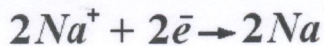
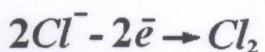
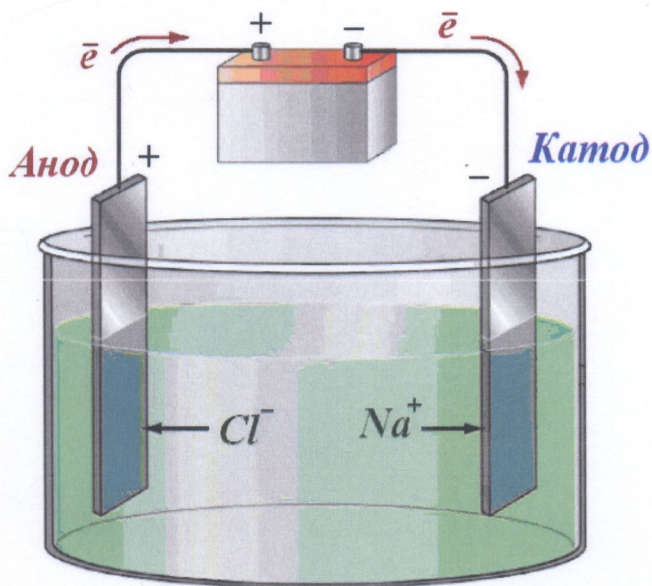


544.6(075)
Є25

М. В. Євсєєва, А. П. Ранський, О. А. Гордієнко

ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

ТЕОРІЯ ТА ПРАКТИКУМ



544.6(075)
Є25

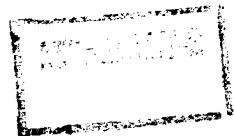
Міністерство освіти і науки України
Вінницький національний технічний університет

М. В. Євсєєва, А. П. Ранський, О. А. Гордієнко

ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

ТЕОРІЯ ТА ПРАКТИКУМ

Навчальний посібник



НТБ ВНТУ



477069

544.6(075) Є25 2017

Євсєєва М.В. Електрохімічні процеси

Вінниця
ВНТУ
2017

УДК 544.6(075)

ББК 24.57я73

Є25

Рекомендовано до друку Вченою радою Вінницького національного технічного університету Міністерства освіти і науки України (протокол № 4 від 27.10.2016 р.)

Рецензенти:

В. Г. Петрук, доктор технічних наук, професор

Г. М. Розанцев, доктор хімічних наук, професор

Т. І. Ющенко, кандидат хімічних наук, доцент

Євссєва, М. В.

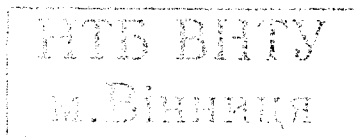
Є25 Електрохімічні процеси. Теорія та практикум : навчальний посібник / М. В. Євссєва, А. П. Ранський, О. А. Гордієнко. – Вінниця : ВНТУ, 2017. – 111 с.

В навчальному посібнику викладені теоретичні положення та практичне застосування електрохімічних процесів, розглянуті загальні властивості металів в обсязі, передбаченому навчальною програмою з хімії для інженерно-технічних спеціальностей. Наведені методики виконання лабораторних дослідів, завдання для самостійної роботи і тести для перевірки знань студентів.

УДК 544.6(075)

ББК 24.57я73

477069



© М. Євссєва, А. Ранський, О. Гордієнко, 2017

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
1 ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ З ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ	5
2 ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ЕЛЕКТРИЧНОГО СТРУМУ	7
2.1 Стандартні електродні потенціали. Ряд напруг металів	7
2.2 Хімічні джерела електричного струму	11
2.3 Найважливіші типи гальванічних елементів	14
2.4 Акумулятори і паливні елементи	17
2.5 Завдання для самостійної роботи	21
2.6 Експериментальна частина	23
2.7 Контрольні тестові завдання.....	26
3 ЕЛЕКТРОЛІЗ	34
3.1 Електроліз розплавів.....	34
3.2 Електроліз водних розчинів	35
3.3 Закони Фарадея	38
3.4 Застосування електролізу в техніці.....	39
3.5 Завдання для самостійної роботи	41
3.6 Експериментальна частина	44
3.7 Контрольні тестові завдання.....	47
4 ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ	53
4.1 Поширеність металів у природі. Добування металів	53
4.2 Металічний зв'язок і кристалічна будова металів.....	54
4.3 Фізичні властивості металів.....	55
4.4 Хімічні властивості металів	59
4.5 Метали та сплави в сучасній техніці.....	62
4.6 Завдання для самостійної роботи	66
4.7 Експериментальна частина	68
4.8 Контрольні тестові завдання.....	70
5 КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ ТА СПЛАВІВ	77
5.1 Класифікація корозійних процесів.....	77
5.2 Хімічна корозія.....	79
5.3 Електрохімічна корозія.....	80
5.4 Захист металів та сплавів від корозії	83
5.5 Завдання для самостійної роботи	86
5.6 Експериментальна частина	88
5.7 Контрольні тестові завдання.....	92
ЛІТЕРАТУРА.....	100
Додаток А Періодична система елементів Д. І. Менделєєва.....	102
Додаток Б Розчинність основ, кислот і солей у воді	103
Додаток В Стандартні електродні потенціали металів у водних розчи- нах	104
Додаток Г Реакції на електродах в процесах електролізу.....	105
Додаток Д Хімічні властивості металів	106
СЛОВНИК НАЙБІЛЬШ ВЖИВАНИХ ТЕРМІНІВ.....	108

ВСТУП

Електрохімічними називають процеси взаємного перетворення хімічної і електричної форм енергії. Вони знайшли широке застосування в різних технологічних процесах, які пов'язані з виробництвом електричної енергії, електрохімічних перетворювачів, отриманням матеріалів із заданими властивостями, розробкою контрольно-вимірювальних систем, добуванням і обробкою металів та сплавів, корозією металів, отриманням високочистих речовин тощо. За природою електрохімічні процеси є окисно-відновними, що в більшості випадків протікають на межі поділу метал – електроліт. Їх застосування в різних галузях техніки має такі переваги як точність, надійність, компактність, висока швидкість протікання та можливість автоматизації. Знання закономірностей електрохімічних процесів та розуміння їх суті вкрай необхідні майбутнім інженерам, оскільки це дозволить їм підбрати найоптимальніші умови здійснення виробничих процесів. Електрохімічні процеси успішно використовуються у багатьох екологічно-безпечних технологіях утилізації та перероблення відходів, очищення стічних вод та газових викидів.

В навчальному посібнику «Електрохімічні процеси. Теорія та практикум» наведені загальні положення з техніки безпеки, розглянуті типи і принципи роботи хімічних джерел струму, процеси електролізу та їх застосування на практиці. Враховуючи те, що метали і сплави в наш час є основними конструкційними матеріалами для машинобудування, транспорту, будівництва, приладобудування та інших галузей народного господарства, в посібнику значна увага відведена загальним властивостям металів, процесам їх корозії та сучасним методам захисту металів і сплавів від корозії. Кожен розділ містить теоретичні відомості, завдання для самостійної роботи, методику виконання лабораторних робіт і контрольні тестові завдання. В даному посібнику особлива увага приділена експериментальній частині, оскільки глибокого вивчення і розуміння електрохімічних процесів та їх закономірностей можна досягти лише при проведенні лабораторного практикуму. Довідковий матеріал, необхідний для самостійної роботи з посібником в процесі виконання контрольних завдань і розв'язування задач, виснесено як додатки до посібника.

Навчальний посібник написано відповідно до програм курсу «Хімія», «Загальна хімія», «Хімія з основами біогеохімії» для студентів вищих навчальних закладів технічного спрямування нехімічного профілю. Посібник призначений для самостійної роботи студентів денної та заочної форми навчання, підготовки їх до лабораторних, практичних занять, колоквіумів, складання іспитів.

Автори висловлюють щирю вдячність співробітникам кафедри Панченко Т. І. та Радомській А. О. за допомогу у підготовці електронної версії рукопису.

1 ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ З ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

Основні правила роботи студента в хімічній лабораторії

- перед початком лабораторного практикуму необхідно вивчити правила техніки безпеки, а також засоби надання першої медичної допомоги при хімічних опіках і отруєннях токсичними речовинами;
- підготовку до лабораторної роботи варто починати з детального вивчення методики експерименту і, у разі потреби, з вивчення правил техніки безпеки, що визначаються особливостями даної роботи;
- робоче місце необхідно утримувати в чистоті та порядку, не захищувати робочий стіл непотрібними в даний момент предметами: приладами, книгами тощо; після закінчення роботи упорядкувати і здати лаборанту або викладачу робоче місце, прилади і устаткування.

Правила техніки безпеки

1. Приступати до виконання дослідів лише після дозволу викладача.
2. При використанні реактивів і препаратів необхідно уважно читати написи на етикетках.
3. Для визначення запаху речовин необхідно легким рухом долоні руки направити потік повітря на себе.
4. Не можна проводити досліди в брудному посуді. У лабораторії слід працювати у спецодязі.
5. Не куштувати на смак будь-які реактиви та препарати. З усіма речовинами слід поводитись як із отруйними.
6. В лабораторії суворо забороняється виконувати досліди, які не передбачені практикумом.
7. Забороняється проводити на столах досліди, які супроводжуються виділенням легколетких токсичних речовин: амоніаку, броду, хлору, йоду, оксидів нітрогену, карбон (II) оксиду, сульфур (IV) оксиду, сірководню та ін. Такі досліди проводити тільки у витяжних шафах. Під час роботи у витяжній шафі всі дверцята тримати опущеними, залишивши внизу лише щілину для притоку повітря.
8. Нагріваючи рідину в пробірці, тримати її трохи нахиленою та прогрівати спочатку верхню її частину, поступово переміщуючи зону нагрівання донизу. Не направляти при цьому отвір пробірки на себе чи в бік тих, хто працює поруч.
9. Досліди із застосуванням концентрованих розчинів кислот та лугів проводити у витяжній шафі.
10. При розведенні концентрованої сульфатної кислоти слід вливати її у воду, а не навпаки (в протилежному випадку перші порції води, змішуючись з кислотою, закипають, розбризкуючись у різні сторони, інколи супроводжуючись вибухом).

11. Під час роботи з лужними металами користуватися захисними окулярами. Метал різати тільки на аркуші сухого паперу, притримуючи його пінцетом або шпателем. Уникати контакту металу з водою. Обрізки та дрібні шматочки лужних металів складати у фарфорову чашку та заливати спиртом до повного їх розчинення. Ні в якому разі не викидати відходи лужних металів у ящик для сміття або в раковину, де вони потім можуть спалахнути.

12. Роботу з легкозаймистими рідинами та газами проводити якомога далі від відкритого полум'я. Працювати з такими рідинами й газами дозволяється лише в спеціально обладнаних витяжних шафах. Спирт, етер та інші легкозаймісті розчинники, що спалахнули, необхідно засипати піском.

13. Після закінчення роботи ретельно вимийте руки з милом.

14. Студенти, які не засвоїли правил роботи з окремими приладами, а також правил техніки безпеки або свідомо їх порушують, до роботи в лабораторії не допускаються.

15. У випадку спалаху речовин при нагріванні необхідно негайно загасити спиртівку або вимкнути електричну плитку, а полум'я накрити ковдрою або засипати піском чи використати вогнегасник.

Перша допомога при нещасних випадках

Для надання першої медичної допомоги хімічні лабораторії обладнані аптечками.

Правила першої долікарняної допомоги:

- при пораненні склом потрібно видалити залишки скла з рани, змстити рану розчином йоду і перев'язати бинтом;
- при опіках кислотами і лугами ушкоджені ділянки шкіри потрібно швидко промити великим об'ємом води, а потім обробити 2%-ним розчином соди (при опіках кислотою) або 2%-ним розчином оцтової кислоти (при опіках лугом);
- при термічних опіках ушкоджену ділянку шкіри необхідно промити спиртом;
- при попаданні реактиву в очі необхідно їх промити проточною водою і звернутись до лікаря;
- при отруєнні газами необхідно забезпечити постраждалому приплив свіжого повітря.

2 ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ЕЛЕКТРИЧНОГО СТРУМУ

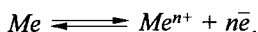
Електрохімія – це розділ хімії, який вивчає електрохімічні процеси. **Електрохімічні процеси** – це процеси взаємного перетворення хімічної та електричної форм енергії. Їх можна розділити на дві основні групи:



Електрохімічні процеси протікають на межі поділу фаз за участю йонів та електронів в електрохімічних системах. **Електрохімічна система** складається з двох електродів і йонного провідника між ними. Для створення замкнутого кола використовують металевий провід. **Електродами** називаються провідники, що мають електронну провідність (провідники 1-го роду) і знаходяться в контакті з йонним провідником. **Йонний провідник** (провідник 2-го роду) – це розчин, чи розплав електроліту, або твердий електроліт.

2.1 Стандартні електродні потенціали. Ряд напруг металів

В металі існує рівновага:



Якщо метал занурити в розчин солі цього металу, то під дією полярних молекул води або інших розчинників йони металу відриваються і переходять у розчин у вигляді гідратованих (або сольватованих) йонів згідно зі схемою:



З врахуванням рівноваги, що існує в металі, маємо:



Кількість йонів металу, які відриваються від його поверхні, залежить від здатності металу до окиснення, температури і концентрації розчину. Чим активніший метал, тим легше переходять його йони у розчин, а дуже

активні метали, наприклад лужні та лужно-земельні, інтенсивно взаємодіють з водою, причому рівновага повністю зміщується вправо.

Внаслідок переходу йонів активного металу у розчин його поверхня заряджається негативно. Тому гідратовані йони утримуються біля поверхні негативно зарядженої пластинки металу і утворюють **подвійний електричний шар** (рис. 2.1, а); у випадку малоактивного металу його поверхня заряджається позитивно і притягує до себе негативно заряджені йони з розчину, тобто також утворюється подвійний електричний шар (рис. 2.1, б).

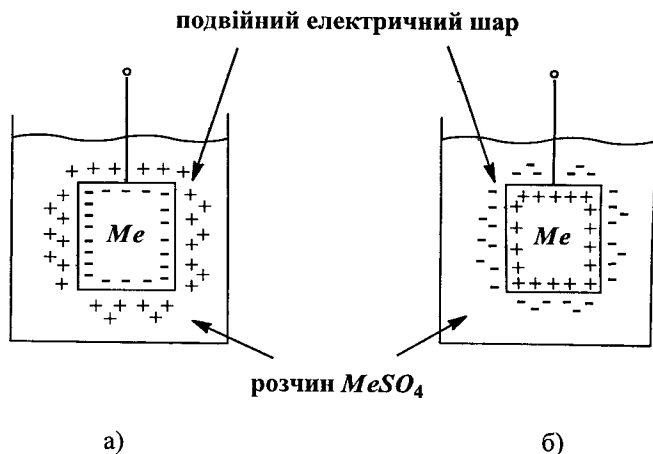


Рисунок 2.1 – Виникнення подвійного електричного шару:
а) для активного металу; б) для малоактивного металу

Шар йонів, який прилягає до негативно чи позитивно зарядженої пластинки металу, називається **адсорбційним**. Далі від пластинки, де концентрація йонів поступово зменшується, утворюється **дифузійний шар**. Отже, на межі поділу двох фаз метал – розчин солі металу, виникає певна різниця потенціалів, яка називається **електродним потенціалом**.

Абсолютні значення електродних потенціалів ні теоретично розрахувати, ні експериментально виміряти неможливо. Тому для порівняння хімічної активності металів їх електродні потенціали визначають відносно електродів, електродні потенціали яких умовно приймають сталими. Такі електроди називаються **електродами порівняння**. Найчастіше як електрод порівняння використовують **стандартний водневий електрод**, схема якого наведена на рисунку 2.2. Він складається з платинової пластини, на поверхню якої електролізом нанесено осад губчастої платини. Такий електрод має велику площу поверхні і, як наслідок, високу адсорбційну здатність. Платинова пластина занурена в розчин сульфатної кислоти з концентрацією 1 моль/л , через який пропускають водень під тиском 101 кПа .

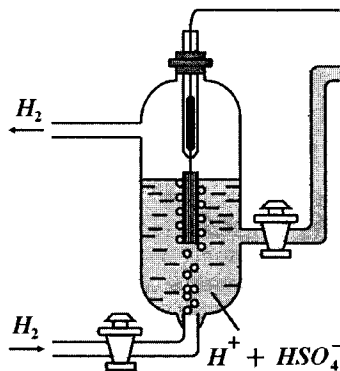


Рисунок 2.2 – Схема стандартного водневого електрода

Потенціал стандартного водневого електрода позначають E_{2H^+/H_2}^0 і вважають, що його значення дорівнює нулю при $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$, $P = 101\text{ кПа}$ і $\alpha_{H^+} = 1\text{ моль/л}$ (α_{H^+} – активність йонів H^+ в розчині).

Для того, щоб кількісно охарактеризувати хімічну активність металів, потрібно виміряти їх електродні потенціали за однакових (стандартних) умов. Для цього складають гальванічний елемент з двох півелементів, з'єднаних між собою електролітичним містком: стандартного водневого електрода і будь-якого металевого електрода, зануреного у розчин солі металу з активністю йонів металу 1 моль/л при $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$ (рис. 2.3).

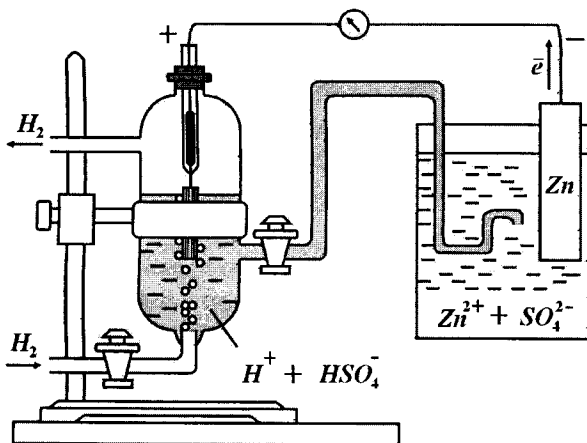


Рисунок 2.3 – Схема гальванічного елемента для визначення електродного потенціалу

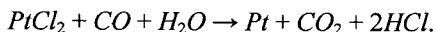
Електрорушійна сила (ЕРС) цього гальванічного елемента дорівнює різниці потенціалів електродів, з яких він складається. Оскільки $E_{2H^+/H_2}^0 = 0 \text{ В}$, то величина стандартного електродного потенціалу металу дорівнює ЕРС гальванічного елемента. Отже, значення стандартних електродних потенціалів є не абсолютною, а відносною величиною.

Потенціал металевого електрода при $a_{Me^{n+}} = 1 \text{ моль/л}$ і $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$, вимірний відносно стандартного водневого електрода, називається **стандартним електродним потенціалом металу** і позначається $E_{Me^{n+}/Me}^0$, вимірюється у Вольтах. Якщо у парі зі стандартним водневим електродом металевий електрод заряджається негативно, то його стандартний електродний потенціал має від'ємне значення і навпаки. Стандартні електродні потенціали металів у водних розчинах (при $25 \text{ }^\circ\text{C}$) наведено в таблиці В.1, додаток В.

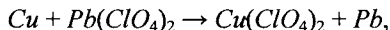
Електрохімічний ряд напруг металів – це ряд металів, розміщених у послідовності зростання їх стандартних електродних потенціалів. **Чим менше стандартний електродний потенціал металу $E_{Me^{n+}/Me}^0$, тим вища його хімічна активність і відновна здатність.** У верхній частині електрохімічного ряду напруг металів (див. додаток В) розміщені лужні й лужноземельні метали, які є сильними відновниками і дуже активні. Отже, чим менша величина $E_{Me^{n+}/Me}^0$ металу, тим вищі його хімічна активність та відновна здатність у водних розчинах.

Метали, що мають менше значення $E_{Me^{n+}/Me}^0$, витісняють із солі метал, який має більше значення $E_{Me^{n+}/Me}^0$. Тому, наприклад, дуже легко відбуваються реакції витіснення цинком свинцю, міді та інших малоактивних металів із розчинів їх солей.

Навпаки, хімічна активність йонів металів зростає в ряду напруг зверху вниз. Отже, йони лужних і лужноземельних металів відновлюються гірше, ніж йони металів, що мають позитивний електродний потенціал. У такій же послідовності зростають окиснювальні властивості йонів металів. Так, йони Pt^{2+} , Au^+ і Au^{3+} є сильними окисниками і легко відновлюються до простих речовин – вільних металів:



Величина стандартного електродного потенціалу значною мірою залежить від природи розчинника, зокрема його сольвативної дії. Було показано, що в деяких випадках хімічна природа розчинника впливає на величину стандартного електродного потенціалу металу не менше, ніж природа самого металу. Так, для більшості металів $E_{Me^{n+}/Me}^0$ в метанолі та етанолі (які за хімічною природою близькі до води) і у воді не збігаються. Бувають випадки, коли метали в ряду напруг міняються місцями. Так, в ацетонітрилі CH_3CN в ряду напруг мідь розміщена до водню і активніша за свинець, оскільки стандартні потенціали цих металів такі: $E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = -0,28 \text{ В}$; $E_{Pb^{2+}/Pb}^0 = -0,12 \text{ В}$. Отже, в ацетонітрилі можлива реакція:



яка у водному розчині не відбувається. Крім того, в цьому розчиннику мідь витіснятиме водень з кислот-неокисників. Ці факти пояснюються тим, що йони купруму (II) сольватуються молекулами ацетонітрилу сильніше, ніж йони плумбуму (II).

Потенціал металу залежить також від природи металу, концентрації розчину солі металу, точніше від активності йонів металу в розчині та температури. Ця залежність виражається **рівнянням Нернста**:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \alpha_{\text{Me}^{n+}}, \quad (2.1)$$

де $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$ – рівноважний електродний потенціал металу, V ;

$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ – стандартний електродний потенціал металу, V ;

R – універсальна газова стала, яка дорівнює $8,314 \text{ Дж}/(\text{К} \cdot \text{моль})$;

T – температура, K ;

F – число Фарадея, що дорівнює 96487 Кл ;

n – заряд йона металу;

$\alpha_{\text{Me}^{n+}}$ – активність йонів металу у розчині, $\text{моль}/\text{л}$.

При незначній концентрації розчину солі металу можна вважати, що активність йонів металу дорівнює їх концентрації: $\alpha_{\text{Me}^{n+}} = [\text{Me}^{n+}]$. Якщо в рівняння Нернста підставити значення всіх констант, ввести множник 2,3 (для переходу від натурального логарифма до десяткового) і прийняти $T = 298 \text{ K}$, то це рівняння набуде вигляду:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg[\text{Me}^{n+}]. \quad (2.2)$$

Обчислення потенціалу водневого електрода за рівнянням Нернста для води ($[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ моль}/\text{л}$) дає змогу визначити метали, які можуть витіснити водень із води. Оскільки потенціал водневого електрода у воді дорівнює

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 + 0,059 \cdot \lg 10^{-7} = -0,41 \text{ В},$$

то метали, значення $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ яких менше, ніж $-0,41 \text{ В}$, мають взаємодіяти з водою. Проте наявність на поверхні металу окисної плівки заважає цій взаємодії. Тому з водою реагують метали, що стоять у ряду напруг до магнію, який взаємодіє лише з киплячою водою.

2.2 Хімічні джерела електричного струму

Хімічні джерела струму (ХДС) – це спеціальні пристрої, в яких на електродах відбуваються самочинні окисно-відновні процеси і які ство-

рюють різницю потенціалів, тобто електричний струм. При цьому енергія хімічної окисно-відновної реакції перетворюється в електричну. Серед таких пристроїв розрізняють гальванічні, паливні елементи та акумулятори.

Гальванічний елемент – це система для безпосереднього перетворення енергії окисно-відновної реакції в електричну. Для отримання електричного струму окисно-відновні реакції здійснюються таким чином, щоб процеси окиснення і відновлення відбувались на різних електродах.

Гальванічний елемент складається з двох електродів (анода і катода) та йонного провідника між ними. **Анод** – це електрод, який має менший потенціал, він окиснюється в гальванічному елементі. **Катод** – електрод з більшим потенціалом, на ньому відбувається процес відновлення. Таким чином, величини електродних потенціалів катода та анода співвідносяться так:

$$E_{\text{анода}} < E_{\text{катода}}. \quad (2.3)$$

Анод позначають знаком «мінус» (на його поверхні концентрація електронів більша, ніж на катоді), а катод – знаком «плюс». Електрохімічне коло, яке виникає в гальванічному елементі, подають у вигляді схеми:

$$(-) \text{ Анод} \mid \text{Анодний розчин} \parallel \text{Катодний розчин} \mid \text{Катод} (+). \quad (2.4)$$

Однією вертикальною лінією позначають межу поділу твердої і рідкої фаз. Подвійна вертикальна лінія вказує на наявність пористої діафрагми або електролітичного містка між двома електролітами. Під час роботи гальванічного елемента відбувається одночасне перенесення електрики двома колами: зовнішнім (потік електронів металевим провідником) і внутрішнім (потік йонів через пористу діафрагму або електролітичний місток в рідкій фазі елемента).

Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента визначається як різниця електродних потенціалів катода і анода:

$$ЕРС = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}}, \quad (2.5)$$

де E – електродний потенціал, V .

Гальванічні елементи називають первинними ХДС. Активні компоненти (окисник та відновник) витрачаються під час роботи такого елемента; після їх витрати елемент перестає функціонувати.

Перший гальванічний елемент був створений італійським фізиком А. Вольта (1799 р.). Він складався із цинкового і мідного електродів, занурених у розчин сульфатної кислоти. Але такий гальванічний елемент не міг працювати тривалий час.

