР.

3.3 з розчином лугу ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ),

3.4 з розчинами солей:  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (з урахуванням гідролізу).

4. На підставі **термодинамічних розрахунків** визначте зміну ентальпії та ентропії ( $\Delta H_{\text{x.p.}}^0$ ,  $\Delta S_{\text{x.p.}}^0$ ) реакцій взаємодії металу з **кислотою-окисником** та **водою** за стандартних умов, використовуючи табличні дані. Порахуйте значення  $\Delta G_{\text{x.p.}}^0$  і зробіть висновки щодо довірного перебігу корозійних процесів у кислому та нейтральному середовищах.

**5. Корозійні дослідження поведінки металу та засоби запобігання корозії.**

5.1. Охарактеризувати корозійну поведінку металу в агресивних середовищах (кисле, лужне) та в атмосферних умовах (при наявності пари  $\text{H}_2\text{O}$  та  $\text{CO}_2$ ). Дослідити вірогідність корозійних процесів в атмосферних умовах, які можуть виникати при контакті з металом, який має більш позитивний електродний потенціал на підставі анодних, катодних процесів та вторинних хімічних реакцій, що перебігають на поверхні металу. Зробити висновки щодо зміни швидкості корозії металу з часом.

5.2. Запропонувати заходи щодо зниження **корозійного руйнування металу** (нанесення металевих та неметалевих покриттів, зміни рН зовнішнього середовища, електрохімічний засіб, конструктивні заходи).

6. Навести сфери використання металу в машинобудуванні та енергетиці.

Перелік металів для виконання самостійної роботи (№ п/п відповідає номеру за списком групи)

№ п/п	метал	№ п/п	метал	№ п/п	метал
1	Mg	7	Cr	13	Sn
2	Cu	8	Ba	14	Ni
3	Ca	9	Pb	15	Cd
4	V	10	Mn	16	Sc
5	Ti	11	Fe	17	Cr
6	Zn	12	Al	18	Cu

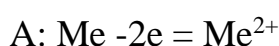
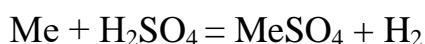
### Приклад відповіді на питання за п. 5.1

Охарактеризувати корозійну поведінку металу в агресивних середовищах (кисле та лужне), в атмосферних умовах та при наявності пари  $H_2O$  та  $CO_2$ . Навести рівняння анодних та катодних процесів, довести наявність чи відсутність корозійних процесів( розрахунки ЕРС). Зробити висновки.

Навести рівняння анодних та катодних процесів, що перебігають на поверхні металу в контакті з металом, який має більш позитивний електродний потенціал ( $Me_x$ ) у нейтральному середовищі.

Метал – Me,  $E^0 (Me^{2+}/Me) = -0,50V$  (метал умовний, не амфотерний).

*Корозійна поведінка Me у кислому середовищі.*



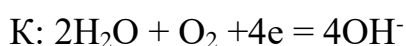
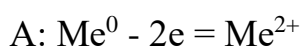
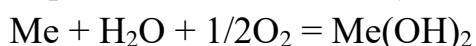
$$ЕРС = E_K - E_A = 0 - (-0,5) = +0,5V$$

Якщо ЕРС має позитивне значення, то  $G \leq 0$ . Корозія металу відбувається. Вторинні продукти корозії добре розчинні, тому корозія з часом тільки збільшує швидкість.

*Корозійна поведінка Me у лужному середовищі.*

$Me + NaOH =$  не реагує. Метал не амфотерний, тобто процес не перебігає.

*Корозійна поведінка Me у атмосферних умовах при  $pH = 7$*

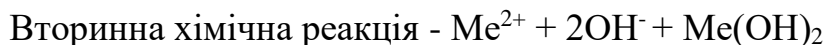


Розрахуємо електродний потенціал катодної реакції:

$$E(2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 / 4\text{OH}^-) = 1,23 - 0,059 \cdot \text{pH} = 1,23 - 0,059 \cdot 7 = 0,8\text{В}$$

$$E_{\text{PC}} = 0,8 - (-0,5) = 1,3\text{В}.$$

Метал кородує в атмосферних умовах при наявності кисню у повітрі.