Розглянемо один з найпростіших гальванічних елементів – елемент **Даніеля-Якобі** (рис. 2.4). Він складається з цинкового та мідного електродів, занурених в розчини їхніх солей. Ємності із розчинами з'єднані між собою електролітичним містком, заповненим розчином електроліту, що забезпечує йонну провідність. Оскільки $E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 < E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$, то в га-

льванічному елементі Данієля-Якобі анодом є цинковий електрод, а катодом – мідний. На цинковому електроді, зануреному в розчин $ZnSO_4$, відбувається розчинення цинку, тобто окиснення його атомів в йони: $Zn - 2\bar{e} = Zn^{2+}$, а вивільнені електрони по металевому провіднику переходять на мідний електрод, занурений у розчин $CuSO_4$, де відбувається виділення міді, тобто відновлення її йонів в атоми: $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$.

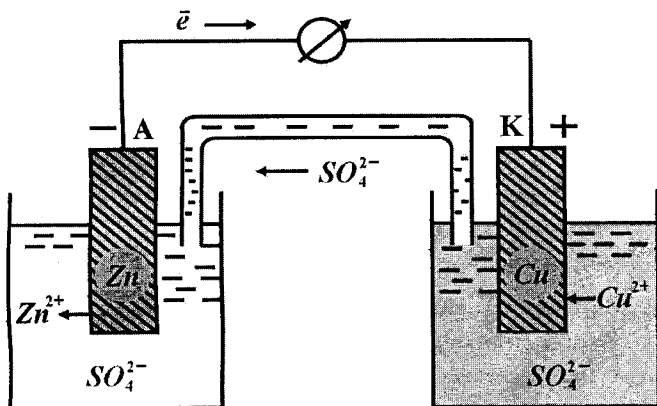
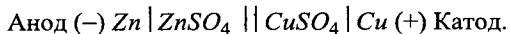


Рисунок 2.4 – Гальванічний елемент Данієля-Якобі

Електронейтральність розчину біля обох електродів досягається завдяки тому, що йони SO_4^{2-} рухаються через електролітичний місток у розчин $ZnSO_4$. За однаковий час кількість відновлених йонів Cu^{2+} дорівнює кількості йонів SO_4^{2-} , які пройшли через електролітичний місток у напрямку цинкового електрода.

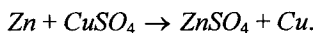
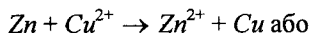
Схема гальванічного елемента Данієля-Якобі:



Реакція на аноді: $Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$;

Реакція на катоді: $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu$.

Сумарний окисно-відновний процес виражається рівнянням:



Електрорушійна сила гальванічного елемента Данієля-Якобі за стандартних умов дорівнює:

$$E_{PC} = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = 0,34 \text{ В} - (-0,76 \text{ В}) = 1,10 \text{ В}.$$

Існують також **концентраційні гальванічні елементи** – це хімічні джерела струму, які складаються з однакових електродів, занурених у розчини одного і того самого електроліту, що суттєво відрізняються лише концентрацією $C_2 > C_1$. Катодом концентраційного елемента є електрод, занурений в електроліт з більшою концентрацією C_2 , який має більший електродний потенціал і на його поверхні відбувається процес відновлення окисника.

Розглянемо, наприклад, концентраційний елемент, що складається із срібних електродів, занурених в розчини $AgNO_3$ з $C_1 = 0,001$ моль/л і $C_2 = 0,1$ моль/л. За рівнянням Нернста (2.2) маємо:

$$E_1 = E_{Ag^+/Ag}^0 + \frac{0,059}{1} \cdot \lg[Ag^+] = 0,80 + \frac{0,059}{1} \cdot \lg 10^{-3} = 0,62 \text{ В},$$

$$E_2 = 0,80 + \frac{0,059}{1} \cdot \lg 10^{-1} = 0,74 \text{ В}.$$

Оскільки $E_1 < E_2$, то срібний електрод, занурений в розчин електроліту $AgNO_3$ з $C_2 = 0,1$ моль/л, буде виконувати роль катода, а другий електрод – анода. Схема цього концентраційного гальванічного елемента має такий вигляд:

Анод (-) $Ag | AgNO_3 (0,001M) || AgNO_3 (0,1M) | Ag (+)$ Катод.

Реакція на аноді: $Ag - \bar{1}e \rightarrow Ag^+$;

Реакція на катоді: $Ag^+ + \bar{1}e \rightarrow Ag$.

Таким чином, в процесі роботи гальванічного елемента в розчині з більшою концентрацією йони аргентуму осаджуються на срібному електроді, а в більш розбавленому – розчиняється срібний електрод. Струм буде протікати до тих пір, поки концентрації йонів аргентуму в обох розчинах не вирівняються. Електрорушійна сила такого гальванічного елемента дорівнює:

$$E_{PC} = E_2 - E_1 = 0,74 - 0,62 = 0,12 \text{ В}.$$

2.3 Найважливіші типи гальванічних елементів

Гальванічні елементи є хімічними джерелами електричної енергії, які зручні у використанні і мають високий коефіцієнт корисної дії. На сучасному етапі розвитку науки і техніки існує дуже багато різних гальванічних елементів, які відрізняються за складом, будовою, габаритами та призначенням і знаходять широке використання на практиці.

Манганово-цинковий елемент циліндричного типу (рис. 2.5). Як видно з рисунка, анодом є циліндрична цинкова фольга, що вкриває корпус елемента. Поверхня центрального графітового стрижня (катода) покрита

MnO_2 . Простір між електродами заповнений електролітом – пастою, яка містить NH_4Cl , $ZnCl_2$, H_2O та інертний наповнювач.

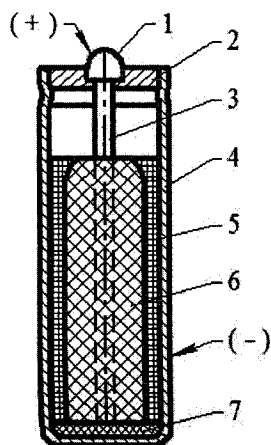
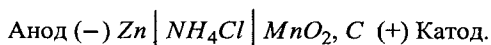


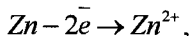
Рисунок 2.5 – Манганово-цинковий елемент циліндричного типу:

1 – контакт; 2 – ізоляційна маса; 3 – вугільний стрижень;
4 – цинковий стакан; 5 – паста NH_4Cl ; 6 – паста MnO_2 ; 7 – ізоляція

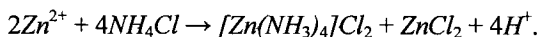
Схема манганово-цинкового елемента циліндричного типу:



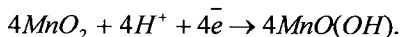
Під час роботи даного гальванічного елемента цинковий анод розчиняється:



а електроліт – паста з NH_4Cl – взаємодіє з іонами цинку:



Електрони від цинкового анода по зовнішньому колу спрямовуються до катода і сюди ж надходять йони H^+ по внутрішньому колу:



У манганово-цинковому елементі циліндричного типу усі хімічні компоненти є твердими речовинами або пастами. Тому його називають **сухим елементом**. ЕРС такого елемента дорівнює 1,5 В.

Манганово-цинковий елемент галетного типу (рис. 2.6). У цій конструкції елемента електрохімічний процес є таким самим, як і в елементі циліндричного типу, але відсутність вугільного електрода дає змогу виготовляти елемент більш компактним.

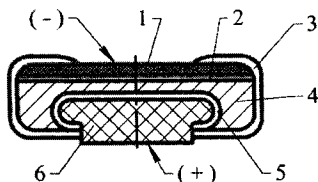


Рисунок 2.6 – Манганово-цинковий елемент галетного типу:

- 1 – біполярний провідний шар; 2 – цинковий електрод (анод);
 3 – хлорвініловий корпус; 4 – паста-електроліт; 5 – паперова прокладка;
 6 – позитивний електрод (катод, MnO_2)

Манганово-цинковий елемент гудзикового типу (рис. 2.7). Цей тип елемента є досить компактним і повністю герметичним.

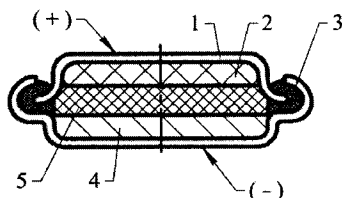


Рисунок 2.7 – Манганово-цинковий елемент гудзикового типу:

- 1 – металева оболонка; 2 – позитивний електрод (MnO_2); 3 – ізолятор;
 4 – цинковий електрод; 5 – сепаратор з лужним електролітом

Манганово-цинкові батареї виготовляють різних типів та для різних цілей, з напругою від 3 до 102 В, ємністю від 0,5 до 30 А · год і масою від 100 г до 20 кг. Конструкції і характеристики цих та інших елементів постійно вдосконалюються, задовольняючи зростаючі потреби. Їх світове виробництво сягає приблизно 10 млрд штук в рік.

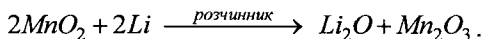
Гальванічні елементи з неводними електролітами дають змогу застосовувати досить активні відновники (наприклад лужні метали) і окисники, які у водних розчинах нестійкі. Під час використання розплавлених чи твердих електролітів елементи можуть працювати за підвищених температур.

У літєвих елементах на основі апротонних розчинників анодом є літій, катодом – тверді MnO_2 або флуорований графіт CF_x . Розроблено елементи з розчинниками, що виконують одночасно роль окисника, – рідким $SOCl_2$, зі зрідженням SO_2 . Струмоутворювальні реакції зумовлюють безпосереднє відновлення молекул розчинника під дією літію.

Найбільш поширеним літєвим елементом є елемент, в якому катод виготовлений з MnO_2 :



Під час роботи цього гальванічного елемента проходить реакція з утворенням оксидів літію і мангану (III):



Напруга цього елемента складає 3 В, а термін його зберігання – 10 років.

Завдяки високому негативному потенціалу літію такі елементи мають відмінні енергетичні показники і використовуються в мініконструкціях. Вони зручні для живлення мініелектронних пристроїв, таких як кардіостимулятори, мікрокалькулятори, електронні годинники та інше. Їх використовують також в комп'ютерах, вимірювальних приладах, фото- та відеотехніці як довгострокові елементи живлення.

Резервні гальванічні елементи – пристрої, в яких для зниження саморозряджання електроліт відділений від електродів, або такі, в яких електроліт перебуває у твердому нейонно-провідному стані. Безпосередньо перед використанням таких елементів електроди приводять у контакт з електролітом або розплавляють електроліт. У деяких типах елементів слід додавати тільки розчинник, тоді як головний компонент електроліту вже знаходиться в міжелектродному просторі. Такі елементи, як свинцево-кадмієві, свинцевий з перхлоратною кислотою, мідно-магнієві та інші випускають у вигляді резервних ХДС.

2.4 Акумулятори і паливні елементи

Акумулятори – це прилади для накопичування хімічної енергії, яка в разі потреби може перетворюватися в електричну. Їх називають вторинними ХДС. Вони широко застосовують у різних галузях техніки і зв'язку.

Будь-який окисно-відновний процес у розчині можна використати для добування електричної енергії. Проте не всі окисно-відновні реакції можна реалізовувати для створення гальванічного елемента, зокрема акумулятора. Основною вимогою до окисно-відновної реакції, на якій ґрунтується дія акумулятора, є її оборотність, оскільки акумулятор – прилад багаторазового і тривалого користування. Крім того, потрібно, щоб окисно-відновна реакція відбувалася досить швидко і забезпечувала утворення струму значної сили. Жорсткі технічні вимоги до акумуляторів (габаритні розміри, маса, ємність на одиницю маси, вартість тощо) обмежують кількість окисно-відновних реакцій, які можна використати для їх створення.

Нині найбільше поширення і практичне застосування мають свинцевий, або кислотний, і лужні акумулятори.

Свинцевий акумулятор складається з двох електродів, занурених у розчин сульфатної кислоти з концентрацією 25–30%. Один електрод (спресований PbO_2) є позитивним полюсом, а другий (ґратчаста пластина металевого свинцю) – негативним полюсом акумулятора. Схему свинцевого акумулятора можна записати так:

НІВ ВІННУ

м. Вінниця

Анод (-) $Pb \mid H_2SO_4 \mid PbO_2$ (+) Катод.

Під час роботи акумулятора, тобто коли його під'єднано до зовнішнього електричного кола, на електродах відбуваються електрохімічні процеси (розрядження акумулятора).

Реакція на аноді: $Pb - 2\bar{e} + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4$;

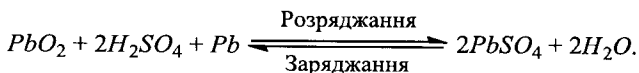
Реакція на катоді: $PbO_2 + 2\bar{e} + SO_4^{2-} + 4H^+ \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$.

Ступінь розрядження акумулятора визначають за зменшенням густини кислоти, оскільки її концентрація внаслідок утворення $PbSO_4$ при цьому зменшується. Під час заряджання акумулятора на електродах відбуваються протилежні процеси.

Реакція на катоді: $PbSO_4 + 2\bar{e} \rightarrow Pb + SO_4^{2-}$;

Реакція на аноді: $PbSO_4 + 2H_2O - 2\bar{e} \rightarrow PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-}$.

Процеси розрядження і заряджання в свинцевому акумуляторі можна записати одним рівнянням:



Після заряджання свинцевий акумулятор має EPC , що дорівнює 2,007 В. Якщо у процесі роботи EPC зменшується до 1,85 В, то його потрібно зарядити, під'єднавши до зовнішнього джерела постійного струму.

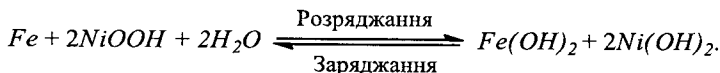
Свинцевий акумулятор має високий ККД (~80 %), значну EPC та порівняно невисоку вартість. При цьому він має невеликий термін експлуатації (2–5 років), велику масу і розміри та негерметичність у процесі використання агресивного електроліту. Також слід враховувати, що відпрацьовані акумулятори в разі їх неправильної утилізації можуть завдавати шкоди навколишньому середовищу.

До лужних акумуляторів належать залізо-нікелевий, кадмієво-нікелевий, срібно-цинковий та інші. Електролітом для них є 20–30%ний розчин лугу (KOH або $NaOH$).

Анодом в залізо-нікелевому акумуляторі є спресований порошок заліза, а катодом – $NiOOH$:

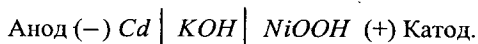
Анод (-) $Fe \mid KOH \mid NiOOH$ (+) Катод.

Принцип дії залізо-нікелевого акумулятора можна записати таким рівнянням:

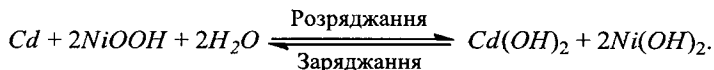


EPC залізо-нікелевого акумулятора дорівнює 1,23 В.

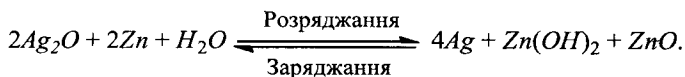
У кадмієво-нікелевому акумуляторі замість заліза катодом є губчастий кадмій. Схема цього акумулятора така:



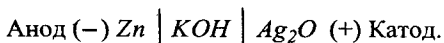
Заряджається і розряджається він за рівнянням:



У срібно-цинковому акумуляторі анодом є цинк, а катодом – оксиди аргентуму. Хімічні реакції, що відбуваються під час розрядження і зарядження акумулятора, описують таким рівнянням:



Електрична схема акумулятора має вигляд:



ЕРС срібно-цинкового акумулятора дорівнює 1,85 В. Він має високу ємність на одиницю маси, тому його широко застосовують як автономне джерело енергії.

У сучасній електронній техніці (мобільні телефони, ноутбуки, цифрові фотоапарати, відеокамери) та електромобілях як джерело струму широко використовують літій-йонні акумулятори. Для виготовлення анодів використовують вуглецеві матеріали, катодів – леговані оксиди кобальту або ніколу, літій-манганові шпінелі. Електроди розділені просоченим електролітом пористим сепаратором. Процеси зарядження та розрядження зводяться до перенесення йонів літію з одного електрода на інший.

Потреба у створенні легких із високим коефіцієнтом корисної дії (ККД) хімічних джерел енергії (для встановлення їх на супутниках, космічних кораблях, сигнальних пристроях тощо) поставила завдання безпосереднього перетворення енергії горіння палива в електричну. Проблема полягає в тому, щоб поділити окисно-відновну реакцію згоряння палива на два електродні процеси, які разом утворюватимуть гальванічний елемент.

Останнім часом здійснюють інтенсивні пошуки можливості конструювання так званих **паливних елементів**, в яких енергію згоряння карбон (II) оксиду, водню та інших сполук можна було б безпосередньо перетворювати в електричну енергію.

Паливний елемент – це гальванічний елемент, у якому енергія взаємодії горючої речовини з окисником, що безперервно подаються ззовні до електродів, а продукти реакції безперервно відводяться, перетворюється в електричну енергію. Горючою речовиною може бути водень, бензин, природний газ, кокс тощо, а окисником – здебільшого кисень.

Прикладом паливного елемента може бути воднево-кисневий елемент, який показано на рис. 2.8. Зазвичай воднево-кисневі паливні елементи виготовляють із дрібно-пористих графітових або нікелевих електродів. Простір між електродами (анодом і катодом) заповнений електролітом – водним розчином лугу 30–40% концентрації. Для ефективної роботи паливного елемента використовують каталізатори, які наносять на електроди. Для водневого електрода каталізаторами є платинові метали, а для кисневого – змішані каталізатори із *Co* і *Al* або *Fe*, *Mn*, *Ag*. Електрохімічне коло, яке виникає у воднево-кисневому елементі, записують у вигляді схеми:

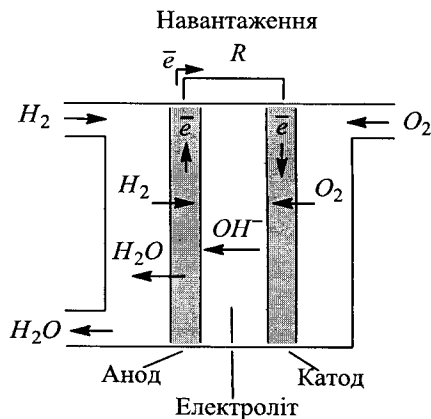
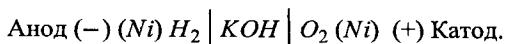
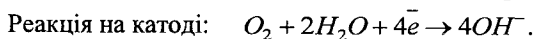
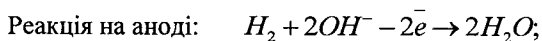


Рисунок 2.8 – Воднево-кисневий паливний елемент

Водень дифундує крізь пористий анод, у момент контакту з розчином *KOH* окиснюється. На іншому електроді поглинутий пористим катодом кисень відновлюється.



Теоретичне значення *ЕРС* воднево-кисневого елемента при 25 °С становить 1,229 В, коефіцієнт корисної дії – 60–70%. Паливні елементи завдяки високому коефіцієнтові використання палива, безперервності дії мають хороші перспективи для широкого застосування у техніці. Уже зараз паливні елементи використовуються у супутниках і космічних кораблях, а в майбутньому можуть використовуватись замість двигунів внутрішнього згоряння на транспорті.

2.5 Завдання для самостійної роботи

1. Які процеси називаються електрохімічними? На які групи вони поділяються?
2. Яка різниця між провідниками 1-ого та 2-ого роду? Наведіть приклади.
3. Що входить до складу електрохімічної системи?
4. Поясніть механізм утворення подвійного електричного шару, який виникає при зануренні металу в розчин його солі, на прикладі одного з активних і малоактивних металів.
5. Поясніть різницю між адсорбційним і дифузійним шаром йонів, які утворюються біля поверхні металу, зануреного в розчин своєї солі.
6. Що таке електродний потенціал? Чи можна його розрахувати або визначити експериментально?
7. Які електроди називають електродами порівняння? З якою метою їх використовують?
8. З чого складається стандартний водневий електрод?
9. Як вимірюють електродні потенціали металів?
10. Що таке стандартний електродний потенціал металу?
11. У якій послідовності розміщені метали в електрохімічному ряду напруг?
12. Який зв'язок існує між величиною стандартного електродного потенціалу металу і його хімічною активністю та відновною здатністю?
13. Як змінюється хімічна активність йонів металів в ряду напруг металів?
14. Які метали здатні витіснити золото із розчину його солі? Наведіть кілька прикладів.
15. Від яких факторів залежить потенціал металу?
16. Чому дорівнює потенціал водневого електрода в дистильованій воді?
17. Обчисліть потенціал водневого електрода при $pH = 10$.
18. Як впливає природа розчинника на величину стандартного електродного потенціалу металу?
19. Чому дорівнює рівноважний потенціал алюмінієвого електрода в розчині з концентрацією $[Al^{r3}] = 0,001 \text{ моль/л}$ при $T = 298 \text{ K}$?
20. Обчисліть рівноважну концентрацію йонів Pb^{2+} в розчині, якщо потенціал свинцевого електрода в ньому дорівнює $-0,25 \text{ В}$.
21. Рівноважний потенціал кадмієвого електрода при 296 K у розчині його солі дорівнює $-0,52 \text{ В}$. Розрахуйте рівноважну концентрацію йонів Cd^{2+} .

22. На скільки зміниться потенціал цинкового електрода, якщо розчин солі цинку, в який він занурений, розбавити в 10 разів?
23. Визначте потенціал водневого електрода в лужному середовищі, якщо концентрація *KOH* дорівнює, *моль/л*: а) 0,001; б) 0,01.
24. При якій концентрації йонів Pb^{2+} рівноважний потенціал свинцевого електрода при 298 K дорівнюватиме стандартному потенціалу нікелевого електрода?
25. При якій концентрації йонів Fe^{2+} рівноважний потенціал залізного електрода при 298 K дорівнюватиме стандартному потенціалу цинкового електрода?
26. Які пристрої називають хімічними джерелами струму? На які типи вони поділяються?
27. Яку будову має гальванічний елемент? Як співвідносяться між собою потенціали катода і анода в гальванічному елементі?
28. Яку функцію в гальванічному елементі виконує електролітичний місток? Як його позначають на схемах?
29. Яка будова гальванічного елемента Даніеля-Якобі? Чому цинковий електрод в цьому пристрої виконує функцію анода?
30. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких кадмій є анодом, а в другому – катодом. Напишіть рівняння електродних процесів і обчисліть *ЕРС* кожного елемента.
31. Складіть схему, напишіть рівняння електродних процесів і обчисліть *ЕРС* гальванічного елемента, що складається з кадмієвого і магнієвого електродів, занурених у розчини солей з $[Mg^{2+}] = [Cd^{2+}] = 1$ *моль/л*. Чи зміниться значення *ЕРС*, якщо концентрацію кожного з них знизити до 0,01 *моль/л*?
32. Складіть схему гальванічного елемента, що складається із цинкової та олов'яної пластин, занурених у розчини їхніх солей. Напишіть рівняння процесів, що відбуваються на аноді й катоді. Якою має бути концентрація йонів стануму (II), щоб *ЕРС* елемента дорівнювала нулю, якщо $[Zn^{2+}] = 0,0001$ *моль/л*?
33. Складіть схему, напишіть рівняння електродних процесів і розрахуйте *ЕРС* елемента, що складається зі срібної і свинцевої пластин, занурених у розчини солей з $[Ag^+] = [Pb^{2+}] = 0,1$ *моль/л*. Чи зміниться *ЕРС*, якщо концентрація йонів аргентуму і пловбуму зменшиться в 10 разів?
34. Складіть схему, напишіть рівняння електродних процесів і розрахуйте *ЕРС* елемента, що складається з мідної і кадмієвої пластин, занурених у розчини солей, якщо $[Cu^{2+}] = [Cd^{2+}] = 0,01$ *моль/л*. Чи зміниться *ЕРС*, якщо змінити температуру розчинів на 10 K?

35. Складіть схеми гальванічних елементів, робота яких ґрунтується на протіканні таких окисно-відновних реакцій:
- $Fe + Cd(NO_3)_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + Cd$;
 - $Zn + NiCl_2 \rightarrow ZnCl_2 + Ni$;
 - $Cu + 2AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$.
36. Чи можуть електроди гальванічного елемента бути виготовлені з одного й того ж металу? Як називаються такі гальванічні елементи? Наведіть приклади.
37. Складіть схему концентраційного цинкового елемента при $[Zn^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л і $[Zn^{2+}] = 10^{-4}$ моль/л. Покажіть, котрий з електродів буде анодом, котрий – катодом. Розрахуйте *ЕРС* елемента.
38. При якій концентрації йонів Cu^{2+} (моль/л) рівноважний потенціал мідного електрода дорівнюватиме стандартному потенціалу водневого електрода?
39. Визначте *ЕРС* елемента, який складається з мідного та свинцевого електродів, занурених в розчини солей цих металів з концентрацією 1 моль/л. Що відбудеться, якщо обидва розчини розбавити в 100 разів?
40. При якій концентрації солей Cr^{3+} рівноважний потенціал хромового електрода дорівнюватиме потенціалу стандартного цинкового електрода?
41. Визначте заряди електродів та *ЕРС* елемента:
 $Mg | Mg^{2+} (1 \text{ моль/л}) || Mg^{2+} (0,001 \text{ моль/л}) | Mg$.
42. *Якої концентрації треба приготувати розчин солі плюмбуму (моль/л), щоб *ЕРС* гальванічного елемента $(-) Pb | Pb^{2+} || H^+ (1 \text{ моль/л}) | H_2 (+)$ дорівнювала нулю? Чи можна створити таку концентрацію солі в розчині?
43. Чому манганово-цинковий елемент називають сухим?
44. Чим відрізняються акумулятори від гальванічних елементів?
45. Яким вимогам повинні відповідати окисно-відновні реакції, щоб на їх основі створити акумулятор?
46. Які типи акумуляторів вам відомі?
47. Охарактеризуйте переваги та недоліки свинцевого акумулятора?
48. На чому ґрунтується робота воднево-кисневого паливного елемента?

2.6 Експериментальна частина

Дослід 2.1 Виготовлення мідно-цинкового гальванічного елемента Даніеля-Якобі

Обладнання та реактиви: керамічні стакани (500 мл), електролітичний місток, мідний та цинковий електроди, вольтметр з великим внутрішнім опором, наждачний та фільтрувальний папір, розчини: $CuSO_4$ (0,5M), $ZnSO_4$ (0,1M).

Гальванічний елемент Даніеля-Якобі складається з цинкового та мідного електродів, занурених в розчин їхніх солей (див. рис. 2.4).

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. В два керамічні стакани приблизно на $\frac{3}{4}$ їх об'єму налити розчини купрум (II) сульфату (0,5М) та цинк сульфату (0,1М).

2. Мідну пластину зачистити наждачним папером, промити водопровідною водою та просушити фільтрувальним папером.

3. Мідну та цинкову пластини занурити в стакани з розчинами власних солей. При цьому місця, в яких металеві пластини з'єднані з провідниками, не повинні торкатись розчину.

4. Стакани з'єднати електролітичним містком – U-подібною трубкою, заповненою насиченим розчином калій хлориду в суміші з агар-агаром або желатином.

5. Вольтметром виміряти електрорушійну силу ($EPC_{експ.}$) виготовленого гальванічного елемента.

6. Розрахувати за рівнянням Нернста (2.2) величини електродних потенціалів:

а) мідного електрода, який занурений в розчин $CuSO_4$ з концентрацією 0,5 моль/л;

б) цинкового електрода, який занурений в розчин $ZnSO_4$ з концентрацією 0,1 моль/л.

7. Використовуючи співвідношення (2.3) визначити, який з електродів є катодом, а який – анодом даного гальванічного елемента.

8. Розрахувати теоретичну $EPC_{теор.}$ виготовленого мідно-цинкового гальванічного елемента за формулою (2.5).

9. Розрахувати відносну похибку вимірювання за формулою:

$$\varepsilon = \frac{EPC_{теор.} - EPC_{експ.}}{EPC_{теор.}} \cdot 100\% . \quad (2.6)$$

10. Записати схему мідно-цинкового гальванічного елемента, рівняння електродних реакцій і сумарну окисно-відновну реакцію, яка визначає роботу даного елемента.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 2.1 повинен містити:

1) рисунок 2.4, на якому зображено мідно-цинковий гальванічний елемент;

2) експериментально визначену величину електрорушійної сили ($EPC_{експ.}$);

3) розрахунок електродного потенціалу мідного електрода за формулою (2.2);

4) розрахунок електродного потенціалу цинкового електрода за формулою (2.2);

5) розрахунок теоретичного значення електрорушійної сили ($EPC_{теор.}$) за формулою (2.5);

6) розрахунок похибки вимірювань за формулою (2.6);

7) схему мідно-цинкового гальванічного елемента, рівняння електродних реакцій та окисно-відновну реакцію, що визначає роботу даного гальванічного елемента.

8) висновок, в якому вказати, за рахунок чого в цьому гальванічному елементі виробляється електрична енергія. До якого моменту буде працювати такий гальванічний елемент? Пояснити, чому $EPC_{теор.}$ завжди більша, чим $EPC_{експ.}$.

Дослід 2.2 Виготовлення концентраційного гальванічного елемента

Обладнання та реактиви: керамічні стакани (500 мл), електролітичний місток, два цинкових електроди, вольтметр з великим внутрішнім опором, наждачний та фільтрувальний папір, розчини: $ZnSO_4$ (1М; 0,0001М).

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. В один керамічний стакан приблизно на $\frac{3}{4}$ його об'єму налити розчин цинку сульфату з концентрацією 1М, а в другий – з концентрацією 0,0001М.

2. Цинкові пластини зачистити наждачним папером, промити водопровідною водою та просушити фільтрувальним папером.

3. Цинкові пластини занурити в стакани з розчинами.

4. Стакани з'єднати електролітичним містком – U-подібною трубкою, заповненою насиченим розчином калій хлориду в суміші з агар-агаром або желатином.

5. Вольтметром виміряти електрорушійну силу ($EPC_{експ.}$) виготовленого гальванічного елемента.

6. Розрахувати за рівнянням Нернста (2.2) величини електродних потенціалів цинкових електродів в обох розчинах.

7. Порівняти потенціали цинкових електродів і визначити, який з них є катодом, а який – анодом цього гальванічного елемента.

8. Розрахувати теоретичну $EPC_{теор.}$ виготовленого концентраційного гальванічного елемента за формулою (2.5).

9. Розрахувати відносну похибку вимірювання за формулою (2.6).

10. Записати схему концентраційного гальванічного елемента і рівняння електродних реакцій.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід повинен містити:

1) експериментально визначену величину електрорушійної сили ($EPC_{експ.}$);

2) розрахунок електродного потенціалу цинкового електрода, зануреного в розчин $ZnSO_4$ з концентрацією 1М за формулою (2.2);

3) розрахунок електродного потенціалу цинкового електрода, зануреного в розчин $ZnSO_4$ з концентрацією 0,0001М за формулою (2.2);

- 4) розрахунок теоретичного значення електрорушійної сили ($EPC_{теор.}$) за формулою (2.5);
- 5) розрахунок похибки вимірювань за формулою (2.6);
- 6) схему концентраційного гальванічного елемента і рівняння електродних реакцій.
- 7) висновок, в якому зазначити, які гальванічні елементи називають концентраційними та вказати як буде змінюватись концентрація йонів Zn^{2+} біля катода та анода в процесі роботи такого елемента. До якого моменту буде працювати даний гальванічний елемент?

2.7 Контрольні тестові завдання

1. Електродний потенціал – це ...

- 1) властивість розчинів електролітів проводити електричний струм;
- 2) різниця потенціалів на межі поділу двох фаз: метал – електроліт;
- 3) зміна потенціалу електрода внаслідок проходження електричного струму;
- 4) процес перетворення електричної енергії в хімічну.

2. Водневий електрод – це система, яка складається з ...

- 1) платинової пластини, зануреної у розчин солі платини (II);
- 2) цинкової пластини, зануреної у розчин сульфатної кислоти;
- 3) мідної пластини, зануреної у розчин солі купруму (II);
- 4) платинової пластини, зануреної у розчин сульфатної кислоти, через який пропускають водень.

3. З якою метою використовують стандартний водневий електрод?

- 1) як електрод порівняння при визначенні стандартних електродних потенціалів металів;
- 2) для зміни потенціалу металевого електрода при проходженні струму;
- 3) для отримання водню;
- 4) як електрод при добуванні металів в процесах електролізу розчинів їх солей.

4. Стандартний електродний потенціал металу – це ...

- 1) потенціал, виміряний відносно стандартного водневого електрода за стандартних умов;
- 2) потенціал металевого електрода, розрахований за рівнянням Нернста за умови, що концентрація йонів металу у розчині не дорівнює 1 моль/л;
- 3) різниця потенціалів між двома металевими електродами;
- 4) кількість електрики, яка потрібна для перетворення 1 моля еквіваленту металу.

5. При визначенні стандартного електродного потенціалу досліджуваний метал занурюють в розчин власної солі з концентрацією:
- 1) 1 моль/л;
 - 2) 0,1 моль/л;
 - 3) 10 моль/л;
 - 4) 2 моль/л.
6. Стандартний електродний потенціал вимірюють при температурі:
- 1) 273 K;
 - 2) 25 °C;
 - 3) 0 °C;
 - 4) 0 K.
7. Ряд напруг металів – це ряд металів, розміщених у послідовності ...
- 1) зростання їхніх атомних мас;
 - 2) зростання їхніх стандартних електродних потенціалів;
 - 3) зростання зарядів катіонів;
 - 4) збільшення їхньої густини.
8. Для визначення, який з двох металів активніший, необхідно порівняти:
- 1) відносні атомні маси металів;
 - 2) стандартні електродні потенціали металів;
 - 3) розчинність гідроксидів металів у воді;
 - 4) твердість металів.
9. Рівняння Нернста застосовують для:
- 1) визначення маси металу, що відновився на електроді;
 - 2) визначення рівноважного потенціалу електрода у розчині власної солі в умовах, що відрізняються від стандартних;
 - 3) розрахунку стандартної електрорушійної сили гальванічного елемента;
 - 4) визначення об'єму газу, що виділяється під час електрохімічного процесу.
10. Обчисліть рівноважний потенціал мідного електрода в розчині з концентрацією $[Cu^{2+}]$, яка дорівнює 0,01 моль/л при $T = 298 K$.
- 1) $-0,44 V$;
 - 2) $-0,28 V$;
 - 3) $+0,28 V$;
 - 4) $+0,40 V$.
11. Обчисліть рівноважний потенціал кадмієвого електрода в розчині з концентрацією $[Cd^{2+}]$, яка дорівнює 0,1 моль/л при $T = 298 K$.
- 1) $+0,34 V$;
 - 2) $-0,37 V$;
 - 3) $-0,43 V$;
 - 4) $-40 V$.
12. Обчисліть рівноважний потенціал магнієвого електрода в розчині з концентрацією $[Mg^{2+}]$, яка дорівнює 10^{-4} моль/л при $T = 298 K$.
- 1) $+2,50 V$;
 - 2) $-2,48 V$;
 - 3) $-2,36 V$;
 - 4) $+2,36 V$.

13. Обчисліть рівноважний потенціал алюмінієвого електрода в розчині з концентрацією $[Al^{3+}]$, яка дорівнює $0,001$ моль/л при $T = 298$ К.
- | | |
|---------------|---------------|
| 1) $+1,64$ В; | 3) $-1,66$ В; |
| 2) $+1,72$ В; | 4) $-1,72$ В. |
14. Рівноважний потенціал кадмієвого електрода при 298 К у розчині його солі дорівнює $-0,40$ В. Розрахуйте рівноважну концентрацію іонів $[Cd^{2+}]$.
- | | |
|----------------------|----------------------|
| 1) 1 моль/л; | 3) $0,01$ моль/л; |
| 2) 10^{-2} моль/л; | 4) 10^{-4} моль/л. |
15. Рівноважний потенціал срібного електрода при 298 К у розчині його солі дорівнює $0,74$ В. Розрахуйте рівноважну концентрацію іонів $[Ag^+]$.
- | | |
|-----------------|-------------------|
| 1) 10 моль/л; | 3) $0,01$ моль/л; |
| 2) 1 моль/л; | 4) $0,1$ моль/л. |
16. Рівноважний потенціал магнієвого електрода при 298 К у розчині його солі дорівнює $-2,36$ В. Розрахуйте рівноважну концентрацію іонів $[Mg^{2+}]$.
- | | |
|----------------------|----------------------|
| 1) 1 моль/л; | 3) 10^{-4} моль/л; |
| 2) 10^{-1} моль/л; | 4) $0,01$ моль/л. |
17. Рівноважний потенціал мідного електрода при 298 К у розчині його солі дорівнює $+0,34$ В. Розрахуйте рівноважну концентрацію іонів $[Cu^{2+}]$.
- | | |
|----------------------|--------------------|
| 1) 10^{-1} моль/л; | 3) $0,001$ моль/л; |
| 2) 10^{-2} моль/л; | 4) 1 моль/л. |
18. Гальванічні елементи – це ...
- 1) хімічні джерела струму багаторазової дії;
 - 2) прилади, в яких відбувається процес перетворення електричної енергії в хімічну;
 - 3) прилади, які виробляють електричну енергію за рахунок дисоціації електроліту;
 - 4) хімічні джерела струму одноразової дії, які виробляють електричну енергію.
19. Який метал може виконувати функцію катода в гальванічному елементі, якщо анод виготовлений з хрому:
- | | |
|------------|------------|
| 1) залізо; | 3) титан; |
| 2) манган; | 4) магній? |
20. Який метал може виконувати функцію катода в гальванічному елементі, з кобальтовим анодом:
- | | |
|-------------|----------|
| 1) кадмій; | 3) хром; |
| 2) свинець; | 4) цинк? |

21. Який метал може виконувати функцію анода в гальванічному елементі зі свинцевим катодом:
- 1) вісмут;
 - 2) стибій;
 - 3) нікель;
 - 4) платина?
22. Який метал може виконувати функцію анода в гальванічному елементі, з цинковим катодом:
- 1) залізо;
 - 2) магній;
 - 3) хром;
 - 4) мідь?
23. Яка металева пластина буде зменшувати свою масу під час роботи мідно-цинкового гальванічного елемента:
- 1) мідна;
 - 2) цинкова;
 - 3) обидві пластини;
 - 4) жодна пластина.
24. Яка пластина буде окиснюватись під час роботи манганово-свинцевого гальванічного елемента:
- 1) свинцева;
 - 2) манганова;
 - 3) жодна з них;
 - 4) обидві пластини?
25. У свинцево-нікелевому гальванічному елементі функцію анода буде виконувати:
- 1) свинець;
 - 3) свинець і нікель;
 - 2) нікель;
 - 4) такий елемент не буде працювати.
26. В гальванічному елементі Даніеля-Якобі електроди виготовлені з таких металів:
- 1) цинк, залізо;
 - 2) залізо, мідь;
 - 3) цинк, мідь;
 - 4) мідь, срібло.
27. Виберіть схему гальванічного елемента Даніеля-Якобі:
- 1) Анод (-) $Cu | CuSO_4 || ZnSO_4 | Zn (+)$ Катод;
 - 2) Анод (-) $Zn | ZnSO_4 || CuSO_4 | Cu (+)$ Катод;
 - 3) Анод (-) $Zn | CuSO_4 || ZnSO_4 | Cu (+)$ Катод;
 - 4) Анод (-) $Cu | ZnSO_4 || CuSO_4 | Zn (+)$ Катод.
28. Виберіть загальну схему гальванічного елемента:
- 1) (-) Анод | Анодний розчин || Катодний розчин | Катод (+);
 - 2) (-) Катод | Анодний розчин || Катодний розчин | Анод (+);
 - 3) (-) Катод | Катодний розчин || Анодний розчин | Анод (+);
 - 4) (-) Анод | Катодний розчин || Анодний розчин | Катод (+).

29. Виберіть схему свинцево-алюмінієвого гальванічного елемента:

- 1) Анод (-) $Al | Pb(NO_3)_2 | Pb (+)$ Катод;
- 2) Анод (-) $Pb | Pb(NO_3)_2 || Al(NO_3)_3 | Al (+)$ Катод;
- 3) Анод (-) $Al | Al(NO_3)_3 || Pb(NO_3)_2 | Pb (+)$ Катод;
- 4) Анод (-) $Pb | Al(NO_3)_3 | Al (+)$ Катод.

30. Виберіть схему нікелево-кобальтового гальванічного елемента:

- 1) Анод (-) $Ni | NiCl_2 || CoCl_2 | Co (+)$ Катод;
- 2) Анод (-) $Co | CoCl_2 || NiCl_2 | Ni (+)$ Катод;
- 3) Анод (-) $Co | NiCl_2 || CoCl_2 | Ni (+)$ Катод;
- 4) Анод (-) $Co | CoCl_2 | Ni (+)$ Катод.

31. Виберіть солі, які можна використати для виготовлення розчинів електроліту кадмієво-алюмінієвого гальванічного елемента:

- 1) $Al(NO_3)_3, Cd(NO_3)_2$;
- 2) $Al_2(SO_4)_3, CdS$;
- 3) $AlCl_3, K_2SO_4$;
- 4) $AlPO_4, CdPO_4$.

32. Електрорушійну силу гальванічного елемента за умов, відмінних від стандартних, визначають за формулою:

- 1) $E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg [Me^{n+}]$;
- 2) $EPC = E_{катода} - E_{анода}$;
- 3) $EPC^0 = E_{катода}^0 - E_{анода}^0$;
- 4) $C = \frac{V_{розчиненої\ речовини}}{V_{розчину}}$.

33. Обчисліть EPC гальванічного елемента, який складається з манганової і залізної пластин, якщо $[Mn^{2+}] = [Fe^{2+}] = 1$ моль/л, $T = 298$ К.

- 1) +1,62 В;
- 2) +0,74 В;
- 3) -1,62 В;
- 4) -0,74 В.

34. Обчисліть EPC гальванічного елемента, який складається з алюмінієвої і кобальтової пластин, якщо $[Al^{3+}] = [Co^{2+}] = 1$ моль/л, $T = 298$ К.

- 1) +1,38 В;
- 2) -1,94 В;
- 3) -1,38 В;
- 4) +1,94 В.

35. Обчисліть EPC гальванічного елемента, який складається із залізної і срібної пластин, якщо $[Fe^{2+}] = [Ag^+] = 1$ моль/л, $T = 298$ К.

- 1) +1,24 В;
- 2) -0,36 В;
- 3) +1,24 В;
- 4) +0,36 В.

36. Концентраційним гальванічним елементом називається:

- 1) елемент Данієля-Якобі;
- 2) гальванічний елемент, в якому електроди виготовлені з різних металів;
- 3) киснево-водневий паливний елемент;
- 4) елемент, в якому анод і катод виготовлені з одного металу, а величина електрорушійної сили обумовлена різними концентраціями власної солі даного металу.

37. Акумулятори – це ...

- 1) хімічні джерела струму багаторазової дії;
- 2) прилади, в яких відбувається процес перетворення теплової енергії в хімічну;
- 3) прилади, які виробляють електричну енергію за рахунок енергії спалювання палива;
- 4) хімічні джерела струму одноразової дії.

38. Для виготовлення електроліту в лужних акумуляторах використовують:

- | | |
|-------------------------------|-------------------------------|
| 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; | 3) KOH ; |
| 2) NH_4OH ; | 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$. |

39. Вкажіть пару значень, які відповідають максимальній напрузі свинцевого кислотного акумулятора та акумуляторної батареї:

- | | |
|-----------------|-------------------|
| 1) 1 В та 10 В; | 3) 0,1 В та 1 В; |
| 2) 2 В та 12 В; | 4) 10 В та 100 В. |

40. Паливні елементи – це прилади, які виробляють електричну енергію за рахунок ...

- 1) спалювання газоподібного чи рідкого палива;
- 2) спалювання твердого палива;
- 3) енергії окисно-відновних реакцій між горючими реагентами та окисником, які подаються на електроди ззовні;
- 4) подрібнення твердого палива.

41. Виберіть правильне твердження:

- 1) анод – це електрод, який має менший потенціал, він окиснюється в гальванічному елементі;
- 2) електродний потенціал металу не залежить від концентрації розчину електроліту, з яким він контактує;
- 3) гальванічний елемент – це система в якій електрична енергія перетворюється в хімічну;
- 4) стандартний водневий електрод складається із срібної пластини, яка занурена в розчин нітратної кислоти.

42. Виберіть правильне твердження:
- 1) в ряду напруг металів розміщені тільки ті метали, які активно взаємодіють з водою;
 - 2) електрохімічні процеси – це процеси взаємного перетворення хімічної і електричної форм енергії;
 - 3) електродні потенціали вимірюють в *моль/л*;
 - 4) в гальванічних елементах проходять тільки реакції йонного обміну.
43. Виберіть правильне твердження:
- 1) перший гальванічний елемент був створений італійським фізиком А. Вольта в 1799 р.;
 - 2) гальванічний елемент ніколи не використовують як джерело електричної енергії;
 - 3) не залежно від природи металів, що входять до складу гальванічного елемента, його *ЕРС* є сталою величиною;
 - 4) акумулятори і гальванічні елементи – це прилади одноразової дії.
44. Виберіть правильне твердження:
- 1) в гальванічному елементі на катоді проходить реакція окиснення;
 - 2) величина *ЕРС* гальванічного елемента залежить від концентрації електроліту;
 - 3) в ряді напруг металів метали розміщені в послідовності зростання їх хімічної активності;
 - 4) на практиці гальванічні елементи називають акумуляторами.
45. Виберіть основну відмінність гальванічних елементів від акумуляторів:
- 1) в акумуляторах не виробляється електрична енергія;
 - 2) в гальванічних елементах не відбуваються хімічні перетворення;
 - 3) акумулятори швидко розряджаються і в них не відбуваються хімічні реакції;
 - 4) під час заряджання акумулятора електрична енергія перетворюється в хімічну.
46. Виберіть правильне твердження:
- 1) стандартний електродний потенціал водневого електрода дорівнює 0 В;
 - 2) в гальванічному елементі електрична енергія перетворюється в хімічну;
 - 3) залізо має більшу хімічну активність в порівнянні з магнієм;
 - 4) *ЕРС* гальванічного елемента розраховують за рівнянням Нернста.
47. Виберіть правильне твердження:
- 1) хімічна активність магнію є меншою в порівнянні з літієм;
 - 2) в гальванічному елементі на аноді проходить реакція відновлення;
 - 3) гальванічний елемент – це прилад, який виробляє хімічну енергію;
 - 4) при заряджанні акумулятора хімічна енергія перетворюється в електричну.

48. Виберіть правильне твердження:

- 1) електролітичний місток забезпечує йонну провідність між електродами;
- 2) в акумуляторі відбувається перетворення електричної енергії в теплову;
- 3) ЕРС гальванічного елемента не залежить від природи металів, з яких виготовлені електроди;
- 4) в процесі роботи гальванічного елемента маса анода зростає.

49. Виберіть правильне твердження:

- 1) чим більший стандартний електродний потенціал металу, тим вища його хімічна активність;
- 2) стандартні електродні потенціали всіх металів мають від'ємні значення;
- 3) в гальванічному елементі електрони рухаються від анода до катода;
- 4) електролітичний місток в гальванічних елементах є провідником електронів.

50. Виберіть правильне твердження:

- 1) хром має більшу хімічну активність в порівнянні зі сріблом;
- 2) в процесі розряджання свинцевого кислотного акумулятора виробляється хімічна енергія;
- 3) як електроліт в лужних акумуляторах використовують розчин повареної солі;
- 4) акумулятори в побуті називають батарейками.

51. Виберіть правильне твердження:

- 1) в мідно-кобальтовому гальванічному елементі мідна пластина окиснюється;
- 2) в будь-яких акумуляторах електролітом є розчин H_2SO_4 ;
- 3) стандартний електродний потенціал алюмінію дорівнює $-1,66\text{ В}$;
- 4) в концентраційних гальванічних елементах катод і анод виготовлені з різних металів.

52. Виберіть правильне твердження:

- 1) золото є більш активним металом в порівнянні з міддю;
- 2) чим менше значення стандартного електродного потенціалу металу, тим більша його хімічна активність;
- 3) акумулятори – це прилади для перетворення теплової енергії в електричну;
- 4) ЕРС гальванічного елемента не залежить від природи металів, з яких виготовлені електроди.

3 ЕЛЕКТРОЛІЗ

Електроліз – це окисно-відновний процес, що відбувається на поверхні електродів при проходженні через розплав або розчин електроліту електричного струму (найчастіше постійного). При електролізі електрична енергія перетворюється в хімічну, а на електродах виділяються речовини.

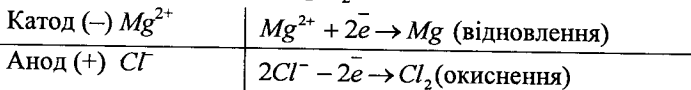
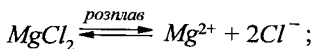
Для проведення електролізу необхідно скласти установку з електролізера і джерела струму. Електролізер містить розплав або розчин електроліту, в який занурені електроди. Електроди під'єднані до джерела струму, катод – до негативного полюса, а анод – до позитивного. На катоді відбуваються процеси відновлення, а на аноді – окиснення.

Електродами для електролізу можуть бути різні електропровідні матеріали. В ході електролізу анод може залишатись без змін, тобто не окиснюватись під дією електричного струму; такі аноди називаються **інертними** (нерозчинними). Як матеріал для інертних анодів використовують платину, іридій або їх сплави, а також графіт або вугілля. **Активними** анодами називають такі, які окиснюються в процесі електролізу. Матеріал анода обов'язково слід враховувати при визначенні продуктів електролізу.

3.1 Електроліз розплавів

При електролізі розплавів з інертним анодом на катоді завжди відновлюються катіони металу, а на інертному аноді окиснюються аніони кислотного залишку або гідроксид-іони.

Розглянемо електроліз розплаву магнію хлориду з інертним анодом. Під час проходження електричного струму крізь розплав солі під дією електричного поля катіони магнію переміщуються до катода, де вони приєднують електрони, які надходять від зовнішнього джерела і відновлюються до металевого стану. Одночасно аніони хлору переміщуються до позитивно зарядженого електрода – анода, де віддають електрони в зовнішнє коло й окиснюються. При цьому атоми хлору сполучаються між собою з утворенням молекули. Схематично процес електролізу розплаву $MgCl_2$ з інертним анодом можна записати так:



В розглянутій електрохімічній системі одночасно здійснюються два електрохімічні процеси, рівновага кожного з них характеризується стандартними електродними потенціалами:

$$E_{Mg^{2+}/Mg}^0 = -2,36 \text{ В} \text{ і } E_{Cl_2/2Cl^{-}}^0 = 1,36 \text{ В}.$$

Для перебігу електролізу необхідно прикласти до електродів електролізера від зовнішнього джерела струму певну різницю потенціалів. Найменшу різницю потенціалів, необхідну для початку перебігу цього процесу, називають **напругою розкладу** E_p , або **потенціалом розкладу**. Природно, що напруга розкладу не може бути меншою за EPC гальванічного елемента, яка відповідає реакціям електролізу. У вищенаведеному прикладі EPC «внутрішнього гальванічного елемента» за стандартних умов становить:

$$EPC^0 = E^0_{Cl_2/2Cl^-} - E^0_{Mg^{2+}/Mg} = 1,36 - (-2,36) = 1,0 \text{ В.}$$

Очевидно, що цю EPC потрібно подолати за допомогою спрямованої у протилежному напрямку різниці потенціалів від зовнішнього джерела струму. Тому зовнішнє джерело електричного струму не може мати менше значення, ніж EPC цієї системи, інакше неможливо буде подолати цю різницю потенціалів і здійснити електроліз.