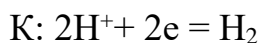
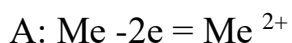


Гідрооксид металу погано розчинна речовина, тому з часом швидкість корозії зменшується.

Якщо у повітрі є  $\text{CO}_2$ , то утворюється кислота:

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$ , процес корозії металу іде за схемою корозійної поведінки у кислому середовищі. Вторинні продукти корозії – карбонати відповідних металів, зазвичай, погано розчинні, що зменшує швидкість корозії з часом.

При контакті  $\text{Me}$  з  $\text{Me}_x$  у кислому середовищі утворюється мікрогальванічний елемент, де  $\text{Me}$  – анод, а  $\text{Me}_x$  – катод. Умовний електродний потенціал  $\text{Me}_x = +0,3\text{В}$



Без контакту з  $\text{Me}_x$   $E_{\text{PC}}$  системи розраховується так:

$$E_1 = E_{\text{к}} - E_{\text{а}} = 0 - (-0,5) = +0,5\text{В}$$

При наявності контакту  $E_{\text{PC}}$  дорівнює:

$$E_2 = E_{\text{к}} - E_{\text{а}} = 0,30 - (-0,5) = +0,80\text{В}$$

Порівнюючи значення  $E_{\text{PC}}$  бачимо, що швидкість корозії при наявності контакту з  $\text{Me}_x$  зростає.

**Висновки.** Найбільш небезпечним для  $\text{Me}$  є кисле середовище. У лужному та в атмосферних умовах  $\text{Me}$  кородує повільно, тому що на поверхні металу утворюється погано розчинна захисна плівка. Контакт з більш позитивним металом формує мікрогальванічний елемент, що призводить до збільшення швидкості корозійних процесів.

## ДОДАТКИ

*Д1 – Ряд стандартних електродних потенціалів ( $E^\circ$ , В)*

Метал	$E^\circ$	Метал	$E^\circ$	Метал	$E^\circ$	Метал	$E^\circ$
Li <sup>+</sup> /Li	-3,045	Sc <sup>3+</sup> /Sc	-2,077	Zn <sup>2+</sup> /Zn	-0,763	Tc <sup>2+</sup> /Tc	+0,400
K <sup>+</sup> /K	-2,924	Pu <sup>3+</sup> /Pu	-2,073	Cr <sup>3+</sup> /Cr	-0,744	Co <sup>3+</sup> /Co	+0,330
Rb <sup>+</sup> /Rb	-2,925	Th <sup>4+</sup> /Th	-1,900	Ga <sup>3+</sup> /Ga	-0,529	Ru <sup>2+</sup> /Ru	+0,450
Cs <sup>+</sup> /Cs	-2,923	Np <sup>3+</sup> /Np	-1,860	Fe <sup>2+</sup> /Fe	-0,440	Cu <sup>+</sup> /Cu	+0,521
Ra <sup>2+</sup> /Ra	-2,916	Be <sup>2+</sup> /Be	-1,847	Cd <sup>2+</sup> /Cd	-0,403	Rh <sup>2+</sup> /Rh	+0,600
Ba <sup>2+</sup> /Ba	-2,905	U <sup>3+</sup> /U	-1,800	In <sup>3+</sup> /In	-0,343	Os <sup>2+</sup> /Os	+0,700
Sr <sup>2+</sup> /Sr	-2,888	Hf <sup>4+</sup> /Hf	-1,700	Co <sup>2+</sup> /Co	-0,277	Tl <sup>3+</sup> /Tl	+0,710
Ca <sup>2+</sup> /Ca	-2,866	Al <sup>3+</sup> /Al	-1,663	Ni <sup>2+</sup> /Ni	-0,250	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> /2Hg	+0,789
Na <sup>+</sup> /Na	-2,714	Zr <sup>4+</sup> /Zr	-1,529	Sn <sup>2+</sup> /Sn	-0,139	Ag <sup>+</sup> /Ag	+0,799
Ac <sup>3+</sup> /Ac	-2,600	Ti <sup>2+</sup> /Ti	-1,210	Pb <sup>2+</sup> /Pb	-0,126	Pb <sup>4+</sup> /Pb	+0,800
La <sup>3+</sup> /La	-2,522	V <sup>2+</sup> /V	-1,186	Fe <sup>3+</sup> /Fe	-0,037	Hg <sup>2+</sup> /Hg	+0,854
Ce <sup>3+</sup> /Ce	-2,480	Mn <sup>2+</sup> /Mn	-1,179	<b>H<sub>2</sub><sup>+</sup>/2H</b>	<b>0,000</b>	Pd <sup>2+</sup> /Pd	+0,987
Nd <sup>3+</sup> /Nd	-2,431	Ta <sup>3+</sup> /Ta	-1,126	Bi <sup>3+</sup> /Bi	+0,215	Ir <sup>3+</sup> /Ir	+1,150
Y <sup>3+</sup> /Y	-2,372	Nb <sup>3+</sup> /Nb	-1,100	Sb <sup>3+</sup> /Sb	+0,240	Pt <sup>2+</sup> /Pt	+1,188
Mg <sup>2+</sup> /Mg	-2,363	Cr <sup>2+</sup> /Cr	-0,913	Re <sup>3+</sup> /Re	+0,300	Au <sup>3+</sup> /Au	+1,498
Lu <sup>3+</sup> /Lu	-2,250	V <sup>3+</sup> /V	-0,835	Cu <sup>2+</sup> /Cu	+0,337	Au <sup>+</sup> /Au	+1,692