Різницю між напругою розкладу (E_p) та EPC утвореного гальванічного елемента називають **перенапругою** η , тобто:

$$\eta = E_p - EPC. \quad (3.1)$$

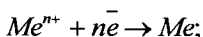
Величина перенапруги η залежить від різних факторів: матеріалу електродів, концентрації електроліту тощо.

3.2 Електроліз водних розчинів

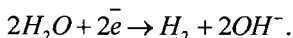
Розглянемо електроліз розведених водних розчинів електролітів, в яких концентрації йонів не перевищують 1 моль/л. У разі електролізу водних розчинів електролітів відбувається конкуренція між розчиненою речовиною і розчинником за участь в електродному процесі.

При електролізі водних розчинів електролітів на катоді можуть відбуватися такі процеси:

- відновлення катіонів



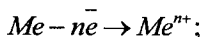
- відновлення молекул води



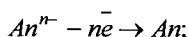
В першу чергу на катоді відбувається та реакція, яка характеризується найбільшим електродним потенціалом (додаток В, Г).

На аноді у водних розчинах електролітів можуть відбуватися такі процеси:

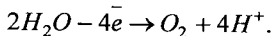
- окиснення матеріалу анода



- окиснення аніонів



– окиснення молекул води



В першу чергу на аноді відбувається та реакція, яка характеризується найменшим електродним потенціалом (додаток Г). При цьому слід пам'ятати, що аніони оксигеновмісних кислот та їхніх солей (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} тощо) утримують свої електрони міцніше, ніж молекули води. У цьому випадку на аноді відбувається окиснення винятково молекули води, а самі аніони залишаються без змін.

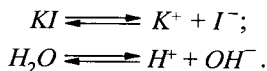
Крім того, при визначенні електродних реакцій на аноді необхідно враховувати, що аніони Cl^- утримують свої електрони слабкіше, ніж молекули води, і тому, незважаючи на те, що $E^0_{Cl_2/2Cl^-} = +1,36 В$ більше за потенціал окиснення води на аноді $E^0_{O_2, H^+/H_2O} = +1,23 В$, при електролізі водних розчинів хлоридів в першу чергу буде виділятися хлор.

Розглянемо процеси, які відбуваються під час електролізу водних розчинів, на конкретних прикладах. Для визначення реакцій електродних процесів необхідно:

- записати рівняння дисоціації електроліту;
- виписати електродні потенціали можливих катодних та анодних реакцій (додатки В, Г);
- записати рівняння катодної реакції, яка буде відбуватися в першу чергу;
- записати рівняння анодної реакції, яка буде відбуватися в першу чергу.

Приклад 1. Електроліз водного розчину калій йодиду з інертним анодом.

У водному розчині KI маємо:



Оскільки вода є дуже слабким електролітом, то наявністю йонів H^+ і OH^- в розчині можна знехтувати.

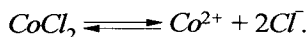
Схематично процес електролізу водного розчину калій йодиду з інертним анодом можна подати так:

Катод (-)	$K^+ (E^0_{K^+/K} = -2,93 В);$ $H_2O (E^0_{H_2O/H_2, OH^-} = -0,88 В);$	$2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-;$
Анод (+)	$I^- (E^0_{I_2/I^-} = +0,53 В);$ $H_2O (E^0_{O_2, H^+/H_2O} = +1,23 В);$	$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2.$

Отже, під час електролізу водного розчину калій йодиду з інертним анодом виділяється водень, йод та в розчині накопичується калій гідроксид.

Приклад 2. Електроліз водного розчину кобальт (II) хлориду з інертним анодом.

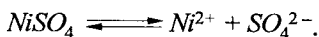
У водному розчині $CoCl_2$ містяться такі йони:



Катод (-)	$Co^{2+} (E_{Co^{2+}/Co}^0 = -0,28 B);$ $H_2O (E_{H_2O/H_2,OH^-}^0 = -0,88 B);$	$Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co;$
Анод (+)	$Cl^- (E_{Cl_2/2Cl^-}^0 = +1,36 B);$ $H_2O (E_{O_2, H^+/H_2O}^0 = +1,23 B);$	$2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2.$

Таким чином, при електролізі водного розчину $CoCl_2$ на катоді виділяється металевий кобальт, а на аноді, з врахуванням високої перенапруги виділення кисню, – газоподібний хлор.

Приклад 3. Електроліз водного розчину нікол (II) сульфату з нікелевим анодом.



Матеріал аноду обов'язково слід враховувати при визначенні продуктів електролізу.

Катод (-)	$Ni^{2+} (E_{Ni^{2+}/Ni}^0 = -0,25 B);$ $H_2O (E_{H_2O/H_2,OH^-}^0 = -0,88 B);$	$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni;$
Анод (+)	$Ni^0 (E_{Ni^{2+}/Ni}^0 = -0,25 B);$ $SO_4^{2-} (E_{S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}}^0 = 2,01 B);$ $H_2O (E_{O_2, H^+/H_2O}^0 = +1,23 B);$	$Ni - 2e^- \rightarrow Ni^{2+}.$

У цілому процес зводиться до перенесення нікелю з анода на катод, а кількість солі у розчині залишається сталою. Цей процес відбувається до повного розчинення анода.

При проведенні електролізу водного розчину, у якому містяться катіони різних металів, виділення їх на катоді буде відбуватися зі зниженням величини електродного потенціалу металу. Отже, із суміші катіонів Ag^+ , Cu^{2+} і Zn^{2+} при достатній напрузі на електродах електролізера спочатку будуть відновлюватись катіони аргентуму (I), ($E_{Ag^+/Ag}^0 = +0,80 B$), згодом

купрум (II) ($E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}$), і, нарешті, останніми – катіони цинку (II) ($E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$).

В наведених вище прикладах при визначенні продуктів електролізу використані рівноважні електродні потенціали. Але в реальних системах потенціал електродної реакції залежить від таких факторів як сила струму, швидкість дифузії, концентрація та температура електроліту тощо. Це явище називається **поляризацією**. У деяких випадках поляризація суттєво впливає на хід процесу.

3.3 Закони Фарадея

Кількісно процесу електролізу описуються законами Фарадея.

Перший закон Фарадея. Маса речовини (m , g), що виділяється під час електролізу, пропорційна кількості електричного струму, який проходить крізь електроліт, і не залежить від інших факторів.

$$m = k \cdot Q = k \cdot I \cdot \tau, \quad (3.2)$$

де k – електрохімічний еквівалент, $g/Кл$;

Q – кількість електрики, $Кл$;

I – сила струму, A ;

τ – час, s .

Електрохімічний еквівалент обчислюють за формулою:

$$k = \frac{M}{n \cdot F}, \quad (3.3)$$

де M – молярна маса речовини, що виділяється під час електролізу, $g/моль$;

n – кількість електронів, що беруть участь в електродному процесі;

F – стала Фарадея, $F = 96487 \text{ Кл/моль}$.

Другий закон Фарадея. Однакові кількості електричного струму виділяють на електродах під час електролізу еквівалентні маси різних речовин. При $Q_1 = Q_2$ маємо:

$$\begin{aligned} m_1 &= k_1 \cdot Q_1; \quad m_2 = k_2 \cdot Q_2; \\ \frac{m_1}{m_2} &= \frac{k_1}{k_2} = \frac{M_1 \cdot n_2}{n_1 \cdot M_2} = \frac{E_1}{E_2}, \end{aligned} \quad (3.4)$$

де E – молярна маса еквівалента речовини, що виділяється під час електролізу, $g/моль$.

Під час електролізу одночасно можуть протікати декілька електрохімічних процесів, на які витрачається електрична енергія. Тому для врахування

частини електрики, що витратилась на добування бажаного продукту, введено поняття **вихід за струмом** (B , %). Його обчислюють за формулами:

$$B = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100\%; \quad (3.5)$$

$$B = \frac{Q_{\text{теор.}}}{Q_{\text{практ.}}} \cdot 100\%, \quad (3.6)$$

де $m_{\text{практ.}}$ – маса речовини, що фактично виділялась під час електролізу, г;
 $m_{\text{теор.}}$ – теоретично можлива маса речовини, яку розраховують за законами Фарадея, г;

$Q_{\text{теор.}}$ – кількість електрики, яка потрібна для виділення даної кількості речовини (розраховують за законами Фарадея), Кл;

$Q_{\text{практ.}}$ – кількість електрики, практично використаної для добування тієї самої кількості речовини, Кл.

Слід зазначити, що на практиці, як правило, $m_{\text{теор.}} > m_{\text{практ.}}$ і $Q_{\text{практ.}} > Q_{\text{теор.}}$.

Товщину електрохімічного покриття (δ , мкм) металами розраховують за формулою:

$$\delta = \frac{M \cdot I \cdot \tau \cdot B \cdot 10^4}{n \cdot F \cdot S \cdot \rho}, \quad (3.7)$$

де M – молярна маса металу покриття, г/моль;

n – кількість електронів, які беруть участь в електродному процесі;

F – стала Фарадея, $F = 96487$ Кл/моль;

I – сила струму, А;

τ – час, с;

S – площа поверхні покриття, см²;

B – вихід металу за струмом;

ρ – густина металу покриття, г/см³.

3.4 Застосування електролізу в техніці

Електроліз широко використовують у різних галузях народного господарства. Електролізом розплавів одержують лужні, лужноземельні метали та алюміній і сплави деяких металів, а електролізом водних розчинів солей добувають цинк, кадмій, мідь, нікель, кобальт, манган та деякі інші метали.

Електроліз в хімічній промисловості використовують для отримання багатьох цінних продуктів: водню, кисню, хлору, фтору, гідроген пероксиду, калій перманганату тощо, та деяких органічних речовин.

Електроліз використовують для **рафінування** (очищення) металів: нікелю, міді, золота, срібла та інших. При рафінуванні анодом є метал, який очищають. На аноді розчиняється основний метал і домішки, потенціал яких менший за потенціал основного металу. Домішки, що мають більший

потенціал, випадають у вигляді шламу. На катоді відновлюється основний метал.

Електроліз використовують для нанесення металевих покриттів на металеві та неметалеві поверхні. Цей процес називається **гальванотехнікою**. При цьому катодом є виріб, який покривають, а анодом – метал покриття або нерозчинний електрод. У разі, якщо виріб неметалевий, то його поверхню покривають шаром графіту для електропровідності. На катоді відбувається відновлення металу покриття. Розрізняють гальваностегію та гальванопластику.

Гальваностегія – нанесення тонких металевих покриттів, яке здійснюють з метою захисту від корозії, зміцнення поверхні, нанесення декоративного покриття, підвищення електропровідності тощо. Найпоширенішими процесами є цинкування, нікелювання, міднення, хромування, кадміювання, луження (покриття оловом).

Гальванопластика – це виготовлення і розмноження копій деталей високої точності, відтворення макро- і мікрогеометричного рельєфу. За допомогою гальванопластики виготовляють: валки для тиснення шкір і тканин, фольгу, копії з творів мистецтва тощо. Різновидом гальванопластики є електролітичне формування – виготовлення об'ємних деталей (труб, рефлекторів, прес-форм тощо).

Електрохімічне оброблення металів – це метод формоутворення виробів з металів будь-якої міцності і твердості, які важко піддаються механічному обробленню. Розчинним анодом є метал виробу, електролітом – розчин $NaCl$, а катодом – мідний стрижень або стрічка певної форми (рис. 3.1).

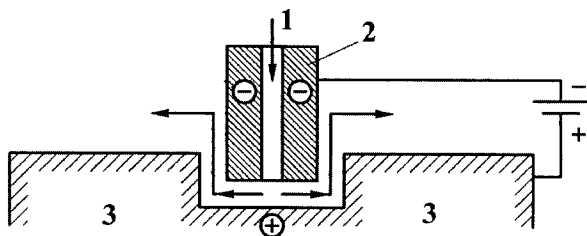


Рисунок 3.1 – Схема електрохімічного оброблення металів: 1 – електроліт; 2 – катод-інструмент; 3 – виріб, який обробляють

Електрохімічне полірування – це розчинення виступів і шорсткостей, які залишилися після механічного оброблення виробів.

Анодне оксидування – це анодна обробка металу, під час якої певним чином змінюється структура оксидної плівки на його поверхні. Застосовується для оксидування сталей, алюмінію, магнію, мідних сплавів тощо з метою захисту від корозії і для декоративних цілей.

Електрохімічні перетворювачі інформації (хімотроніка) – це перетворювачі струму, інтегровальні та реєструвальні пристрої, датчики різного типу. Робота цих приладів ґрунтується на пропусканні електричного струму через систему електроліт – метал, яка супроводжується поляризацією, зміною маси або об'єму речовини. Використовуються також електрокапілярні явища, пов'язані зі зміною поверхневого натягу на межі метал – електроліт, який залежить від прикладеного потенціалу.

3.5 Завдання для самостійної роботи

1. Дайте означення електролізу.
2. Що необхідно мати для проведення електролізу?
3. Які матеріали використовують для виготовлення електродів?
4. Поясніть відмінність між інертним і активним анодом.
5. Які процеси відбуваються на катоді та інертному аноді при електролізі розплаву калій йодиду?
6. Запишіть рівняння, що перебігають на електродах при електролізі розплавів: а) натрій броміду; б) калій гідроксиду; в) алюміній хлориду з графітовими електродами.
7. Поясніть, чому алюміній добувають електролізом розплаву солей, а не розчинів.
8. Дайте означення напруги розкладу та перенапруги. Від яких факторів залежить величина перенапруги?
9. Поясніть відмінність між електролізом розплаву і розчину.
10. Які процеси можуть відбуватися на катоді при електролізі водних розчинів електролітів?
11. Запишіть рівняння реакцій, які відбуваються під час електролізу водних розчинів електролітів. Склад електроліту і матеріал анода наведені в таблиці згідно з варіантом завдання.

Варіант	Склад електроліту	Матеріал анода
1	$NiSO_4$	нікель
2	$FeSO_4$	залізо
3	KOH	графіт
4	$ZnSO_4$	цинк
5	$NaOH$	золото
6	$CoSO_4$	кобальт
7	$AgNO_3$	срібло
8	$ZnCl_2$	цинк
9	Na_2SO_4	платина
10	$NaOH$	графіт

12. Розчин містить катіони Zn^{2+} , Hg^{2+} , Ni^{2+} , Cr^{3+} в однаковій концентрації. В якій послідовності під час електролізу ці катіони будуть відновлюватися із суміші? Відповідь поясніть.
13. Розчин містить катіони Fe^{2+} , Ag^+ , Bi^{3+} , Pb^{2+} в однаковій концентрації. В якій послідовності під час електролізу ці катіони будуть відновлюватися із суміші? Відповідь поясніть.
14. У яких випадках під час електролізу водних розчинів солей на катоді:
а) відновлюються катіони металу; б) відновлюються катіони металу та молекули води? Для кожного випадку наведіть по 2–3 приклади солей.
15. Запишіть рівняння реакцій, що перебігають при електролізі розчину сульфатної кислоти на платинових електродах.
16. Запишіть рівняння реакцій, що перебігають на електродах при електролізі водного розчину купрум (II) нітрату з електродами: а) графітовими; б) мідними.
17. Запишіть рівняння реакцій, що перебігають на електродах при електролізі водного розчину аргентум нітрату з електродами: а) графітовими; б) срібними.
18. Під час електролізу розчину хром (III) сульфату струмом силою 2 А маса катода збільшилася на 8 г. Протягом якого часу проводили електроліз?
- 19.* Під час проходження електричного струму силою 1,5 А протягом 30 хвилин крізь розчин солі тривалентного металу на катоді виділилося 1,071 г металу. Визначте, який метал виділився на катоді.
20. Розрахуйте масу цинку, яка виділилася на катоді з розчину цинк сульфату через 15 хвилин після початку проведення електролізу за наявності струму силою 26,8 А при виході цинку за струмом 55%.
- 21.* Струм силою 20 А проходить через електролізер, в якому міститься 10 л 4,5%-го розчину $NaOH$ ($\rho = 1,05$ г/см³). Через скільки годин концентрація натрій гідроксиду в розчині досягне 10%?
- 22.* Скільки годин треба проводити електроліз розчину натрій хлориду при пропусканні крізь нього струму силою 10 А, щоб у розчині утворився 1 кг натрій гідроксиду?
- 23.* Після електролізу концентрація розчину натрій сульфату дорівнює 10%, а його маса – 120 г. Визначте вихідну концентрацію розчину, якщо електроліз тривав 24 год, сила струму – 10 А.
- 24.* Крізь 1 л 6%-го розчину калій гідроксиду ($\rho = 1,05$ г/см³) пропускають електричний струм. Внаслідок електролізу концентрація розчину збільшилася на 2%. Які речовини і в якій кількості виділилися з розчину?
25. Скільки срібла виділиться на катоді при пропусканні крізь розчин аргентум (I) нітрату струму силою 8 А протягом 45 хв?

26. Визначте молярну масу еквівалента речовини цинку, якщо при пропусканні крізь розчин $ZnCl_2$ струму силою 4 А протягом 24 хв 30 с на катоді виділилося 2 г цинку.
27. При електролізі розчину купрум (II) сульфату з мідними електродами маса катода збільшилася на 10 г. Яку кількість електричного струму пропустили крізь розчин?
28. Після проходження струму силою 6 А протягом 25 хв крізь розчин аргентум (I) нітрату на катоді виділилося 9,6 г срібла. Визначте вихід за струмом срібла (у відсотках від теоретичного).
29. Обчисліть товщину нікелевого покриття, яке утворилось на поверхні сталльної деталі площею 400 см^2 , якщо вихід за струмом складає 75%, а через електроліт пропустили $3,86 \cdot 10^5 \text{ Кл}$ електрики, густина нікелевого покриття складає $8,90 \text{ г/см}^3$.
30. Обчисліть час, протягом якого на поверхні виробу площею 250 см^2 утвориться шар міді товщиною 10 мкм, якщо вихід за струмом складає 80%, сила струму 5 А, густина міді $8,93 \text{ г/см}^3$.
31. Обчисліть кількість електрики, необхідну для хромування сталеві деталі площею 2000 см^2 , якщо вихід за струмом складає 85%, товщина покриття рівна 25 мкм, густина хрому дорівнює $7,19 \text{ г/см}^3$.
32. Чому лужні і лужноземельні метали добувають електролізом розплаву, а не розчину? Відповідь поясніть.
33. Як за допомогою електролізу можна очистити метал, який містить домішки? Що таке рафінування металів?
34. Що необхідно зробити для того, щоб нанести металеве покриття на неметалеву поверхню виробу при електролізі?
35. До якого полюса джерела струму необхідно під'єднати сталеву деталь для того, щоб покрити її шаром нікелю?
36. З якою метою наносять тонкі металеві покриття на різні вироби? Які покриття використовують найчастіше?
37. Яка різниця між гальваностегією і гальванопластикою?
38. З якою метою здійснюють електрохімічне оброблення металів?
39. В чому полягає електрохімічне полірування металевих виробів і які його переваги над іншими методами?
40. З якою метою використовують анодне окиснення металевих виробів і в чому воно полягає?
41. На чому ґрунтується робота електрохімічних перетворювачів інформації та де їх використовують?

3.6 Експериментальна частина

Дослід 3.1 Електроліз розчину купрум (II) сульфату

Обладнання та реактиви: електролізер, джерело постійного струму, графітовий та мідний електроди, розчин $CuSO_4$.

У цьому досліді як електролізер використовують хімічний стакан об'ємом 400–500 мл (рис. 3.2). Кришка електролізера виготовлена з пластмаси і має затискні пристрої для двох електродів – мідного та графітового. Джерелом постійного струму є випрямляч змінного струму, який здатний підтримувати задані величини сили струму. Електролітом є розчин, що містить 20 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, 2 мл етанолу в 100 мл води. Етанол додають для забезпечення рівномірності мідного покриття.

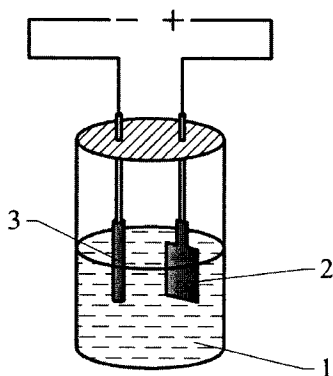


Рисунок 3.2 – Установка для електролізу:

1 – розчин $CuSO_4$; 2 – мідний електрод; 3 – графітовий електрод

Виконання досліді проводити в такій послідовності.

1. Налити в електролізер розчин $CuSO_4$ так, щоб обидва електроди занурювались на глибину 2–3 см. Накрити електролізер кришкою з під'єднаними мідним та графітовим електродами.

2. З'єднати мідний електрод із позитивним полюсом джерела струму, а графітовий – з негативним. Ці операції необхідно виконувати до ввімкнення випрямляча в електричну мережу.

3. Ввімкнути джерело постійного струму в електромережу та встановити напругу 10 В. Через декілька хвилин зупинити електроліз та спостерігати виділення міді на графітовому електроді та ледь помітні зміни кольору мідного електрода.

4. З'єднати мідний електрод з негативним полюсом джерела струму, а графітовий електрод, покритий шаром міді – з позитивним. Продовжити електроліз до повного розчинення міді на графітовому електроді.

5. Не змінюючи напрямку струму, продовжити електроліз та спостерігати виділення газу на графітовому електроді. Зупинити електроліз та спостерігати зміну кольору мідного електрода.

6. Записати рівняння електродних процесів, що відбуваються під час електролізу водного розчину купрум (II) сульфату для кожного з трьох випадків (п. 3, п. 4 та п. 5). Для цього:

- записати рівняння дисоціації солі купрум (II) сульфату;
- визначити матеріал катода та анода, врахувавши, що графітовий електрод, покритий шаром міді, є мідним електродом;
- визначити, які йони та молекули здатні відновлюватись на катоді;
- визначити, які йони та молекули здатні окислюватись на аноді, врахувавши, що під час електролізу матеріал анода може окиснюватись;
- вписати електродні потенціали можливих катодних та анодних реакцій (додатки В, Г);
- записати рівняння катодної та анодної реакцій, що протікали під час електролізу.

Який газ виділяється після розчинення мідного покриття на графітовому електроді?

7. Зробити висновок про можливість одержання малоактивного металу (міді) електролізом водного розчину його солі. Зазначити, який анод (розчинний чи інертний) використовують при:

- добуванні металів електролізом розчинів їх солей;
- електрохімічному нанесенні металевого покриття на поверхню виробу;
- електрохімічному поліруванні;
- електрохімічному обробленні металів.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 3.1 повинен містити:

- 1) рівняння електродних процесів, що відбуваються під час електролізу водного розчину купрум (II) сульфату для кожного з трьох випадків;
- 2) спостереження;
- 3) висновок.

Дослід 3.2 Електроліз розчину натрій сульфату з інертними електродами

Обладнання та реактиви: U-подібний електролізер, джерело постійного струму, графітові електроди, розчини: Na_2SO_4 (0,5M), фенолфталеїну і метилового оранжевого.

У цьому досліді як електролізер використовують U-подібну трубку з подовженими із кожного коліна зверху тубулусами, на які можна надіти газовідвідні трубки (рис. 3.3), як джерело постійного струму – випрямляч змінного струму.

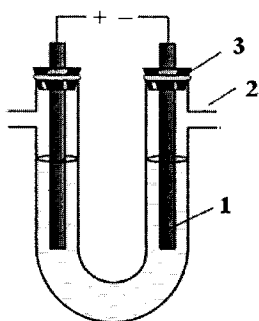


Рисунок 3.3 – U-подібний електролізер:
1 – електрод, 2 – тубулус, 3 – пробка

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. Налити в U-подібну трубку розчин Na_2SO_4 так, щоб між пробкою і поверхнею розчину залишився невеликий (3–4 см) повітряний простір. Це потрібно зробити для того, щоб електроди не витіснили розчин солі через тубулузи.

2. В одне коліно U-подібної трубки внести кілька крапель фенолфталеїну, в інше – кілька крапель метилового оранжевого. Відзначити забарвлення індикаторів у розчині Na_2SO_4 .

3. Занурити графітові електроди у розчин Na_2SO_4 . Електрод, що занурений у розчин солі з фенолфталеїном, з'єднати з негативним полюсом джерела струму. Другий електрод – з позитивним полюсом джерела струму. Ці операції необхідно виконувати до ввімкнення випрямляча в електричну мережу.

4. Ввімкнути джерело постійного струму в електромережу та встановити перемикачем напругу 15–20 В. Через декілька хвилин спостерігати зміну забарвлення індикаторів та виділення газів на обох електродах.

5. Записати рівняння електродних процесів, що відбуваються під час електролізу водного розчину натрій сульфату з графітовими електродами. Для цього:

- записати рівняння дисоціації натрій сульфату;
- визначити, які йони та молекули здатні відновлюватись на катоді;
- визначити, які йони та молекули здатні окиснюватись на аноді;
- виписати електродні потенціали можливих катодних та анодних реакцій (додаток Г);
- записати рівняння катодної та анодної реакцій, що протікали під час електролізу.

Назвати продукти, які утворюються на обох електродах.

6. Пояснити зміну забарвлення індикаторів в анодному та катодному просторі.

7. Зробити висновок про можливість одержання активного металу (натрію) електролізом водного розчину його солі. Зазначити, електроліз якої речовини спостерігали під час проведення досліду.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 3.2 повинен містити:

- 1) рівняння електродних процесів, що відбуваються під час електролізу водного розчину натрій сульфату з графітовими електродами;
- 2) спостереження та пояснення, чим обумовлена зміна забарвлення індикаторів біля катода і анода;
- 3) висновок.

3.7 Контрольні тестові завдання

1. Електроліз – це ...

- 1) дисоціація електролітів на йони, яка відбувається під дією молекул розчинника;
- 2) процес корозії металів і сплавів при дії окисників;
- 3) окисно-відновний процес, що відбувається на поверхні електродів при проходженні через розплав або розчин електроліту електричного струму;
- 4) процес перетворення хімічної енергії в електричну.

2. Для проведення електролізу необхідно мати:

- 1) джерело струму, електролізер з електропровідними електродами і електроліт;
- 2) розчин цукру у воді;
- 3) мідну і цинкову пластини, занурені в розчини своїх солей;
- 4) водневий електрод.

3. В процесі електролізу електроди під'єднані до джерела струму ...

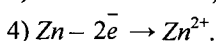
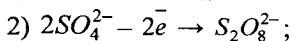
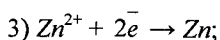
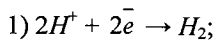
- 1) катод до позитивного полюса, а анод – до негативного;
- 2) катод до негативного полюса, а анод – до позитивного;
- 3) катод і анод до позитивного полюса;
- 4) катод і анод до негативного полюса.

4. Виберіть правильне твердження:

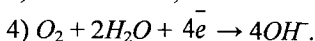
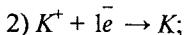
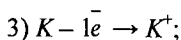
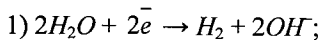
- 1) найменшу різницю потенціалів, яка необхідна для початку протікання електролізу, називають напругою розкладу E_p ;
- 2) катод в процесі електролізу під'єднаний до позитивного полюса джерела струму;
- 3) в процесі електролізу хімічна енергія перетворюється в електричну;
- 4) дистильовану воду можна використовувати як електроліт в процесі електролізу.

5. В розчині присутні йони та молекули H^+ , SO_4^{2-} , H_2O , Cr^{3+} , Cl^- . Виберіть йони та молекули, які здатні відновлюватись на катоді.
- 1) Cl^- , Cr^{3+} , H_2O ;
 - 2) Cl^- , SO_4^{2-} , H_2O ;
 - 3) Cl^- , H^+ , H_2O ;
 - 4) Cr^{3+} , H^+ , H_2O .
6. В розчині присутні йони та молекули Co^{2+} , NO_3^- , H_2O , Zn^{2+} . Виберіть йони та молекули, які здатні відновлюватись на катоді.
- 1) Zn^{2+} , NO_3^- , H_2O ;
 - 2) NO_3^- , Co^{2+} , Zn^{2+} ;
 - 3) Co^{2+} , H_2O , Zn^{2+} ;
 - 4) Zn^{2+} , NO_3^- , H_2O .
7. В розчині присутні йони та молекули Ni^{2+} , SO_4^{2-} , H_2O , Cu^{2+} , Cl^- . Виберіть йони та молекули, які здатні окиснюватись на аноді.
- 1) Cu^{2+} , H_2O , Ni^{2+} ;
 - 2) SO_4^{2-} , H_2O , Cu^{2+} ;
 - 3) SO_4^{2-} , Ni^{2+} , Cl^- ;
 - 4) SO_4^{2-} , Cl^- , H_2O .
8. В розчині присутні йони та молекули Bi^{3+} , NO_3^- , H_2O , Co^{2+} , Br^- . Виберіть йони та молекули, які здатні окиснюватись на аноді.
- 1) H_2O , Bi^{3+} , Co^{2+} ;
 - 2) Bi^{3+} , Br^- , NO_3^- ;
 - 3) Co^{2+} , NO_3^- , H_2O ;
 - 4) Br^- , H_2O , NO_3^- .
9. Інертний (пасивний) анод — це електрод ...
- 1) на якому відновлюються катіони металів до простих речовин;
 - 2) який розчиняється в процесі електролізу;
 - 3) який не окиснюється в процесі електролізу;
 - 4) виготовлений з металу, потенціал якого менший за потенціал окиснення йонів і молекул, що здатні розряджатись на аноді.
10. В якій послідовності розряджаються йони та молекули на аноді?
- 1) насамперед протікає реакція з найбільшим значенням електродного потенціалу;
 - 2) всі йони і молекули розряджаються одночасно;
 - 3) насамперед протікає реакція з найменшим значенням електродного потенціалу;
 - 4) першою розряджається частинка, що має найменшу молярну масу.
11. В якій послідовності розряджаються йони та молекули на катоді?
- 1) насамперед протікає реакція з найбільшим значенням електродного потенціалу;
 - 2) насамперед відновлюються молекули води;
 - 3) насамперед протікає реакція, в результаті якої виділяється газ;
 - 4) на катоді в першу чергу розряджаються аніони.

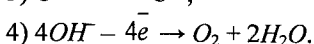
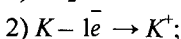
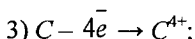
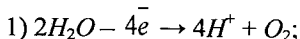
20. Виберіть рівняння реакції, яка протікає на катоді, при електролізі розчину цинк сульфату.



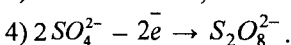
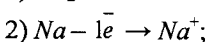
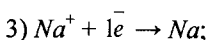
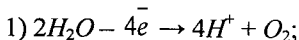
21. Виберіть рівняння реакції, яка протікає на катоді, при електролізі розчину калій гідроксиду.



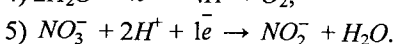
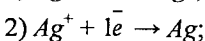
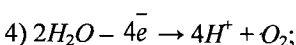
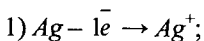
22. Виберіть рівняння реакції, яка протікає на графітовому аноді, при електролізі розчину калій гідроксиду.



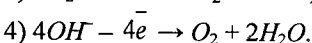
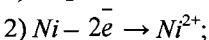
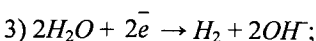
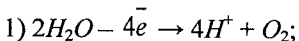
23. Виберіть рівняння реакції, яка протікає на аноді із золота, при електролізі розчину натрій сульфату.



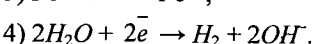
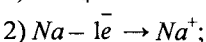
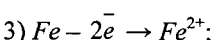
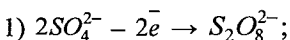
24. Виберіть рівняння реакції, яка протікає на аноді зі срібла, при електролізі розчину аргентум нітрату.



25. Виберіть рівняння реакції, яка протікає на аноді з нікелю, при електролізі розчину нікель сульфату.



26. Виберіть рівняння реакції, яка протікає на залізному аноді, при електролізі розчину натрій сульфату.



27. Обчисліть масу срібла, що виділиться на катоді, при пропусканні через розчин аргентум нітрату 96500 Кл електрики.



28. Обчисліть масу нікелю, що виділиться на катоді, при пропусканні через розчин нікол (II) сульфату 96500 Кл електрики.
- | | |
|----------|------------|
| 1) 39 г; | 3) 29,5 г; |
| 2) 96 г; | 4) 155 г. |
29. Обчисліть електрохімічний еквівалент свинцю.
- | | |
|-------------|-----------|
| 1) 0,00108; | 3) 103,5; |
| 2) 0,00215; | 4) 207. |
30. Через розчини цинк сульфату та нікол (II) сульфату пропустили однакову кількість електрики. Обчисліть та порівняйте маси металів, які виділились на катоді.
- | | |
|------------------------|---------------------------|
| 1) маса нікелю більша; | 3) маси металів рівні; |
| 2) маса цинку більша; | 4) цинк не відновлювався. |
31. Через розчини бісмут (III) нітрату та цинк сульфату пропустили однакову кількість електрики. Обчисліть та порівняйте маси металів, які виділились на катоді.
- | | |
|------------------------|---------------------------|
| 1) маса цинку більша; | 3) маса бісмуту більша; |
| 2) маси металів рівні; | 4) цинк не відновлювався. |
32. Лужні та лужно-земельні метали добувають електролізом розплаву, а не розчину, тому що:
- 1) катіони лужних та лужно-земельних металів не здатні відновлюватись на катоді;
 - 2) у водних розчинах солей лужних та лужно-земельних металів на катоді відновлюється вода, оскільки потенціал йонів лужних і лужно-земельних металів більш негативний за потенціал відновлення води;
 - 3) це менш енергоємний процес;
 - 4) ці метали – малоактивні.
33. Електрохімічне полірування – це ...
- 1) нанесення шару металу на поверхню виробу;
 - 2) очищення металів;
 - 3) метод добування металів;
 - 4) анодне розчинення металів на макро- і мікрровиступах, в результаті якого їх поверхня стає гладкою і блискучою.
34. Електрохімічне розмірне оброблення металів – це ...
- 1) анодне оброблення металів, яке дозволяє надати їм потрібної форми;
 - 2) анодне оброблення металів під час якого змінюється структура оксидної плівки на їх поверхні;
 - 3) метод добування металів електролізом розчинів їхніх солей;
 - 4) нанесення тонкого шару металу на поверхню виробу.

35. Рафінування металів – це ...

- 1) очищення металів від домішок;
- 2) нанесення металевого покриття на неметалеву поверхню;
- 3) метод добування металів електролізом розплаву;
- 4) анодне оброблення металів, яке дозволяє надати їм потрібної форми.

36. Гальванотехніка – це ...

- 1) розчинення виступів і шорсткостей, які залишились після механічного оброблення виробу;
- 2) метод отримання неметалів;
- 3) нанесення металевого покриття на неметалеву поверхню;
- 4) виробництво гальванічних елементів.

37. Виберіть правильне твердження:

- 1) інертний анод розчиняється в процесі електролізу;
- 2) маса речовини, що виділяється під час електролізу, пропорційна кількості електричного струму, який проходить крізь електроліт;
- 3) стала Фарадея дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹;
- 4) на катоді під час електролізу відновлюються аніони.

38. Виберіть правильне твердження:

- 1) як матеріал для виготовлення інертних анодів використовують лужні метали;
- 2) як електроліт для проведення електролізу використовують тільки водні розчини солей;
- 3) вода не може відновлюватись на катоді в процесі електролізу водного розчину;
- 4) в першу чергу на катоді відбувається реакція, яка характеризується найбільшим електродним потенціалом.

39. Виберіть правильне твердження:

- 1) для визначення послідовності відновлення катіонів металів на катоді необхідно порівняти їхні атомні маси;
- 2) рафінування – це процес добування водню;
- 3) однакові кількості електричного струму виділяють на електродах під час електролізу еквівалентні маси різних речовин;
- 4) електролізер – це хімічне джерело електричної енергії.

40. Виберіть правильне твердження:

- 1) анод – це електрод, на якому відбуваються процеси окиснення;
- 2) електроди виготовляють із неелектропровідних матеріалів;
- 3) на катоді при електролізі водних розчинів виділяється кисень;
- 4) маса речовини, що виділяється на катоді під час електролізу, не залежить від величини струму.

4 ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

4.1 Поширеність металів у природі. Добування металів

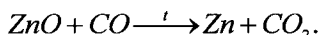
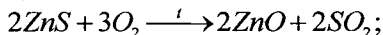
Всі хімічні елементи умовно поділяються на метали і неметали. Більше 75% хімічних елементів відносяться до металів. До них належать усі елементи побічних підгруп, включно з лантанідами та актиноїдами, елементи головних підгруп I (за винятком Гідрогену), II і III груп (крім Бору) та деякі елементи головних підгруп IV – VI груп, а саме: Германій, Станум, Плюмбум, Стийбій, Бісмут, Полоній. Отже, всі елементи-метали розміщені в лівій частині періодичної системи нижче умовної діагоналі Бор – Астат.

Поширеність металів і їхніх сполук у природі різна. Масові кларки деяких з них дорівнюють кільком процентам: Алюмінію – 8,8%, Феруму – 5,1%, Кальцію – 3,6%, Натрію – 2,6%. До найпоширеніших елементів земної кори належать Калій, Магній і Титан. Отже, поширеними є метали з порівняно малими масами. Групу рідкісних металів, в тому числі розсіяних, становлять близько 40 металів: Літій, Рубідій, Цезій, Берилій, Галій, Індій, метали підгрупи Скандію, лантаніди, Торій, Уран та ін.

Більшість металів у природі знаходяться у вигляді малорозчинних у воді і стійких до дії повітря сполук. Малоактивні метали – золото, платина, рутеній, родій, паладій, осмій та іридій, а також, срібло, мідь і ртуть зустрічаються в природі у самородному стані.

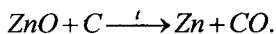
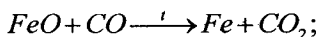
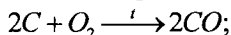
Розрізняють чорні і кольорові метали. В залежності від активності металів та складу природних сполук, до яких вони входять, існують різні методи їх добування.

Пірометалургія – виділення металів при високих температурах. Цей метод полягає у випалюванні концентратів (якщо руда сульфідна) та відновленні оксидів при нагріванні. Таким методом добувають, наприклад, цинк:

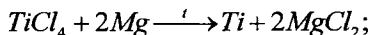


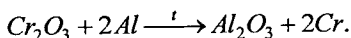
До пірометалургійних процесів належить процес виплавлення чавуну та ін. Залежно від відновника, який застосовують для відновлення металів, розрізняють: **карботермію** і **металотермію**.

Карботермія – відновлення металів за допомогою вуглецю (коксу). Вуглець (кокс) частково окиснюється при високій температурі.

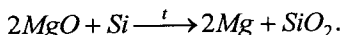
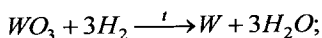


Металотермія – відновлення металів при високих температурах за допомогою активних металів (*Na, Mg, Al* тощо). Наприклад:

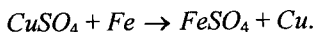




Як відновники використовують також водень і силіцій, наприклад:



Гідрометалургія – добування металів електролізом водних розчинів їх сполук або витіснення металів із розчинів їх солей більш активними металами. Електролізом водних розчинів солей отримують мідь, цинк, кадмій та інші метали. Метод витіснення використовують для добування міді:



Електропірометалургія – метод добування металів електролізом розплавлених солей або інших сполук. Цим методом добувають лужні і лужно-земельні метали, берилій, алюміній і багато інших.

4.2 Металічний зв'язок і кристалічна будова металів

Метали характеризуються досить своєрідним типом хімічного зв'язку, який називають **металічним зв'язком**. Загальною особливістю атомів металів є мала кількість електронів на зовнішніх електронних рівнях. Зовнішні (валентні) електрони атомів металів утримуються значно слабше, ніж в атомах неметалів. Тому валентні електрони металів втрачають зв'язок з окремими атомами металів, усупільнюються та утримують позитивні йони в зближеному стані. У конденсованому стані у металах наявні вільні, незв'язані з певними атомами електрони, що здатні переміщуватись у всьому об'ємі металу, їх називають «електронним газом» (рис. 4.1).

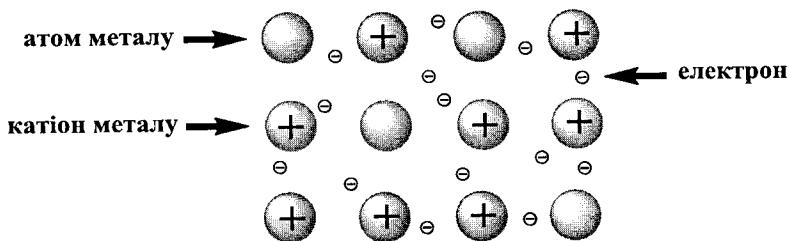


Рисунок 4.1 – Схема утворення металічного зв'язку

Металічним зв'язком називають ненапрявлений і нелокалізований зв'язок атомів у твердому або рідкому стані металу за допомогою усупільнених і делокалізованих валентних електронів.

У твердому стані метали мають щільно упаковані кристалічні структури, які характеризуються координаційними числами від 8 до 12. Кристалічні решітки металів трьох найхарактерніших типів подані на рис. 4.2.

плавлення і кипіння металів коливається у широких межах. Так, найнижчу температуру плавлення має ртуть ($-38,9\text{ }^{\circ}\text{C}$), а найвищу – вольфрам ($3420\text{ }^{\circ}\text{C}$). Слід зазначити, що такі фізичні характеристики металів, як твердість, температура плавлення і кипіння дуже залежать від їх чистоти. Зазвичай метали з температурою плавлення нижче $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$ називають легкоплавкими, а понад $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$ – тугоплавкими.

Густина металів ρ також змінюється у широких межах: найлегшим є літій ($\rho = 0,53\text{ г/см}^3$), а найважчим – осмій ($\rho = 22,5\text{ г/см}^3$). За густиною метали умовно поділяються на легкі та важкі. До легких металів ($\rho \leq 5\text{ г/см}^3$) відносяться лужні і лужноземельні метали, берилій, магній, алюміній, титан тощо, а до важких ($\rho > 5\text{ г/см}^3$) – осмій, іридій, платина, вольфрам, свинець, мідь, хром та інші.

Метали мають спільні фізичні властивості, які обумовлені особливостями металічного зв'язку та їх кристалічної будови. Такими властивостями є:

- металічний блиск;
- непрозорість;
- висока електропровідність;
- висока теплопровідність;
- пластичність.

Металічний блиск обумовлений здатністю металів відбивати від своєї поверхні промені світла, а не пропускати їх та майже не поглинати. Саме тому більшість металів в компактному стані мають сіре або біле забарвлення. Металічний блиск найбільш яскраво проявляється у срібла. У високодисперсному стані метали зазвичай мають чорний колір і не блистять.

Метали – провідники електрики першого роду. Їх електропровідність обумовлена наявністю в кристалічних ґратках усупільнених (вільних) електронів. В електричному полі «електронний газ» набуває напрямленого руху. Основною властивістю металів є малі значення питомого електричного опору. Однак при нагріванні електричний опір металевих провідників зростає, що пов'язано із збільшенням інтенсивності коливань катіонів та атомів металів, які знаходяться у вузлах кристалічної ґратки. Найвищу електропровідність мають срібло, потім мідь, далі – золото і алюміній (табл. 4.1).

Таблиця 4.1 – Питомий електричний опір (ρ) і коефіцієнт теплопровідності (λ) деяких простих речовин при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$

Речовина	$\rho, \text{ Ом} \cdot \text{ см}$	$\lambda, \text{ Вт/(м} \cdot \text{ К)}$	Речовина	$\rho, \text{ Ом} \cdot \text{ см}$	$\lambda, \text{ Вт/(м} \cdot \text{ К)}$
Срібло	$1,59 \cdot 10^{-6}$	429	Залізо	$9,71 \cdot 10^{-6}$	80
Мідь	$1,61 \cdot 10^{-6}$	401	Свинець	$20,6 \cdot 10^{-6}$	35
Золото	$2,20 \cdot 10^{-6}$	317	Манган	$144 \cdot 10^{-6}$	6,87
Алюміній	$2,66 \cdot 10^{-6}$	237	Йод	$\approx 10^{15}$	0,418
Нікель	$6,84 \cdot 10^{-6}$	91	Сірка	$\approx 10^{23}$	0,269

Як видно з таблиці 4.1 теплопровідність чистих металів пропорційна їх електропровідності, тому за теплопровідністю метали розташовують в такий же ряд як і за електропровідністю. Цей факт свідчить про те, що носіями струму і тепла в металах є вільні електрони.

Високу електропровідність і теплопровідність металів пояснює **зона теорія твердого тіла**, згідно з якою всі тверді речовини поділяють на **провідники**, **напівпровідники** та **діелектрики**. При утворенні кристалу металу відбувається перекривання зовнішніх електронних орбіталей атомів. Будь-яке кристалічне тіло утворюється внаслідок взаємодії величезної кількості атомів ($\sim 10^{23}$). Тому число електронних орбіталей в кристалі дуже велике, а різниця між енергіями сусідніх орбіталей дуже мала (рис. 4.4).

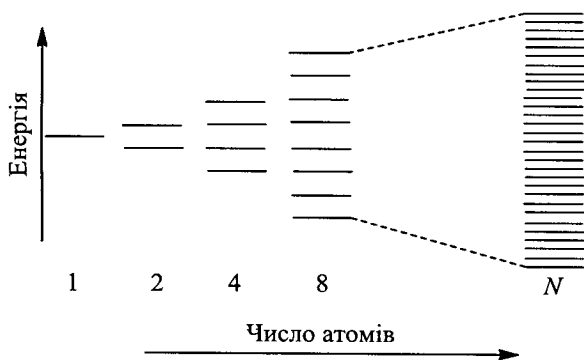


Рисунок 4.4 – Схема утворення енергетичних рівнів при збільшенні числа атомів

Таким чином, в кристалі утворюються енергетичні зони. Зона, яку займають валентні електрони називається **валентною**. Вільна зона, що розташована енергетично вище валентної називається **зоною провідності**. Валентна зона і зона провідності можуть перекривати або не перекривати одна одну. В останньому випадку між цими зонами утворюються енергетичний розрив, який називають **забороненою зоною**. В залежності від характеру розташування і заповнення зон розрізняють провідники, напівпровідники і діелектрики (рис. 4.5).

Переважна більшість металів відносяться до провідників, у яких валентна зона і зона провідності перекриваються, а валентна зона заповнена частково. Це дозволяє електронам легко переходити з валентної зони в зону провідності. У напівпровідників і діелектриків валентна зона заповнена електронами повністю, причому ширина забороненої зони у напівпровідників менша 3 eV , а у діелектриків понад 3 eV .

Напівпровідникові властивості за звичайних умов проявляють *B*, *Si*, *Ge*, *Se*, *Te* та деякі оксиди, сульфід, селеніди, арсеніди тощо. До діелектриків належать алмаз, кварц, лід, титанати металів, а також йонні кристали, наприклад, *NaCl* та інші. У напівпровідників, на відміну від металів, електропровід-

дність з підвищенням температури і при освітленні зростає. При цьому електрони, які займають верхні рівні валентної зони, можуть переходити в зону провідності і брати участь в перенесенні електричного струму.

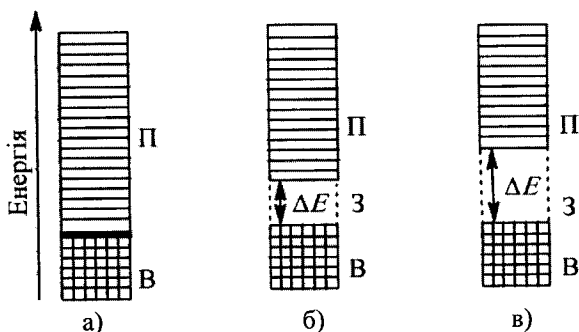


Рисунок 4.5 – Схема розташування енергетичних зон у провідниках (а), напівпровідниках (б) і діелектриках (в):

В – валентна зона; З – заборонена зона; П – зона провідності;
 ΔE – ширина забороненої зони

Одна з основних механічних властивостей металів – їх **пластичність**. Вона обумовлена ненасиченістю і ненапрявленістю металічного зв'язку. Механічні навантаження для металів призводять лише до зміщення одного шару металу відносно іншого, оскільки при цьому водночас відбувається перерозподіл електронного газу і каркас кристала залишається в електронному оточенні. Найбільш пластичними металами є золото, мідь та срібло.

Для металів характерним є здатність випромінювати електрони при високих температурах. Це явище називають **термоелектронною емісією**. Для подолання сил, що утримують електрони в об'ємі металу, потрібно, щоб електрони металічного зв'язку отримали додаткову енергію (теплову, променеву, активних частинок), яку називають **роботою виходу електрона**.

Контактні потенціали. На межі поділу поверхонь двох різних металів виникає контактна різниця потенціалів, що зумовлюється різницею концентрації електронів провідності та різною роботою виходу електрона кожного з металів, що стикаються своїми поверхнями. Деякі пари металів мають значну контактну різницю потенціалів, яка, крім того, залежить від температури. Таку різницю потенціалів використовують у техніці для вимірювання температур за принципом **термопар**.

Термопари з майже лінійною залежністю терморушійної сили від температури для широкого інтервалу температур виготовляють з таких матеріалів: платини і сплаву її з родієм (250 – 1900 K); вольфраму і ренію (300 – 2800 K); хромель-алюмелю (220 – 1400 K); вольфраму і графіту (для вимірювання надвисоких температур). Однак деякі термопари потрібно захищати від окисної дії атмосфери, наприклад оксиди ренію і вольфраму досить леткі, не кажучи вже про графіт.

Залежно від поведінки металів у магнітному полі розрізняють діамагнітні, парамагнітні і феромагнітні метали. Більшість металів, йони яких мають завершену електронну оболонку, виявляються діамагнітними, тобто такими, що намагнічуються назустріч діючому на них зовнішньому магнітному полю. За відсутності магнітного поля атоми діамагнетиків не мають магнітного моменту. До них належать мідь, срібло, золото, цинк, кадмій та інші. Метали, атоми яких мають незавершений *d*-підрівень, а, отже, мають атомний магнітний момент, виявляються парамагнітними, тобто такими, що намагнічуються у зовнішньому магнітному полі так, що власні магнітні моменти їх атомів (йонів) орієнтуються переважно в напрямку поля. Парамагнітними є лужні, лужноземельні, перехідні метали (3*d*-метали).

Діамагнітні речовини після розміщення їх між полюсами сильного магніту орієнтуються перпендикулярно до силових ліній магніту, тобто виштовхуються з магнітного поля, а парамагнітні речовини розміщуються вздовж силових ліній, тобто втягуються в магнітне поле.

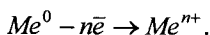
Метали, які нижче певної температури (точки Кюрі) здатні постійно зберігати стан намагнічування, називаються феромагнітними. Це такі метали як залізо, кобальт, нікель, гадоліній, диспрозій. Гранична намагнічуваність цих металів зменшується з підвищенням температури. При нагріванні феромагнетиків вище точки Кюрі вони стають парамагнетиками.

Метали здатні розчиняти в собі гази, атоми яких мають неспарені електрони. Такі властивості переважно мають водень і азот. При цьому в залежності від природи металу можуть утворюватися стійкі сполуки – гідриди та нітриди. З підвищенням температури та тиску розчинність цих газів у металах, які з ними не утворюють сполук, зростає.

Різде зниження розчинності газу в процесі кристалізації зумовлює появу порожнин у структурі металу під час лиття і зварювання (пори, тріщини, раковини). Це негативне явище слід враховувати в технологіях машино- і апаратобудування, щоб запобігти непередбачуваному руйнуванню деталей і конструкцій.