**Д2 – РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ, СОЛЕЙ У ВОДІ**

	<b>OH<sup>-</sup></b>	<b>Cl<sup>-</sup></b>	<b>Br<sup>-</sup></b>	<b>I<sup>-</sup></b>	<b>S<sup>2-</sup></b>	<b>SO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b>	<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b>	<b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></b>	<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b>	<b>SiO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b>	<b>NO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>	<b>CH<sub>3</sub>COOH<sup>-</sup></b>
<b>H<sup>+</sup></b>		P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P
<b>K<sup>+</sup></b>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
<b>Na<sup>+</sup></b>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
<b>NH<sub>4</sub><sup>+</sup></b>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P
<b>Ba<sup>2+</sup></b>	P	P	P	P	P	H	H	H	H	H	P	P
<b>Ca<sup>2+</sup></b>	M	P	P	P	M	H	M	H	H	H	P	P
<b>Mg<sup>2+</sup></b>	H	P	P	P	M	H	P	H	H	Г	P	P
<b>Al<sup>3+</sup></b>	H	P	P	P	Г	–	P	H	-	Г	P	M
<b>Cr<sup>3+</sup></b>	H	P	P	P	Г	–	P	H	–	Г	P	P
<b>Fe<sup>2+</sup></b>	H	P	P	P	H	H	P	H	H	Г	P	P
<b>Fe<sup>3+</sup></b>	H	P	P	Г	H	–	P	H	–	Г	P	P
<b>Ni<sup>2+</sup></b>	H	P	P	P	H	H	P	H	H	Г	P	P
<b>Mn<sup>2+</sup></b>	H	P	P	P	H	H	P	H	H	Г	P	P
<b>Zn<sup>2+</sup></b>	H	P	P	P	H	H	P	H	H	Г	P	P
<b>Ag<sup>+</sup></b>	–	H	H	H	H	H	M	H	H	–	P	P
<b>Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup></b>	–	H	H	H	H	–	M	H	H	–	P	M
<b>Hg<sup>2+</sup></b>	–	P	M	H	H	–	P	H	–	–	P	P
<b>Pb<sup>2+</sup></b>	H	M	M	H	H	H	H	H	H	Г	P	P
<b>Sn<sup>2+</sup></b>	H	P	P	M	H	–	P	H	Г	Г	Г	P
<b>Cu<sup>2+</sup></b>	H	P	P	–	H	H	P	H	Г	Г	P	P