4.4 Хімічні властивості металів

Хімічні властивості металів обумовлені тим, що на зовнішньому енергетичному рівні їхніх атомів міститься невелика кількість електронів. Тому для утворення стабільної електронної конфігурації їм вигідніше віддавати, ніж приєднувати електрони, згідно зі схемою:



Отже, метали в хімічних реакціях є сильними відновниками і проявляють тільки позитивні ступені окиснення. Хімічна активність металу визначається його положенням в ряду напруг металів. Чим менше стандартний електродний потенціал металу, тим більша його хімічна актив-

ність (додаток В). Для багатьох металів вона знижується через утворення на їхній поверхні тонких захисних плівок.

Відновні властивості металів у межах головних підгруп посилюються зверху вниз із збільшенням радіуса атома. У межах періоду відновна активність металів зменшується.

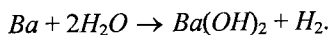
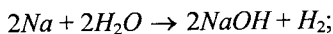
1. Взаємодія з неметалами. При взаємодії металів з неметалами утворюються бінарні сполуки:

- з киснем – оксиди (CaO , CrO_3);
- з галогенами – галогеніди (AlF_3 , $FeCl_3$, $CaBr_2$, TiI_4);
- із сіркою – сульфіди (BaS , MnS);
- з фосфором – фосфіди (Li_3P , Zn_3P_2);
- з вуглецем – карбіди (Al_4C_3 , Fe_3C);
- з воднем – гідриди (CaH_2 , TiH_2);
- з бором – бориди (Mg_3B_2 , TiB);
- з азотом – нітриди (Mg_3N_2 , NbN);
- із селеном – селеніди (Na_2Se , $CdSe$);
- з телуrom – телуриди (K_2Te , $ZnTe$);
- із силіцієм – силіциди ($CaSi_2$, Cr_2Si_3).

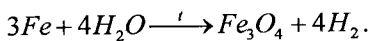
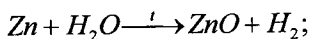
2. Взаємодія з металами. Метали можуть утворювати хімічні сполуки між собою. Вони мають загальну назву – **інтерметалічні сполуки**, або **інтерметаліди**. Прикладом можуть бути сполуки деяких металів із стибієм: Na_2Sb , Ca_3Sb_2 , $NiSb$, $FeSb_x$ ($x = 0,72 - 0,92$). У них найчастіше не витримуються ступені окиснення атомів металів, які характерні в сполуках з неметалами. Більшість інтерметалідів відноситься до бертолідів.

Хімічний зв'язок в інтерметалідах переважно металічний. За зовнішнім виглядом вони схожі на метали. Твердість інтерметалідів, як правило, вища, а пластичність набагато нижча, ніж у металів, що їх утворюють.

3. Взаємодія з водою. За звичайних умов з водою реагують найбільш активні метали – лужні та лужно-земельні (додаток Д).



З металами середньої активності вода реагує тільки при високій температурі (в пароподібному стані):



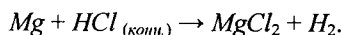
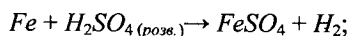
4. Взаємодія із кислотами. Метали при взаємодії із кислотами в переважній більшості випадків утворюють солі та продукти відновлення, склад яких залежить від низки чинників, таких як: природа та концентрація кислоти, активність металу, температура, ступінь дисперсності металу (табл. 4.2).

Таблиця 4.2 – Взаємодія металів з деякими кислотами

Li K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Ti Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H₂) Cu Ag Hg Pt Au

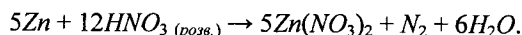
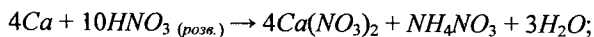
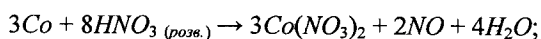
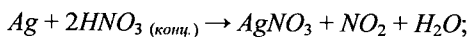
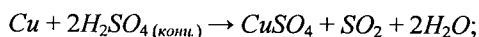
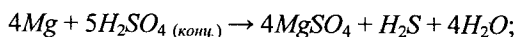
Кислота	Окисник	Продукти відновлення	Метали, що вступають в реакцію
HCl (розв.)	H ⁺	H ₂	Всі метали, що стоять лівише H ₂
HCl (конц.)	H ⁺	H ₂	Всі метали, що стоять лівише H ₂
H ₂ SO ₄ (розв.)	H ⁺	H ₂	Всі метали, що стоять лівише H ₂
H ₂ SO ₄ (конц.)	S ⁺⁶	SO ₂	Малоактивні метали від Cr до Pt (Fe, Co – пасивуються)
	S ⁺⁶	S, H ₂ S	Активні метали до Cr
HNO ₃ (розв.)	N ⁺⁵	NO	Малоактивні метали від Cr до Pt
	N ⁺⁵	N ₂ O, N ₂ , NH ₄ NO ₃	Активні метали до Cr
HNO ₃ (конц.)	N ⁺⁵	NO ₂	Всі метали, крім Au і Pt (Al, Fe, Cr, Ni, Co – пасивуються)

З кислотами-неокисниками (тобто такими, в яких окисниками є йони H⁺) взаємодіють лише метали, які в ряду напруг розміщені лівише від водню:

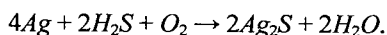
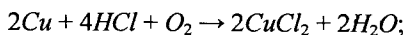


Швидкість взаємодії зростає при збільшенні активності металу і сили кислоти.

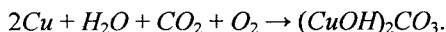
З кислотами-окисниками (тобто такими, в яких окисником є елемент-неметал, що входить до складу кислоти) взаємодіють більшість металів (табл. 4.2):



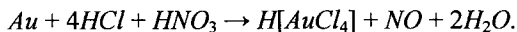
Мідь і срібло, які розміщені в ряду напруг після водню, здатні розчинятися в кислотах-неокисниках тільки в присутності O₂:



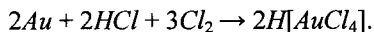
Остання реакція повільно відбувається за звичайних умов і обумовлює поступове потемніння срібних виробів. Крім того, мідь на вологому повітрі покривається зеленувато-сірою плівкою основного карбонату:



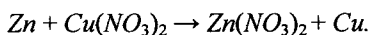
Платину і золото називають благородними металами через їхню дуже високу хімічну стійкість. Для їхнього розчинення використовують суміш концентрованих розчинів HCl і HNO_3 , яку ще називають «царською водкою»:



Для золота кращим розчинником є насичена хлором хлоридна кислота:

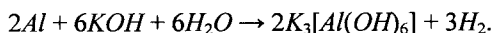
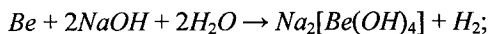


5. Взаємодія із солями. Метал здатний витіснити менш активний метал з водного розчину його солі:

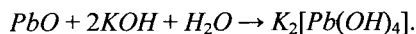
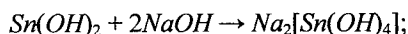
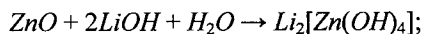


Це стосується тільки тих металів, які розміщені в ряду напруг після кальцію, оскільки активні метали (Li , K , Ca , Ba , Sr , Ca) взаємодіють з водою з витісненням водню. Чим далі один від одного розташовані в ряду напруг метали, тим активнішою буде взаємодія металу із розчином солі.

6. Взаємодія з лугами. Деякі метали, оксиди та гідроксиди яких проявляють амфотерні властивості, за звичайних умов взаємодіють з водними розчинами лугів. До таких металів належать: ***Be***, ***Al***, ***Zn***, ***Sn***, ***Pb***. В результаті реакції утворюється комплексна сполука металу та водень:



Оксиди і гідроксиди цих металів реагують з лугами з утворенням комплексних сполук:



Амфотерні властивості мають оксиди і гідроксиди деяких інших металів, наприклад, сполуки Cr (III), Fe (III), Au (III), хоча чисті метали в лугах не розчиняються.

4.5 Метали та сплави в сучасній техніці

Сукупність цінних фізико-хімічних властивостей металів зумовлена їх широким використанням як конструкційних і електротехнічних матеріалів в сучасній техніці.

В промисловості головним чином використовують не чисті метали а сплави. Сплавами називають системи, які складаються з двох і більше

металів, а також металів та неметалів. Широке застосування сплавів обумовлене тим, що багато їхніх властивостей (міцність, твердість, електропровідність тощо) значно вищі ніж у чистих металів, які їх утворюють. Назви сплавів визначають назви металів, які містяться в найбільшій кількості, наприклад, сплави заліза, сплави алюмінію. Елементи, які вводять в сплав для покращення його властивостей називають **легуючими**, а сам процес – **легуванням**. Хімічний зв'язок у сплавах металічний. Тому вони мають металічний блиск, електричну провідність та інші властивості металів.

Сплави добувають змішуванням металів у розплавленому стані, вони тверднуть при наступному охолодженні. При цьому можливі такі типові випадки.

1. Розплавлені метали змішуються між собою в будь-яких співвідношеннях, необмежено розчиняючись один в одному. До них належать метали, які кристалізуються в однотипних решітках і мають близькі за розмірами атоми, наприклад $Ag-Cu$, $Cu-Ni$, $Ag-Au$ та ін. Під час охолодження таких розплавів утворюються **тверді розчини**. Кристали останніх містять атоми обох металів, чим зумовлюється їх повна однорідність. Порівняно з чистими металами тверді розчини характеризуються вищою міцністю, твердістю і хімічною стійкістю; вони пластичні і добре проводять електричний струм.

2. Розплавлені метали змішуються між собою в будь-яких співвідношеннях, однак під час охолодження твердий розчин не утворюється. При твердненні таких сплавів утворюється маса, що складається з найдрібніших кристаликів кожного з металів. Це характерно для сплавів $Pb-Sn$, $Bi-Cd$, $Ag-Pb$ та ін.

3. Розплавлені метали при змішуванні взаємодіють один з одним, утворюючи хімічні сполуки – **інтерметаліди**. Наприклад, такі сполуки утворюють мідь і цинк ($CuZn$, $CuZn_{12}$, Cu_3Zn_2), кальцій і стибій (Ca_3Sb_2), натрій і свинець (Na_2Pb , Na_2Pb_5 , Na_4Pb) та ін. Деякі сплави розглядають як суміш вихідних металів з продуктами їхньої взаємодії – **інтерметалідами**.

Нині сплави готують також **методом порошкової металургії**. При цьому суміш металів, у вигляді порошоків, пресують під великим тиском і спікають при високій температурі у відновлювальному середовищі. Таким способом отримують надтверді сплави.

Значний внесок у вивченні сплавів вніс М. С. Курнаков (1860 – 1941). Він розробив новий метод дослідження сплавів – так званий **фізико-хімічний аналіз**. За допомогою цього методу встановлено залежність між складом і властивостями багатьох сплавів, відкрито можливість добування сплавів з наперед заданими властивостями: кислототривкими, жароміцними, надтвердими та ін.

Величезне значення мають сплави на основі алюмінію і заліза. До складу деяких сплавів входять неметали, наприклад вуглець, силіцій та ін.

Ртуть здатна розчиняти в собі багато металів, утворюючи з ними частково рідкі, частково тверді сплави, які називаються **амальгамами**. При

цьому нерідко утворюються хімічні сполуки ртуті з металами. Особливо легко утворюється амальгама золота. Залізо ж, навпаки, не утворює амальгами, тому ртуть можна зберігати в стальних ємностях.

За призначенням сплави поділяють на величезну кількість видів.

Конструкційні сплави призначені для виготовлення деталей машин, будівельних конструкцій та інших споруд. Такі сплави мають цілий комплекс властивостей, які забезпечують надійну і тривалу роботу в умовах великого механічного навантаження. До них належать різноманітні марки сталей і чавунів, сплави на основі алюмінію і титану.

З інструментальних сплавів виготовляють в основному вимірювальні і металообробні інструменти (прилади). До них відносяться вуглецеві та леговані сталі, тверді сплави. Останні є композиційними гетерогенними матеріалами, що містять карбіди *d*-металів IV – VI груп періодичної системи і метали родини феруму (*Fe, Co, Ni*).

Електротехнічні сплави – це сплави, які мають особливі магнітні і електричні властивості, до їх складу входять дорогоцінні метали, *Cu, Ni, Mn* та деякі інші. На їх основі виготовляють – термопари, нагрівальні елементи, контакти, резистори тощо.

Триботехнічні сплави призначені для роботи у вузлах тертя. Вони поділяються на фрикційні (ті, що збільшують тертя) і антифрикційні (ті, що зменшують тертя). Фрикційні сплави отримують переважно методами порошкової металургії на основі заліза і міді з добавками оксидів, карбідів, олова, свинцю, графіту, сульфідів. Антифрикційні сплави – це бронзи, баббіти, деякі чавуни і сталі.

Жароміцні сплави витримують при високих температурах (до 2000 °С) тривалі механічні навантаження а також хімічну дію. В промисловості найбільше застосування мають жароміцні сплави на основі нікелю.

Корозійностійкі сплави мають підвищену стійкість до корозії. Їх використовують для виготовлення деталей, вузлів, апаратів і конструкцій, що працюють в корозійно-активних середовищах без додаткових заходів захисту від корозії. До них належать сплави заліза леговані хромом, нікелем та деякими іншими металами, сплави міді, алюмінію, титану та нікелю. Сталі, які містять 13% і більше хрому, називають нержавіючими.

Велику групу складають сплави зі **специфічними** властивостями:

- *тугоплавкі* (їх виготовляють на основі *d*-металів IV – VI групи а також тугоплавких карбідів, силіцидів і боридів різних металів, вони витримують температури понад 1500 °С);

- *легкоплавкі* (мають температури плавлення нижче температур плавлення вихідних металів);

- *пористі* (їх отримують переважно методами порошкової металургії);

- з *особливими ядерними властивостями* (здатні поглинати γ -промені, сповільнювати, відбивати і поглинати нейтрони тощо);

- з *ефектом пам'яті форми* (вироби певної форми з таких сплавів після деформації здатні відтворювати початкову форму при нагріванні).

В таблиці 4.3 наведені назви та хімічний склад найбільш поширених сплавів.

Таблиця 4.3 – Назви та хімічний склад деяких сплавів металів

Назва	Хімічний склад
Сплави заліза	
Чавуни	<i>Fe, C (> 2,2%)</i> і в незначній кількості <i>Si, Mn, S, P</i>
Вуглецеві сталі	<i>Fe, C (≤ 1,7%)</i> і в незначній кількості <i>Si, Mn, S, P</i>
Низьколеговані сталі	<i>Fe, C (≤ 1,7%)</i> і легуючі елементи < 2,5%
Середньолеговані сталі	<i>Fe, C (≤ 1,7%)</i> і легуючі елементи 2,5 – 10%
Високолеговані сталі	<i>Fe, C (≤ 1,7%)</i> і легуючі елементи > 10%
Сплави міді	
Латунь	<i>Cu (65 – 70%), Zn (30 – 35%)</i>
Бронзи:	
- олов'яна	<i>Cu, Sn (10%)</i>
- алюмінієва	<i>Cu, Al (5 – 11%)</i>
- свинцева	<i>Cu, Pb (до 33%)</i>
- силіцієва	<i>Cu, Si (до 4%)</i>
- берилієва	<i>Cu, Be (до 3%)</i>
- кадмієва	<i>Cu, Cd (1%)</i>
Мельхіор	<i>Cu (68 – 78%), Ni (20 – 30%), Mn (1%), Fe (1%)</i>
Нейзильбер	<i>Cu (65%), Zn (20%), Ni (15%)</i>
Константан	<i>Cu (58,5%), Ni (40%), Mn (1,5%)</i>
Манганін	<i>Cu (85%), Ni (3%), Mn (12%)</i>
Копель	<i>Cu (56,5%), Ni (43%), Mn (0,5%)</i>
Сплави алюмінію	
Дюралюмін	<i>Al (94%), Cu, Mg, Mn, Fe, Si (разом 6%)</i>
Силумін	<i>Al (85 – 90%), Si (10 – 14%), Na (0,1%)</i>
Магналін	<i>Al (87 – 95%), Mg (5 – 13%)</i>

Широке застосування в техніці знайшли металоподобні сполуки (металіди) – це сполуки, які мають металічні властивості, що обумовлені металічним характером хімічного зв'язку в них. До металоподобних сполук металів належать карбіди, нітриди, фосфіди і т. д. та інтерметалічні сполуки.

З металоподобних бінарних сполук металів в техніці широко використовуються нітриди (як абразиви, вогнетривкі матеріали, надпровідники, діелектрики, складові антикорозійних і термостійких покриттів) та карбіди деяких *d*-металів (напівпровідники, вогнетривкі матеріали, складові твердих сплавів, а також як легуючі добавки для отримання жароміцних сталей). Інтерметаліди застосовують як напівпровідники, магнітні матеріали, компоненти сплавів та конструкційні матеріали.

4.6 Завдання для самостійної роботи

1. Назвіть найпоширеніші метали земної кори.
2. Які метали і чому трапляються у природі в самородному стані?
3. У чому полягає суть гідрометалургійного методу добування металів із руд?
4. В чому полягає суть металотермії? Які метали використовують як відновники при цьому?
5. З якою метою використовують кокс у пірометалургії? Наведіть приклади.
6. Який зв'язок називають металічним?
7. Які типи кристалічних ґраток характерні для металів? Наведіть відповідні рисунки.
8. Які особливості характерні для кристалічного стану металів?
9. Які загальні фізичні властивості відрізняють прості речовини – метали від неметалів?
10. Чому металам властива пластична деформація?
11. Які метали називають важкими? Наведіть приклади таких металів.
12. Поясніть чому метали у компактному стані мають металічний блиск?
13. Чим обумовлена висока електро- та теплопровідність металів?
14. На основі зонної теорії твердих тіл поясніть високу електро- та теплопровідність металів?
15. Чому електропровідність напівпровідників різко зростає при нагріванні та освітленні?
16. Чим відрізняється розташування енергетичних зон у металах і діелектриках?
17. Що таке термопари? На чому оснований принцип їх роботи?
18. На які групи поділяються метали в залежності від їх поведінки в магнітному полі?
19. Які метали здатні зберігати стан намагнічування?
20. Що обумовлює появу пор та тріщин у структурі металів при їх кристалізації?
21. Які властивості окислювальні чи відновлювальні характерні для металів? Чому?
22. Як пов'язана активність металу з його положенням у ряду напруг?
23. Які сполуки утворюються при взаємодії металів з киснем? Чи всі метали здатні до взаємодії з киснем?

24. Які метали розчиняються у воді за звичайних умов?

25. Охарактеризуйте хімічні властивості металів. Для цього заповніть таблицю, зазначивши при цьому знаком "+" реакції, які відбуваються, а знаком "-" – реакції як не протікають. Для реакцій, які позначені знаком "+" запишіть рівняння реакцій та поставте коефіцієнти методом електронного балансу.

<i>Me</i>	<i>HCl</i> (розб.)	<i>H₂SO₄</i> (конц.)	<i>HNO₃</i> (розб.)	<i>HNO₃</i> (конц.)	<i>NaOH</i> (1M)	<i>Pb(NO₃)₂</i> (1M)	<i>CuSO₄</i> (1M)
<i>Mg</i>							
<i>Be</i>							
<i>Al</i>							
<i>Mn</i>							
<i>Zn</i>							
<i>Fe</i>							
<i>Cd</i>							
<i>Co</i>							
<i>Ni</i>							
<i>Ag</i>							
<i>Hg</i>							

26. Чому свинець практично не розчиняється в розбавленій хлоридній і сульфатній кислотах, хоча розміщений в ряду напруг до водню?

27. Золото належить до благородних металів. Чому? Які існують способи його розчинення? Наведіть рівняння відповідних реакцій.

28. Чому вироби з міді та її сплавів на повітрі поступово набувають зеленуватого відтінку? Наведіть рівняння утворення основної солі міді та її розчинення у розчині *HCl*.

29. Який реактив використовують для травлення поверхні мідних плат і які реакції при цьому відбуваються?

30. Чи можна використати для травлення мідних плат такі розчини: а) *HNO₃*; б) *Na₂SO₄*; в) *AgNO₃*? Відповідь обґрунтуйте.

31. Зразок латуні обробили нітратною кислотою. До отриманого розчину додали надлишок лугу. Запишіть рівняння реакцій, які при цьому відбуваються.

32. Чому на практиці переважно використовуються сплави, а не чисті метали?

33. Що відбувається при охолодженні суміші розплавлених металів?

34. Чим відрізняється чавун від сталі?

35. Які сплави міді використовують на практиці?

36. Чому ртуть зберігають в сталевих балонах?

37. У чому полягає суть легування сталі? Які метали використовують для легування сталі? Яку масу титану слід унести в розплав сталі масою 500 кг, щоб масова концентрація титану становила 0,12%?
38. Який об'єм газу (за н. у.) виділиться при розчиненні 9,6 г технічного алюмінію (масова частка Al – становить 98,4%) в надлишку NaOH?
39. Який об'єм водню, виміряного за температури 298 K і тиску 100,7 кПа, виділиться під час взаємодії з водою 1 г сплаву, який складається з 30% калію і 70% натрію?
40. Який об'єм водню виділиться при розчиненні у хлоридній кислоті 18 г металу, молярна маса еквівалента якого дорівнює 9 г/моль? Вкажіть метал і галузі його застосування.
- 41.* На зразок сплаву міді з алюмінієм масою 1 г подіяли надлишком розчину лугу. Залишок промили і розчинили в нітратній кислоті, розчин випарили, осад прожарили. Одержано 0,4 г нового залишку. Визначте масові частки міді та алюмінію в сплаві.
- 42.* Сплав дюралюмін містить Al, Mg, Si. Під час дії на 7 г такого сплаву розчином натрій гідроксиду виділилось 8,4 л газу (н. у.), а під час дії на таку ж масу сплаву хлоридної кислоти (взятої у надлишку) виділилось 8,4 л газу. Визначте масову частку (%) міді у сплаві.
- 43.* Залізну пластинку на деякий час занурили в розчин сульфатної кислоти. Виділилось 224 мл газу (н. у.), потім цю ж пластинку занурили в розчин купрум (II) сульфату. Після цих двох реакцій маса пластинки збільшилась на 0,48 г. Обчисліть масу заліза, яка прореагувала в обох реакціях.
- 44.* Залізну пластинку, маса якої становить 20 г, помістили в розчин сульфату невідомого двовалентного металу (маса розчину дорівнює 160 г, масова частка солі – 20%). Після припинення реакції маса пластинки стала 21,6 г. Визначте масу металу, що осів на пластинці.
- 45.* Маса твердого залишку, який отримали після відновлення воднем 28,48 г суміші заліза й ферум (III) оксиду, стала 21,28 г. Визначте масову частку заліза (%) у вихідній суміші.

4.7 Експериментальна частина

Дослід 4.1 Фізико-хімічні властивості металів

Обладнання та реактиви: зразки металів: магнію, алюмінію, титану, свинцю, цинку, міді та заліза.

1. Використовуючи зразки металів та довідковий матеріал, заповнити таблицю 4.4.

Таблиця 4.4 – Фізико-хімічні характеристики металів

Метал	Хімічна формула	Атомна маса	Колір	$t_{пл}, ^\circ C$	$\rho, \text{г/см}^3$	E^0, V	Валентність у сполуках	Назви та склад найважливіших сплавів
Магній								
Алюміній								
Титан								
Свинець								
Цинк								
Мідь								
Залізо								

2. Після заповнення таблиці 4.4 дати відповідь на такі запитання:

- 1) які з наведених металів належать до легких, а які – до важких і чому? Назвати найлегший метал.
- 2) який з наведених металів є найбільш тугоплавким?
- 3) який з цих металів є найменш хімічно активним, а який – найбільш активним і чому?

Дослід 4.2 Взаємодія металів з водою

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, зразки металів: алюмінію, цинку, свинцю, міді; H_2O (дист.), наждачний папір.

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. Безпосередньо перед зануренням металів (*Al, Zn, Pb, Cu*) у воду ретельно зачистити їхню поверхню наждачним папером і промити дистильованою водою.

2. У чотири пробірки налити по 3 мл H_2O (дист.) і в кожную опустити по одному зразку металу (*Al, Zn, Pb, Cu*). Які метали взаємодіють з водою?

3. Повторити цей самий дослід без попереднього зачищення поверхні металів.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 4.2 повинен містити:

- 1) рівняння реакції взаємодії металів з водою;
- 2) пояснення різної поведінки деяких металів у воді після механічної обробки їхньої поверхні.

Дослід 4.3 Хімічні властивості металів

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, зразки металів: магнію, алюмінію, цинку, міді; пінцет, чашка Петрі, фільтрувальний папір, розчини: HCl (1M), H_2SO_4 (конц.), HNO_3 (1M), HNO_3 (конц.), $NaOH$ (1M), $CuSO_4$ (0,5M), $AgNO_3$ (0,01M), $Pb(NO_3)_2$ (0,5M).

Таблиця 4.5 – Хімічні властивості металів

Метал	Реагенти							
	<i>HCl</i> (1М)	<i>H₂SO₄</i> (конц.)	<i>HNO₃</i> (1М)	<i>HNO₃</i> (конц.)	<i>NaOH</i> (1М)	<i>CuSO₄</i> (0,5М)	<i>AgNO₃</i> (0,01М)	<i>Pb(NO₃)₂</i> (0,5М)
<i>Mg</i>								
<i>Al</i>								
<i>Zn</i>								
<i>Cu</i>						–		

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. В пробірках провести реакції між металом і хімічними реагентами, наведеними в таблиці 4.5. Для цього необхідно використовувати приблизно 3 мл розчину відповідного реагенту. Зразки металів після кожного реактиву промивати водопровідною, а потім дистильованою водою і використовувати для наступного досліду. Після закінчення експерименту зразки металів промити водопровідною водою і покласти в чашку Петрі.

2. За результатами проведених дослідів заповнити таблицю 4.5, відмітивши при цьому знаком «+» ті реакції, які відбулись, і знаком «–» – реакції, які не протікають.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 4.3 повинен містити:

- 1) заповнену таблицю 4.5;
- 2) рівняння реакцій, які позначені в таблиці 4.5 знаком «+», коефіцієнти в цих рівняннях реакцій поставити методом електронного балансу;
- 3) висновок, в якому вказати, які з досліджених металів проявляють амфотерні властивості та який з них є найбільш активним.

4.8 Контрольні тестові завдання

1. Вкажіть групу елементів, які мають металічні властивості:

- | | |
|------------------------|------------------------|
| 1) <i>S, Mg, Zn</i> ; | 3) <i>Co, Ba, Ni</i> ; |
| 2) <i>Al, Si, Fe</i> ; | 4) <i>Na, Cu, Cl</i> . |

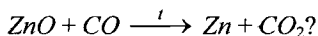
2. Вкажіть групу металів, які зустрічаються в природі в самородному стані:

- | | |
|------------------------|------------------------|
| 1) <i>Hg, Cu, Pt</i> ; | 3) <i>Fe, Co, Ni</i> ; |
| 2) <i>Au, Na, Al</i> ; | 4) <i>Zn, Pd, Mg</i> . |

3. Алюміній добувають електролізом розплаву Al_2O_3 і $Na_3[AlF_6]$. Який метод добування застосовується?

- 1) гідрометалургія;
- 2) металотермія;
- 3) електропірометалургія;
- 4) пірометалургія.

4. Який метод добування цинку наведено на схемі



- 1) зонна плавка;
- 2) гідрометалургія;
- 3) пірометалургія;
- 4) електропірометалургія.

5. Вкажіть кількість електронів на зовнішньому електронному шарі в атомі Цинку.

- 1) 8; 2) 6; 3) 12; 4) 2.

6. Вкажіть кількість електронів на зовнішньому електронному шарі в атомі Берилію.

- 1) 2; 2) 4; 3) 6; 4) 8.

7. Який тип хімічного зв'язку в *Cu*, *Fe* і *Al*?

- 1) йонний; 3) металічний;
2) ковалентний полярний; 4) водневий.

8. Який зв'язок називають металічним?

- 1) зв'язок, що виникає між катіонами та аніонами, які розміщені в вузлах кристалічної решітки;
- 2) зв'язок, обумовлений взаємодією делокалізованих валентних електронів із позитивно зарядженими йонами, які розміщені в вузлах кристалічної решітки;
- 3) зв'язок, який виникає при взаємодії атомів, що різко відрізняються електронегативністю (типовими неметалами і металами);
- 4) зв'язок, що утворюється двома електронами, причому ця електронна пара належить обом атомам.

9. Виберіть групу металів, які належать до легких:

- 1) *Cu*, *K*, *Mg*; 3) *Fe*, *Ni*, *Li*;
2) *Ti*, *Mg*, *Al*; 4) *K*, *Na*, *Au*.

10. Який метал є найбільш пластичним?

- 1) *Cu*; 2) *Zn*; 3) *Au*; 4) *Fe*.

11. Який з металів є найважчим?

- 1) *Zn*; 2) *W*; 3) *Os*; 4) *Fe*.

12. Який з металів має найнижчу температуру плавлення?

- 1) *Ni*; 2) *Hg*; 3) *Mn*; 4) *Co*.

13. Який з металів має найвищу твердість?

- 1) *Al*; 2) *Au*; 3) *Cr*; 4) *Na*.

14. Як змінюється електропровідність металів при підвищенні температури?

- 1) зростає;
2) зміна температури не впливає на електропровідність металів;
3) зменшується;
4) спочатку зростає, а потім зменшується.

15. Які сполуки є провідниками?

- 1) сполуки, ширина забороненої зони яких понад 3 eV ;
2) сполуки, валентна зона яких заповнена повністю, а за валентною зоною розміщена заборонена зона;
3) сполуки, питомий опір яких знаходиться в межах $10^5 - 10^9 \text{ Ом} \cdot \text{см}$;
4) сполуки, в яких валентна зона і зона провідності, як правило, перекриваються, а валентна зона заповнена частково.

16. Що є носіями струму у металах?

- 1) електрони; 3) аніони;
2) катіони; 4) нейтрони.

17. Виберіть групу металів, які проявляють феромагнітні властивості:

- 1) *Al, Mg, Cu*; 3) *Na, Ca, Li*;
2) *Zn, Sn, Ag*; 4) *Fe, Co, Ni*.

18. Як називають метали, які виштовхуються магнітним полем?

- 1) діамагнітні; 3) парамагнітні;
2) дорогоцінні; 4) лужні.

19. Виберіть групу металів, які мають більшу хімічну активність в порівнянні з кадмієм:

- 1) *Li, Mg, Al*; 3) *Al, K, Au*;
2) *Ag, Pb, Zn*; 4) *Cu, Ag, Zn*.

20. Виберіть групу металів, які взаємодіють з киснем повітря за звичайних умов:

- 1) *Au, Cr, Ni*; 3) *Pb, Mn, Hg*;
2) *Li, Na, K*; 4) *Cd, Ni, Ag*.

21. Вкажіть метал, який взаємодіє з водою:

- 1) *Cu*; 3) *Hg*;
2) *K*; 4) *Ag*.

43. Латунь – це сплав міді з ...

- | | |
|-------------|-------------|
| 1) нікелем; | 3) залізом; |
| 2) оловом; | 4) цинком. |

44. Виберіть правильне твердження:

- 1) більшість елементів періодичної системи належить до неметалів;
- 2) всі метали за кімнатної температури перебувають в кристалічному стані;
- 3) найвищу пластичність серед металів має свинець;
- 4) в металах існує металічний зв'язок.

45. Виберіть правильне твердження:

- 1) в ряду напруг металів метали розміщені в порядку зростання зарядів ядер їх атомів;
- 2) всі метали в природі зустрічаються у вільному стані;
- 3) найбільшу твердість серед металів має золото;
- 4) чим більший стандартний електродний потенціал металу, тим менша його хімічна активність.

46. Виберіть правильне твердження:

- 1) малоактивні метали розміщені в ряду напруг до алюмінію;
- 2) фізичні властивості металів не залежать від вмісту домішок;
- 3) до важких металів відносяться метали першої групи головної підгрупи;
- 4) метали, які розміщені в ряду напруг після водню, не взаємодіють з розведеною сульфатною кислотою.

47. Виберіть правильне твердження:

- 1) до малоактивних металів належать лужні метали;
- 2) метали, які мають густину більшу 5 г/см^3 , відносяться до важких;
- 3) із розведеною хлоридною кислотою взаємодіють всі метали;
- 4) найтвердішим металом є нікель.

48. Виберіть правильне твердження:

- 1) всі метали взаємодіють з лугами;
- 2) найнижчу температуру плавлення має ртуть ($-38,9 \text{ }^\circ\text{C}$);
- 3) цинк має меншу хімічну активність в порівнянні з кадмієм;
- 4) сталь – це сплав міді з нікелем.

49. Виберіть правильне твердження:

- 1) срібло легко розчиняється в лугах;
- 2) лужні метали активно взаємодіють з водою за кімнатної температури;
- 3) мідь не взаємодіє із розведеною нітратною кислотою;
- 4) найлегшим металом є ртуть.

50. Виберіть правильне твердження:

- 1) алюміній, який тривалий час перебуває на повітрі, покривається оксидною плівкою;
- 2) срібло і золото відносяться до дуже активних металів;
- 3) в хімічних реакціях метали завжди виконують роль окисника;
- 4) носіями струму в металах є нейтрони.

51. Виберіть правильне твердження:

- 1) метали відносяться до діелектриків;
- 2) метали в хімічних реакціях є сильними відновниками і проявляють тільки негативні ступені окиснення;
- 3) температура плавлення металу не залежить від його чистоти;
- 4) літій не тоне у воді, оскільки його густина рівна $0,53 \text{ г/см}^3$.

52. Виберіть правильне твердження:

- 1) найнижчу температуру плавлення має алюміній;
- 2) хімічна активність металу визначається його положенням в ряду напруг металів;
- 3) всі метали розчиняються в концентрованій сульфатній кислоті;
- 4) мідь відноситься до крихких металів.

53. Виберіть неправильне твердження:

- 1) лужні метали взаємодіють з водою за кімнатної температури;
- 2) оксиди всіх металів мають амфотерні властивості;
- 3) чим більша хімічна активність металу, тим менший його стандартний електродний потенціал;
- 4) золото має високу пластичність в порівнянні з іншими металами.

54. Виберіть неправильне твердження:

- 1) при взаємодії металів з нітратною кислотою не виділяється водень;
- 2) оксидна плівка на поверхні цинку захищає його від корозії у вологому повітрі;
- 3) вольфрам має найвищу температуру плавлення серед металів;
- 4) золото має більшу хімічну активність в порівнянні із залізом.

55. Виберіть неправильне твердження:

- 1) високолеговані сталі містять понад 10% легуючих елементів;
- 2) в ряду напруг метали розміщені в порядку зростання їх атомних мас;
- 3) при взаємодії металів з хлоридною кислотою утворюються сіль і водень;
- 4) бронзами називають сплави міді.

5 КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ ТА СПЛАВІВ

5.1 Класифікація корозійних процесів

Корозія металів – це процес руйнування металів і сплавів внаслідок взаємодії їх з навколишнім середовищем. Корозія полягає в окисненні металів з утворенням оксидів, гідроксидів або солей. Корозія – це самовільний окисно-відновний гетерогенний процес, який проходить на межі поділу фаз і супроводжується виділенням теплоти, що розсіюється в навколишньому середовищі.

Корозія приводить до великих втрат внаслідок руйнування трубопроводів, металевих частин машин, корпусів суден, морських споруд тощо. Загальні збитки від корозії у промислово розвинених країнах оцінюються на рівні 3 – 5% валового національного продукту. Метою боротьби з корозією є збереження ресурсів металів, запаси яких обмежені.

Корозійні процеси класифікують за різними ознаками.

1. За умовами експлуатації та видом корозійного середовища розрізняють такі типи корозії:

– **атмосферна** – руйнування металів під дією температури та вологості навколишнього середовища, в тому числі під дією газів-забруднювачів (CO_2 , SO_2 , NO_2 , HCl), вугільного пилу;

– **рідинна** – руйнування металів в рідкому середовищі (неелектролітах та електролітах);

– **підземна** – руйнування металів в ґрунтах, що відрізняються певним хімічним складом, вологістю, ступенем аерації;

– **морська** – руйнування металів у морському середовищі, яке характеризується високим вмістом хлорид-іонів, електропровідністю, широким йонним і газовим складом, суттєвим впливом біологічних чинників;

– **біметалева або контактна** – корозійне руйнування металів, які знаходяться в електричному контакті з іншими металами;

– **мікробіологічна або біокорозія** – руйнування металів під дією наявних в середовищі мікроорганізмів (бактерій, грибів, водоростей, дріжджів) і продуктів їх життєдіяльності. Біопшкодженню піддаються підземні, наземні та підводні споруди (газо- та нафтопроводи, кабелі, резервуари для палива, насосні труби, корпуси суден тощо);

– **щілинна корозія** – посилене руйнування металів в щілинах, різьбових кріпленнях, в клепаных з'єднаннях, в місцях нещільного прилягання металу і корозійно-інертного матеріалу;

– **корозія блукаючими струмами** – руйнування металевих конструкцій, розміщених в ґрунті, під дією блукаючих струмів (рис. 5.1). Джерелом блукаючих струмів у ґрунті є установки, що працюють від постійного струму: електрифікований рейковий транспорт, електрозварювальні апарати, електролізери тощо.

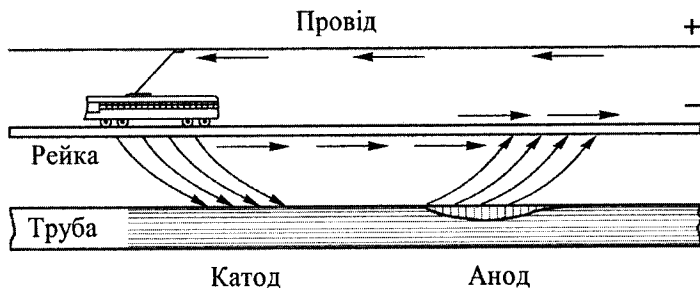


Рисунок 5.1 – Схема корозії блукаючими струмами

2. За характером руйнування металу розрізняють загальну (суцільну) та місцеву (локальну) корозію (рис. 5.2). Суцільну корозію поділяють на рівномірну та нерівномірну залежно від глибини та площі корозійного руйнування поверхні металу. При місцевій корозії руйнуються окремі ділянки поверхні металу, при цьому ступінь їх пошкодження неоднаковий. Плямиста корозія відрізняється руйнуванням металу на порівняно невелику глибину, виразкова корозія – більшою глибиною проникнення. Точкова корозія та пітинг пов'язані з руйнуванням металу у вигляді точкових пошкоджень, які для тонкошарових виробів можуть перерости у наскрізні. Міжкристалітна корозія поширюється вздовж країв кристалічних зерен металів або сплавів, селективна обумовлена розчиненням одного з компонентів сплаву.

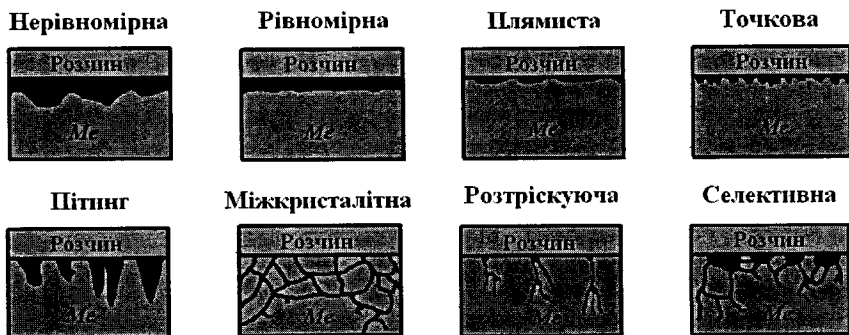


Рисунок 5.2 – Види корозії за характером руйнування металу

Місцева корозія більш небезпечна, ніж суцільна, оскільки процес проникає на більшу глибину. Особливо небезпечними є міжкристалітна, селективна та розтріскуюча (корозія при одночасній дії хімічних реагентів і високого механічного навантаження), оскільки може призвести до швидкого і раптового руйнування деталей і механізмів.

3. За механізмом корозійного процесу розрізняють хімічну та електрохімічну корозію.

5.2 Хімічна корозія

Хімічна корозія відбувається при контакті металу з неелектролітами (неводними органічними середовищами, наприклад, нафта і нафтопродукти) або із сухими газами (наприклад O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , HCl та інші) та їх сумішами (O_2 і SO_2 ; HCl і Cl_2 та ін.).

Суть процесу хімічної корозії зводиться до окиснення металу шляхом безпосередньої хімічної взаємодії з довкіллям. Середовище, яке викликає хімічне руйнування металів, називають агресивним. Приклади агресивного середовища – повітря, паливні гази, забруднений сульфідними сполуками бензин тощо.

Часто хімічну корозію називають газовою або високотемпературною. Внаслідок хімічної корозії метал покривається шаром продуктів окиснення – найчастіше плівкою оксиду або гідроксиду. Ця плівка часто перешкоджає дифузії окисника до чистого металу і через це подальша корозія металу сповільнюється, чи зовсім припиняється.

Наприклад, алюміній у сухому повітрі швидко покривається тонкою (товщина близько 30 \AA), проте дуже щільною оксидною плівкою (рис. 5.3, а), після чого окиснення алюмінію практично припиняється. Оксидна плівка на поверхні заліза (FeO або Fe_3O_4) не є суцільною (рис. 5.3, б), тому не запобігає подальшому іржавінню заліза.

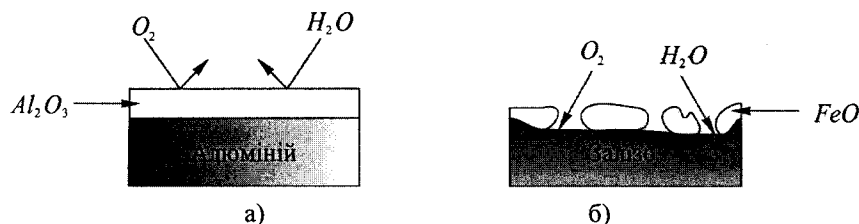


Рисунок 5.3 – Утворення оксидів на поверхні металів:
а) алюмінію; б) заліза

Хімічна корозія протікає тим інтенсивніше, чим активніший метал, агресивніше середовище і вища температура. Швидкість окиснення металу залежить не лише від його активності, а й від швидкості дифузії окисника (зазвичай кисню повітря) крізь шар продуктів корозії, який утворився на поверхні металу. Тому захисні властивості плівки тим вищі, чим краща її суцільність і нижча дифузійна здатність.

Конструкційні метали, які експлуатують в умовах високих температур, мають бути жароміцними та жаростійкими. Під жароміцністю розуміють збереження матеріалом міцності при високих температурах в інертному

середовищі; під жаростійкістю – стійкість матеріалу до корозії при високих температурах.

5.3 Електрохімічна корозія

Найпоширенішим типом корозії є електрохімічна корозія – руйнування металів і сплавів під час контакту з електролітами з утворенням мікрогальванічних елементів. Електролітами можуть виступати водні розчини кислот, солей, морська та ґрунтова вода, повітряна волога, сконденсована на поверхні металу. Мікрогальванічний елемент виникає:

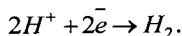
- при контакті двох металів;
- при контакті металу і домішок, що містяться в ньому;
- внаслідок різної концентрації розчиненого кисню у воді, яка контактує з металом.

Першопричиною електрохімічної корозії є енергетична неоднорідність металів, яка зумовлена чергуванням у їхній структурі більш-менш активних мікроділянок (тобто таких, що мають різні значення електродних потенціалів). Чим більша різниця між стандартними електродними потенціалами контактуючих металів або ділянок, тим більша *EPC* мікрогальванічного елемента і тим інтенсивніше кородує більш активний метал або ділянка.

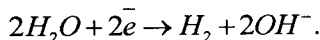
Під час електрохімічної корозії одночасно відбуваються два процеси:

- анодний процес: $Me - ne \rightarrow Me^{n+}$ (окиснення металу);
- катодний процес: відновлення окисників (компонентів середовища).

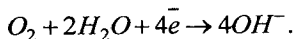
Найчастіше окисниками є йони гідрогену H^+ або кисень O_2 . Корозія з участю H^+ називається корозією з виділенням водню (корозією з водневою деполяризацією):



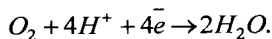
В нейтральному та лужному середовищах відновлення йонів H^+ протікає за рівнянням:



Корозія з участю O_2 називається корозією з поглинанням кисню (корозією з кисневою деполяризацією):



Відновлення кисню в кислому середовищі відбувається за реакцією:



Термодинамічну можливість корозії металу визначає різниця потенціалів металу і окисника – метал кородує, якщо його потенціал менший за потенціал відновлення окисника. Тому:

– метали, потенціал яких менший $-0,41$ В, можуть кородувати у воді, що не містить кисню ($E_{H_2O/H_2,OH^-}^0 = -0,41$ В);

– метали, що розміщені в ряду напруг до водню, можуть кородувати в кислому середовищі навіть за відсутності кисню ($E_{2H^+/H_2}^0 = 0$ В);

– метали, потенціал яких менший $0,81$ В, можуть кородувати в нейтральному середовищі в присутності кисню ($E_{O_2,H_2O/OH^-}^0 = +0,81$ В);

– метали, потенціал яких менший $1,23$ В, можуть кородувати в кислому середовищі в присутності кисню ($E_{O_2,H^+/H_2O}^0 = +1,23$ В).

Для визначення фактичної можливості корозії потрібно враховувати схильність металів до пасивації в тому чи іншому корозійному середовищі. Деякі метали в певних умовах переходять у пасивний стан – на їх поверхні утворюються захисні плівки оксидів металів або їх солей. Перехід металу в пасивний стан, в якому метал не кородує, називається пасивацією.

Схематично мікрогальванічні елементи, які утворюються під час електрохімічної корозії, зображають так:

Анод (–) Me_1 | Розчин електроліту | Me_2 (+) Катод.

Особливостями корозійних мікрогальванічних елементів є:

– відсутність зовнішнього кола, тобто елементи, що виникають в металі або сплаві, є короткозамкнутими;

– матеріал катода (пасивних ділянок) не бере безпосередньої участі в процесі, а виконує роль середовища для транспорту електронів і здійснення півпроцесів деполяризації (кисневої чи водневої). Таким чином, анодні ділянки окиснюються під час корозії, тоді як катодні ділянки зберігають свою цілісність.

Розглянемо процес корозії заліза з домішками міді в кислому середовищі (рис. 5.4).

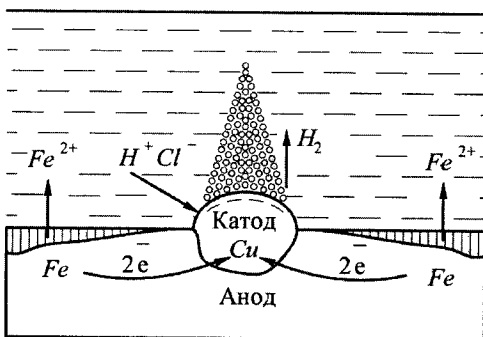
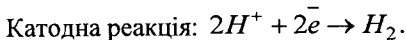
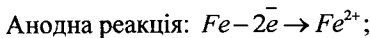
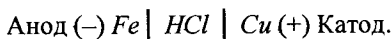
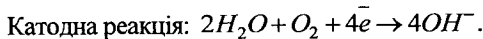
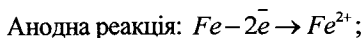
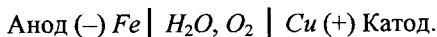


Рисунок 5.4 – Схема процесу корозії заліза з домішками міді в розчині хлоридної кислоти

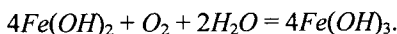
При контакті заліза з міддю утворюється корозійний мікрогальванічний елемент, в якому функцію анода виконує залізо, а катода – мідь, оскільки $E_{Fe^{2+}/Fe}^0 < E_{Cu^{2+}/Cu}^0$:



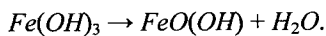
В процесі корозії залізо переходить в розчин у вигляді йонів. Окиснення металу може також приводити до утворення нерозчинних продуктів, наприклад, іржі. Так, при контакті заліза з міддю у вологому повітрі також утворюється мікрогальванічний елемент:



Ферум (II) гідроксид, що утворюється, легко окиснюється киснем повітря:



Остання сполука частково відщеплює воду, при цьому утворюється речовина, яка за складом відповідає бурій іржі:



Найважливішою характеристикою електрохімічної корозії є її швидкість (ν , $mg/(m^2 \cdot год)$), яку розраховують за формулою:

$$\nu = \frac{\Delta m}{S \cdot \tau}, \quad (5.1)$$

де Δm – зміна маси металу внаслідок корозії, mg ;

S – площа поверхні металу, m^2 ;

τ – час, $год$.

На швидкість корозії істотно впливають:

- склад електроліту корозійного середовища;
- температура.

Так, при збільшенні концентрації окисників в складі електроліту швидкість корозії металів зростає. Крім того, наявність в складі електроліту йонів Cl^- , Br^- , I^- призводить до збільшення швидкості корозії навіть тих металів, які утворюють захисні оксидні плівки. Для амфотерних металів таку саму роль відіграють йони OH^- .

Вплив температури на швидкість електрохімічної корозії неоднозначний. Так, при збільшенні температури зростає швидкість корозії з водневою деполяризацією. В той час як у випадку корозії з кисневою деполяризацією при збільшенні температури швидкість корозії спочатку зростає

приблизно до 80 °С, а потім зменшується. Що пов'язано зі зменшенням концентрації розчиненого кисню при підвищенні температури.

5.4 Захист металів та сплавів від корозії

Корозія металів, особливо заліза та його сплавів, завдає великих економічних збитків. Тому на практиці застосовують різні способи захисту металів та виробів із них від корозії:

- захисні покриття;
- виготовлення сплавів, стійких до корозії;
- електрохімічний захист;
- зміна властивостей корозійного середовища.

Оскільки металеві вироби починають кородувати з поверхні, то величезне значення мають **захисні покриття** (рис. 5.5).

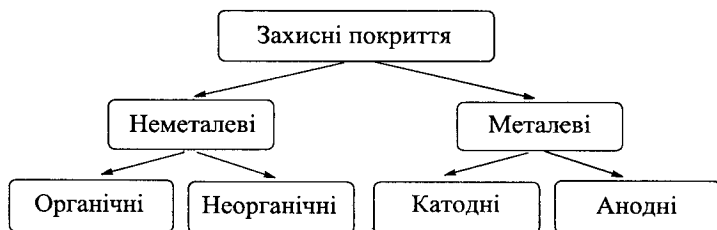


Рисунок 5.5 – Види захисних покриттів

Органічні покриття отримують при нанесенні на поверхню металу шару фарби, лаку, гуми, бітуму, асфальту, технічного вазеліну тощо. До неорганічних покриттів відносять покриття поверхні металу склоподібною масою (емаллю), тонким шаром бетону (торкрету), а також захисні плівки (оксидні, фосфатні, хроматні тощо), які отримують обробкою поверхні металу хімічним або електрохімічним методом.

Металеві покриття отримують при нанесенні на поверхню металів та сплавів шару *Zn, Cd, Al, Cr, Sn, Pb, Ni, Cu, Ag, Au, Pt*. За функцією, яку виконує кожний з цих металів у гальванічній парі з металом, котрий захищають, розрізняють анодні й катодні покриття.

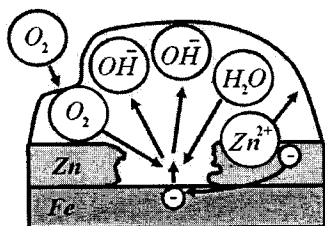
До **анодних покриттів** належать метали, стандартний потенціал яких менший ніж у металу, який захищають. Для заліза, наприклад, такими металами є *Zn, Al*, зрідка *Cd*. Так, для анодного покриття заліза найчастіше застосовують оцинковування. Оцинковане залізо доволі добре протистоїть атмосферній корозії. З нього виготовляють покрівельну бляху, цебри, ринви тощо.