**P** – розчинні; **H** – нерозчинні; **M** – малорозчинні;

**Г** – у воді гідролізуються; – не існують.

## ДЗ – ТЕРМОДИНАМІЧНІ КОНСТАНТИ ДЕЯКИХ РЕЧОВИН

Формула	$\Delta H$ кДж/моль	$S^0$ Дж/ моль·К	Формула	$\Delta H$ кДж/моль	$S^0$ Дж/ моль·К
Al	0	28,31	Mg <sub>(к)</sub>	0	32,7
Al <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-1676	50,92	MgCO <sub>3(к)</sub>	-1113	65,7
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3(к)</sub>	-3442,2	239,2	MgO <sub>(к)</sub>	-601,8	26,9
C <sub>(к)</sub>	0	5,74	MgCl <sub>2(к)</sub>	-641,1	26,9
CH <sub>4(г)</sub>	-74,86	186,19	Mn <sub>(к)</sub>	0	32
C <sub>2</sub> H <sub>2(г)</sub>	226,73	200,94	MnO <sub>2(к)</sub>	-521,5	53,1
CH <sub>3</sub> Cl <sub>(г)</sub>	-82,0	-233,5	N <sub>2(г)</sub>	0	199,9
CCl <sub>4(г)</sub>	-100,42	310,12	NH <sub>3(г)</sub>	-46,19	192,6
CO <sub>(г)</sub>	-110,52	197,54	NO <sub>(г)</sub>	90,25	210,6
CO <sub>2(г)</sub>	-393,51	213,08	N <sub>2</sub> O <sub>5(г)</sub>	-42,7	178,4
COCl <sub>2(г)</sub>	-220,3	283,9	NO <sub>2(г)</sub>	33	240,2
CS <sub>2(р)</sub>	88,7	151,0	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4(к)</sub>	-1180,0	220,0
CaO <sub>(к)</sub>	-635,5	39,7	NOCl <sub>(г)</sub>	52,5	261,5
Ca(OH) <sub>2(к)</sub>	-986,6	76,1	Na <sub>(к)</sub>	0	51,45
CaCO <sub>3(к)</sub>	-1206,9	92,6	NaOH <sub>(р)</sub>	-426,6	64,18
CaC <sub>2(к)</sub>	-62,8	70,3	NaOH <sub>(к)</sub>	-425,6	64,4
CaCl <sub>2(к)</sub>	-795,0	113,6	NaCl <sub>(к)</sub>	-411,1	72,1
Cl <sub>2(г)</sub>	0	222,9	Na <sub>2</sub> O <sub>(к)</sub>	-416,0	75,3
Fe <sub>(к)</sub>	0	27,15	Na <sub>2</sub> CO <sub>3(к)</sub>	-1131,0	136,4
FeO <sub>(к)</sub>	-264,8	60,75	NaNO <sub>3(к)</sub>	-466,7	116
Fe <sub>2</sub> O <sub>3(к)</sub>	-822,2	87,4	Na <sub>2</sub> SO <sub>4(к)</sub>	-1384,6	149,5
FeS <sub>2(к)</sub>	-178,2	52,93	Na <sub>2</sub> SiO <sub>3(к)</sub>	-1525,4	113,8
H <sub>2(г)</sub>	0	130,52	O <sub>2(г)</sub>	0	205,0
HCl <sub>(г)</sub>	-91,8	186,8	PbO <sub>(к)</sub>	-219,3	66,2
H <sub>2</sub> O <sub>(р)</sub>	-285,8	70,1	PbS <sub>(к)</sub>	-100,4	91,2
H <sub>2</sub> O <sub>(г)</sub>	-241,8	188,7	SO <sub>2(г)</sub>	-296,9	248,1
H <sub>2</sub> S <sub>(г)</sub>	-21	205,7	SO <sub>3(г)</sub>	-396,1	256,4
H <sub>2</sub> SO <sub>4(р)</sub>	-814,2	156,9	Si <sub>(к)</sub>	0	18,8
S <sub>(к) ромб</sub>	0	31,9	SiO <sub>2(к)</sub>	-908,3	42,7
HNO <sub>3(р)</sub>	-174,1	156,6	ZnO <sub>(к)</sub>	-350,6	43,6
HNO <sub>2(р)</sub>	-119,2	152,7	ZnS <sub>(к)</sub>	-205,4	57,7

**РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА**

1. Загальна хімія: навчальний посібник / В. І. Булавін, Т. В. Школьнікова, М. В. Ведь І.І. Степанова та ін.; під заг. ред. В. І. Булавіна. – 2-ге вид., перероблено та доповнено. – Харків : НТУ «ХП», 2019. – 376 с.
2. Практикум з основ загальної хімії для організації лабораторних, семінарських занять і самостійної роботи з дисципліни “Загальна хімія”. / Булавін В. І., Ярошок Т. П., Ведь М. В. та ін. – Харків: НТУ “ХП”, 2017 – 146 с.
3. Окисно- ідновні реакції: навчально-методичний посібник / Волобуєв М.М., Ведь М.В., Степанова І.І., Проскуріна В.О.// Харків : ФОП Панов А.М., 2021.-70 с.
4. Методичні вказівки і контрольні завдання організації самостійної роботи та вивчення курсу дисципліни «Загальна хімія» для студентів машинобудівних спеціальностей денної форми навчання / Уклад. Т. В. Мельник, І. В. Асєєва. – Харків: НТУ «ХП», 2018. – 40 с.

## ЗМІСТ

ВИМОГИ ДО ВИКОНАННЯ ІНДИВІДУАЛЬНОГО РОЗРАХУНКОВОГО ДОМАШНЬОГО ЗАВДАННЯ .....	3
ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ .....	4
1. Хімічна термодинаміка .....	4
Приклад відповіді на завдання по темі «Хімічна термодинаміка» .....	6
2. Властивості водних розчинів електролітів .....	8
Приклад відповіді на завдання по темі «Гідролізу солей» .....	9
3. Окисно-відновні реакції .....	10
4. Електрохімічні процеси та системи .....	10
Приклад відповіді на завдання по темі «Електрохімічні процеси» .....	13
5. Хімічні властивості металів .....	15
6. Корозія металів .....	16
7. Захист металів від корозії .....	17
8. Контрольні завдання для виконання самостійної роботи – колоквиуму, по головним темам курсу «Хімія» .....	21
Порядок виконання самостійної роботи за темою «ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ФІЗИКО-ХІМІЧНИХ ТА КОРОЗІЙНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ МЕТАЛУ» .....	33
Перелік металів для виконання самостійної роботи .....	34
Приклад відповіді на питання за п. 5.1 .....	34
ДОДАТКИ .....	36
Д1 – РЯД СТАНДАРТНИХ ЕЛЕКТРОДНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ ( $E^{\circ}$ , В) .....	36
Д2 – РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ, СОЛЕЙ У ВОДІ .....	37
Д3 – ТЕРМОДИНАМІЧНІ КОНСТАНТИ ДЕЯКИХ РЕЧОВИН .....	38
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА .....	39



Навчальне видання

### МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання індивідуального розрахункового завдання з  
дисципліни «Загальна хімія» для студентів спеціальностей:

133 – «Галузеве машинобудування», 131 – «Прикладна механіка», 141 –  
«Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка», 142 – «Енергетичне  
машинобудування», 273 – «Залізничний транспорт», 274 – «Автомобільний  
транспорт», 263 - «Цивільна безпека» денної форми навчання

Укладачі Ірина Ігорівна СТЕПАНОВА  
Алла Миколаївна КОРОГОДСЬКА  
Ірина Володимирівна АСЄЄВА

Відповідальний за випуск

Роботу до друку рекомендував

В авторській редакції