До **катодних покриттів** належать захисні метали з більш високими значеннями стандартних електродних потенціалів. Такими металами для заліза і його сплавів є *Sn, Pb, Ni, Cu, Ag, Au, Pt*. Слід зазначити, що й залізна іржа має характер катодного покриття. На практиці для катодного пок-

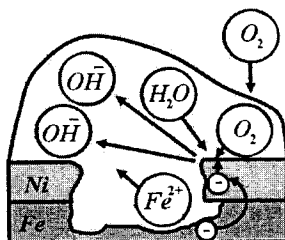
риття широко застосовують олово (біла бляха). Покриття нікелем, сріблом, золотом є захисно-декоративним.

Металеві покриття надійно захищають металеві вироби від корозії. При пошкодженні металевого покриття виникає корозійний гальванічний елемент, в якому окиснюється більш активний метал. Таким чином, катодне покриття захищає основний метал до появи пошкоджень, а анодне – і після їх появи (рис. 5.6).

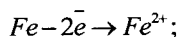
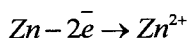
Анодне покриття



Катодне покриття



Анодна реакція



Катодна реакція

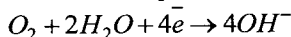


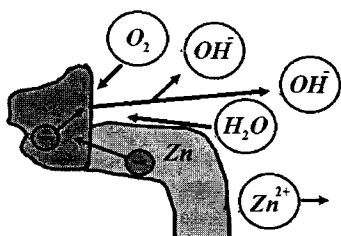
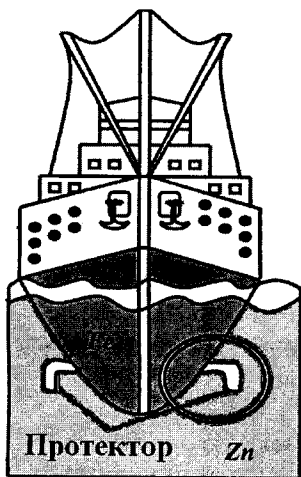
Рисунок 5.6 – Захисні металеві покриття

Виготовлення сплавів, стійких до корозії (**легування металів**) – ефективний метод підвищення корозійної стійкості металів. При легуванні до складу сплавів вводять компоненти, які викликають пасивацію металів. Такими компонентами є хром, нікель, вольфрам та інші. Даний метод широко використовують для захисту від газової корозії. При цьому застосовують жароміцні і жаростійкі сплави. Так, наприклад, сплав, що містить 20% *Cr* і 80% *Ni* стійкий на повітрі до 1150 °С. На практиці також часто використовують нержавіючу сталь, яка містить понад 13% *Cr*.

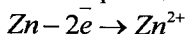
До електрохімічних методів захисту відносять:

- протекторний захист;
- катодний захист;
- анодний захист.

Протекторний захист здійснюється приєднанням до металевого виробу листа, виготовленого з більш активного металу. Такий метал називають **протектором**. Як протектори використовують магній і його сплави, цинк та алюміній. Після руйнування протектора його замінюють на новий. Даний метод широко використовують, наприклад, для захисту від корозії корпусів морських суден (рис. 5.7).



Анодна реакція



Катодна реакція

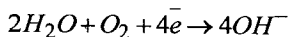
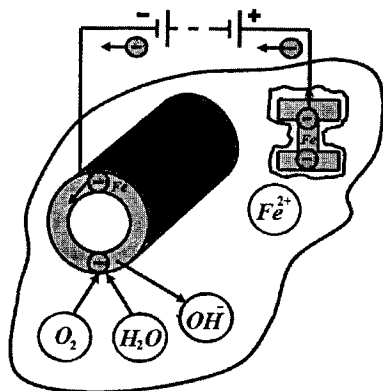
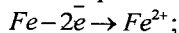


Рисунок 5.7 – Схема протекторного захисту металів від корозії

Катодний захист полягає у під'єднанні металевого виробу до негативного полюса зовнішнього джерела струму. До позитивного полюса під'єднують шматок металобрухту, який заземлюють. Катодний захист використовують, наприклад, для запобігання корозії підземних та морських трубопроводів (рис. 5.8).



Анодна реакція



Катодна реакція

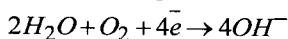


Рисунок 5.8 – Схема катодного захисту металів від корозії

Катодний захист має суттєву перевагу над протекторним захистом. Так, радіус дії протекторного захисту дорівнює приблизно 50 м. Тому для захисту величезної поверхні металу знадобиться ціла серія протекторів. Радіус дії електрозахисту становить близько 2000 м.

Анодний захист полягає у під'єднанні металевого виробу до позитивного полюса зовнішнього джерела струму. До негативного полюса під'єднують електроди, виготовлені з високолегованої сталі, латуні або міді. Цей метод застосовують лише для металів і сплавів, які легко пасивуються при зміщенні їх потенціалу в позитивному напрямку (утворюють захисну оксидну плівку). Такими є титан та його сплави, нержавіюча сталь. Даний метод застосовують переважно в хімічній промисловості.

Зміна властивостей корозійного середовища полягає в зменшенні концентрації корозійно-агресивних компонентів або додаванні інгібіторів. **Інгібітори** – це речовини, які зменшують швидкість корозії або повністю усувають корозійний процес, не змінюючи суттєво концентрацію агресивних реагентів. Концентрація інгібіторів залежить від складу і властивостей середовища, його температури та інших чинників, але не повинна бути значною. Інгібітори корозії за хімічним складом поділяють на неорганічні (нітрати, фосфати, силікати) та органічні (аміни, спирти тощо).

Органічні інгібітори (високомолекулярні спирти, аміни, аміди) зменшують швидкість корозії апаратури у кислих середовищах за рахунок адсорбції на поверхні металу й уповільнення розряду гідроген-іонів. Оскільки ці інгібітори адсорбуються тільки поверхнею металу, а не продуктами корозії, їх використовують при очищенні виробів з металів і сплавів від оксидів, іржі, окалини, які розчиняються при кислотному травленні без помітного руйнування металу (видалення накипу з котельних установок та іншого теплоенергетичного обладнання, травлення залізних труб, для захисту від корозії холодильних установок, електролізерів, цистерн, резервуарів та іншого обладнання).

5.5 Завдання для самостійної роботи

1. Який процес називається корозією?
2. Як класифікують корозійні процеси за умовами експлуатації та видом корозійного середовища?
3. Назвіть різновиди корозії за характером руйнування металу.
4. Який вид корозії – суцільна чи місцева – більш небезпечний і чому?
5. Чим обумовлена розтріскуюча корозія сплавів?
6. Як класифікують корозію за механізмом процесу? Що визначає механізм корозійного процесу?
7. До якого типу корозії за механізмом процесу відноситься: а) корозія металів у атмосфері сухих агресивних газів; б) атмосферна корозія металів; в) корозія металів у морській воді?
8. Назвіть чинники, що впливають на швидкість хімічної корозії.
9. Поясніть, які властивості оксидної плівки на поверхні металу впливають на інтенсивність його корозії.

10. Який тип корозії і чому руйнує значну кількість металу?
11. Що є першопричиною електрохімічної корозії?
12. Поясніть, в якому випадку цинк кородує швидше: в контакті з нікелем, залізом чи бісмутом?
13. Які два процеси одночасно протікають під час електрохімічної корозії? Назвіть найбільш поширені окисники та наведіть реакції, що відбуваються за їх участю під час електрохімічної корозії.
14. Яке корозійне середовище (кисле, нейтральне в присутності кисню чи кисле в присутності кисню) є найбільш агресивним і чому?
- 15.* Поясніть, чи буде протікати корозія при контакті мідного дроту із срібним у розчині хлоридної кислоти. Який з металів буде кородувати, якщо розчин кислоти наситити киснем? Відповідь підтвердіть схемою мікрогальванічного елемента, рівняннями анодної та катодної реакцій.
16. Який стан металів називають пасивним?
17. Чому залізо досить швидко кородує на повітрі, тоді як більш активний метал алюміній – значно повільніше?
18. Назвіть особливості корозійних мікрогальванічних елементів, що утворюються під час електрохімічної корозії.
19. Запишіть схему мікрогальванічного елемента, що утворюється при контакті мідного дроту з алюмінієвим у розчині сульфатної кислоти та рівняння анодної і катодної реакцій, що при цьому протікають.
- 20.* Деталь виготовлена зі сплаву, до складу якого входить магній і мangan. Який із компонентів сплаву буде руйнуватися при електрохімічній корозії? Відповідь підтвердіть схемами мікрогальванічних елементів, рівняннями анодних та катодних реакцій: а) в кислому середовищі; б) в кислому середовищі, насиченому киснем.
21. Чи з однаковою швидкістю і чому кородуватимуть технічний і особливо чистий цинк в кислому середовищі?
22. У контакті з яким металом – алюмінієм чи кобальтом – залізо не буде кородувати у розчині хлоридної кислоти? Відповідь підтвердіть схемами мікрогальванічних елементів, які утворюються в обох випадках, та рівняннями анодних і катодних реакцій, що при цьому протікають.
23. Поясніть, чому корозія заліза у морській воді протікає інтенсивніше, ніж у річковій.
24. Як впливає підвищення температури на швидкість електрохімічної корозії?
25. З якою метою консервні банки покривають шаром олова, а відра – шаром цинку?

26. Які металеві покриття називають анодними, а які – катодними? Наведіть приклади анодного та катодного покриття на залізі.
- 27.* Залізний виріб покрили кадмієм. Якого типу це покриття – анодне чи катодне? Чому? Запишіть схеми мікрогальванічних елементів, що утворюються при пошкодженні цього покриття: а) у вологому повітрі; б) в розчині хлоридної кислоти; в) в розчині хлоридної кислоти, насиченої киснем. Запишіть рівняння анодних та катодних реакцій, що при цьому протікають. Які продукти корозії утворюються в цих випадках?
28. Для захисту заліза від корозії використовують покриття його тонким шаром хрому. Запишіть схему мікрогальванічного елемента, який утворюється при пошкодженні даного покриття у розчині сульфатної кислоти та рівняння анодної і катодної реакцій, що при цьому протікають.
29. Як відбувається атмосферна корозія луженого заліза (білої бляхи) та луженої міді при пошкодженні покриття? Запишіть схеми мікрогальванічних елементів та рівняння анодних і катодних процесів для обох випадків.
30. Яке покриття (анодне чи катодне) і чому більш ефективно захищає металеві вироби від корозії?
31. Який метод захисту металів називають протекторним? Наведіть приклади його застосування у техніці.
32. Наведіть приклади двох металів, придатних для протекторного захисту сталі.
33. Запишіть схему гальванічного елемента, рівняння анодної та катодної реакцій, що протікають при корозії сталевих трубопроводів у морській воді, при використанні магнієвих протекторів.
34. Поясніть, як здійснюють катодний захист металів від корозії, та наведіть приклади його використання.
35. Для яких металів застосовують анодний захист? Як його здійснюють на практиці?
36. Як називають речовини, додання яких до корозійного середовища зменшує швидкість корозії? Наведіть приклади таких речовин.

5.6 Експериментальна частина

Дослід 5.1 Утворення гальванічних пар – причина електрохімічної корозії

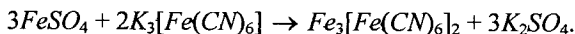
Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, сталевий дріт, мідний дріт, цинкові палички, розчини: H_2SO_4 (0,1М), $K_3[Fe(CN)_6]$ (0,01М).

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

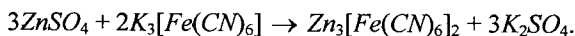
1. У чотири пробірки налити по 2–3 мл розчину H_2SO_4 (0,1M) та декілька краплин розчину $K_3[Fe(CN)_6]$. Далі занурити:

- у першу пробірку цинкову паличку;
- у другу пробірку стальний дріт;
- у третю пробірку цинкову паличку, обмотану стальним дротом;
- у четверту пробірку стальний дріт, обмотаний мідним дротом.

2. Через 5–10 хвилин відзначити зміни, які спостерігаються. Порівняти інтенсивність розчинення цинку у пробірках № 1 і № 3 та заліза у пробірках № 2 і № 4. При цьому врахувати, що під дією розчину калій гексаціаноферату (III) $K_3[Fe(CN)_6]$ (червоної кров'яної солі) на розчин, що містить йони Fe^{2+} , утворюється сполука $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ синього кольору, так звана турбулева синька:



За цієї реакцією виявляють йони Fe^{2+} у розчині. Йони Zn^{2+} з $K_3[Fe(CN)_6]$ утворюють сполуку жовтого кольору:



Оформлений у лабораторному зошиті дослід 5.1 повинен містити:

1) рівняння реакцій взаємодії заліза та цинку із розчином сульфатної кислоти та відповідні спостереження;

2) рівняння реакції виявлення йонів Fe^{2+} у розчині;

3) схеми мікрогальванічних елементів, які виникають при контакті заліза з цинком та заліза з міддю в електропровідному середовищі; електронні рівняння анодного та катодного процесів в кожному випадку із зазначенням, до якого типу (з водневою чи з кисневою деполаризацією) відноситься катодний процес в утворених мікрогальванічних елементах; відповідні спостереження;

4) загальний висновок, у якому вказати:

– як впливає на швидкість розчинення металу утворення мікрогальванічних елементів;

– до якого різновиду корозії за умовами експлуатації відноситься даний випадок;

– який з двох металів, що контактують, (більш-менш активний) кородує в гальванопарі;

– ефективність захисту від корозії виробів зі сталі при нанесенні на них цинкового або мідного покриття.

Дослід 5.2 Корозія в результаті різного доступу кисню до поверхні металу

Обладнання та реактиви: стальна пластина, наждачний папір, фільтрувальний папір, розчин для корозії, що містить $NaCl$ та $K_3[Fe(CN)_6]$, розчин фенолфталеїну.

Внаслідок різного доступу кисню, або, іншими словами, при різній аерації металевій поверхні, на ній утворюються гальванічні елементи особливого виду:

– ділянка металу, до якої доступ кисню більш інтенсивний, виконує функцію катода;

– ділянка металу, до якої доступ кисню менш інтенсивний, є анодом.

На рис. 5.9 показаний процес корозії сталі під краплиною води. Біля краю краплі, куди легко проникає кисень, виникають катодні ділянки, а в центрі, де товщина шару води більша і кисень проникає важче, – анодна ділянка.

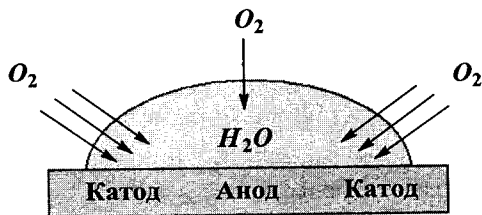


Рисунок 5.9 – Корозія сталі під краплиною води

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. Зачистити сталю пластину наждачним папером, промити водою та витерти фільтрувальним папером.

2. На чисту суху ділянку поверхні нанести 2–3 краплини розчину для корозії ($NaCl$, $K_3[Fe(CN)_6]$). З двох сторін на краях краплі розчину для корозії обережно нанести по одній краплі фенолфталеїну.

3. Через 5–6 хвилин спостерігати появу синього забарвлення в центрі краплі і малинового на її краях.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 5.2 повинен містити:

1) рисунок 5.9;

2) схему мікрогальванічного елемента, що утворюється через нерівномірну аерацію сталюї поверхні, та рівняння реакції анодного і катодного процесів;

3) спостереження і пояснення, чим обумовлена поява синього забарвлення в центрі краплі (див. дослід 5.1) і малинового – на її краях;

4) висновок, в якому вказати, яка ділянка металу (з більшим чи меншим доступом кисню до його поверхні) кородує під краплею води.

Дослід 5.3 Йони хлору – активатори корозії

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, алюмінієві гранули або алюмінієвий дріт, розчини: $CuSO_4$ (1M), H_2SO_4 (1M), $NaCl$ (0,5M).

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. У дві пробірки налити по 2–3 мл розчину $CuSO_4$ і по 1 мл розчину H_2SO_4 (для створення кислого середовища) та помістити в них алюмінієві гранули або алюмінієвий дріт.

2. В одну з пробірок долити кілька краплин розчину $NaCl$.

3. Через 6–8 хвилин спостерігати в обох пробірках процес корозії алюмінію. Відзначити зміни та порівняти їх інтенсивність в обох пробірках.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 5.3 повинен містити:

1) рівняння реакції взаємодії алюмінію з розчином $CuSO_4$ та відповідні спостереження;

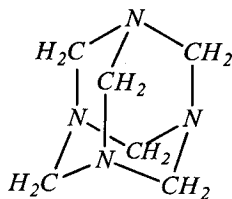
2) схему мікрогальванічного елемента, який виникає при контакті алюмінію з міддю, що виділилась на його поверхні в кислому середовищі; рівняння анодного та катодного процесів і спостереження;

3) висновок, в якому на основі інтенсивності виділення водню вказати, як діють хлорид-іони на процес корозії.

Дослід 5.4 Дія інгібітора корозії

Обладнання та реактиви: штатив з пробірками, сталеві скріпки, розчини: H_2SO_4 (0,1M), $K_3[Fe(CN)_6]$ (0,01M), уротропін кристалічний.

В даному досліді як органічний інгібітор корозії використовується уротропін (CH_2)₆N₄, – біла кристалічна речовина, легко розчинна у воді та спирті:



Гексаметилентетрамін (уротропін)

Виконання досліду проводити в такій послідовності.

1. В дві пробірки налити по 1–2 мл розчину H_2SO_4 і 1–2 краплини розчину $K_3[Fe(CN)_6]$.

2. В одну з пробірок внести невелику кількість кристалічного уротропіну.

3. В обидві пробірки занурити залізні скріпки.

4. Відзначити зміни, які спостерігаються. Порівняти інтенсивність зміни забарвлення розчинів у пробірках.

Оформлений у лабораторному зошиті дослід 5.4 повинен містити:

1) рівняння реакції взаємодії заліза із розчином сульфатної кислоти;

- 2) рівняння реакції виявлення йонів Fe^{2+} у розчині (див. дослід 5.1);
- 3) схему мікрогальванічного елемента, що утворюється в розчині кислоти в процесі корозії металу з енергетично неоднорідною поверхнею, яка містить ділянки заліза та вуглецю (рис. 5.10), рівняння анодного і катодного процесів;

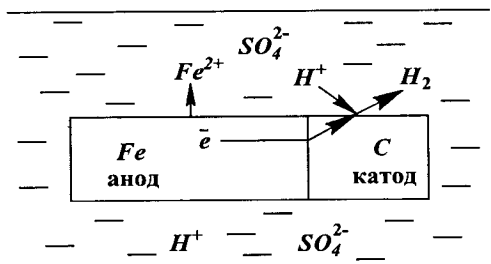


Рисунок 5.10 – Схема електрохімічної корозії сталі у розчині кислоти

- 4) визначення поняття «інгібітор корозії»; назву інгібітора, який застосовується в даному досліді, із зазначенням, до якого класу речовин він відноситься;
- 5) спостереження;
- 6) висновок, в якому зазначити, як додання уротропіну впливає на швидкість корозії сталі.

5.7 Контрольні тестові завдання

1. Корозія – це процес...

- 1) виділення металу на катоді під час електролізу;
- 2) утворення сплавів;
- 3) руйнування металів і сплавів внаслідок взаємодії їх з навколишнім середовищем;
- 4) перетворення електричної енергії в теплову.

2. Селективна корозія обумовлена ...

- 1) руйнуванням металу у вигляді точкових пошкоджень;
- 2) розчиненням одного з компонентів сплаву;
- 3) руйнуванням металу тільки у ґрунтах;
- 4) окисненням металу тільки атмосферним повітрям.

3. Міжкристалітна корозія є більш небезпечною в порівнянні із суцільною оскільки ...

- 1) вона проникає на велику товщину і може призвести до швидкого та раптового руйнування деталей і механізмів;
- 2) вона характерна тільки для сплавів заліза;
- 3) при такій корозії не відбувається руйнування металу;
- 4) така корозія характерна тільки для сплавів алюмінію.

4. Який вид корозії найбільш небезпечний – міжкристалітна корозія чи корозія у вигляді плям?
- 1) найбільш небезпечна міжкристалітна корозія;
 - 2) обидва види корозії небезпечні однаково;
 - 3) найбільш небезпечна корозія плямами;
 - 4) обидва види корозії є безпечними.
5. В залежності від механізму корозійного процесу розрізняють такі типи корозії...
- 1) загальну та місцеву;
 - 2) рівномірну та нерівномірну;
 - 3) хімічну та електрохімічну;
 - 4) міжкристалітну та селективну.
6. Хімічна корозія відбувається при контакті металу з ...
- 1) неелектролітами або із сухими газами та їх сумішами;
 - 2) розчинами кислот;
 - 3) вологим повітрям;
 - 4) з ґрунтовими водами.
7. Чому алюміній не кородує у сухому повітрі?
- 1) тому, що покривається щільною оксидною плівкою;
 - 2) тому, що відноситься до малоактивних металів;
 - 3) тому, що у сухому повітрі відсутній кисень;
 - 4) тому, що алюміній з киснем не взаємодіє.
8. Чому залізо кородує на повітрі?
- 1) тому, що відноситься до дуже активних металів;
 - 2) тому, що не утворює оксидів;
 - 3) тому, що у повітрі завжди присутні сильні окисники, такі як Cl_2 і Br_2 ;
 - 4) тому, що оксидна плівка, яка утворюється на поверхні заліза, не є суцільною і не запобігає його корозії.
9. Які реакції лежать в основі хімічної корозії?
- 1) реакції обміну;
 - 2) окисно-відновні реакції;
 - 3) реакції заміщення;
 - 4) реакції нейтралізації.
10. Цинкові вироби не кородують у вологому повітрі. Чому?
- 1) цинк на повітрі пасивується, тому не кородує;
 - 2) містить домішки більш благородних металів, тому не кородує;
 - 3) містить домішки більш активних металів і вони захищають його від корозії;
 - 4) цинк не взаємодіє з киснем і тому не кородує.

11. Швидкість хімічної корозії зростає ...

- 1) при зменшенні активності металу;
- 2) при пониженні температури;
- 3) при зменшенні концентрації окисника;
- 4) при підвищенні температури.

12. Виберіть групу металів, які не будуть кородувати в атмосфері сухого повітря.

- 1) срібло, калій та натрій;
- 2) золото, алюміній та срібло;
- 3) літій, кальцій та залізо;
- 4) мідь, натрій та платина.

13. Електрохімічна корозія – це ...

- 1) процес руйнування металів під дією сухого хлору;
- 2) руйнування металів і сплавів під час контакту з електролітами з утворенням мікрогальванічних елементів;
- 3) процеси, що відбуваються на електродах при протіканні постійного електричного струму;
- 4) взаємодія металів з киснем у сухому повітрі.

14. Електролітами при електрохімічній корозії можуть виступати ...

- 1) нафта і нафтопродукти;
- 2) суміші сухих газів;
- 3) водні розчини кислот, солей, морська та ґрунтова вода, повітряна волога, сконденсована на поверхні металу;
- 4) сухе повітря.

15. При контакті з якими металами цинк не буде кородувати в кислому середовищі?

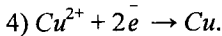
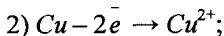
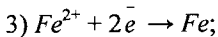
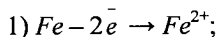
- 1) з будь-якими металами;
- 2) при контакті з міддю;
- 3) при контакті з металами, потенціал окиснення яких менший, ніж у цинку;
- 4) при контакті з металами, що розміщені в ряду напруг після нього.

16. Які метали не кородують в розчині хлоридної кислоти?

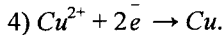
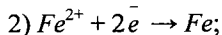
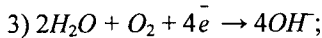
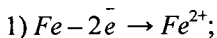
- 1) всі метали не кородують;
- 2) *Ca, Na, Mg, Al*;
- 3) всі метали кородують;
- 4) метали, що розміщені в ряду напруг після водню.

17. Якщо з'єднати алюмінієвий дріт з мідним, то розпочнеться процес корозії у вологому повітрі. Що є причиною корозії?
- 1) при контакті двох металів виникає термопара;
 - 2) утворюється твердий розчин;
 - 3) при контакті металів виникають механічні пошкодження;
 - 4) утворюється мікрогальванічний елемент.
18. Які метали не будуть кородувати в нейтральному середовищі в присутності кисню?
- 1) потенціал окиснення яких більший, чим потенціал відновлення окисника;
 - 2) всі метали, що стоять в ряду напруг до водню;
 - 3) всі лужні метали;
 - 4) *Ca, Ba, Fe, Na*.
19. При контакті заліза зі свинцем у розчині сульфатної кислоти кородує залізо. Який вид корозії спостерігається в даному випадку?
- 1) хімічна;
 - 2) газова;
 - 3) електрохімічна;
 - 4) рідинна в розчині неелектроліту.
20. Виберіть схему мікрогальванічного елемента, який утворюється при контакті алюмінієвого і мідного дротів у розчині хлоридної кислоти.
- 1) $(-) Al | HCl | Cu (+)$;
 - 2) $(-) Cu | H_2O, O_2 | Al (+)$;
 - 3) $(-) Cu | HCl | Al (+)$;
 - 4) $(-) Al | H_2O, O_2 | Cu (+)$.
21. Вкажіть реакцію на аноді, яка відбувається при контакті алюмінієвого і мідного дротів у розчині хлоридної кислоти.
- 1) $Cu + 2e^- \rightarrow Cu^{2+}$;
 - 2) $Al - 3e^- \rightarrow Al^{3+}$;
 - 3) $Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{2+}$;
 - 4) $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$.
22. Вкажіть реакцію на катоді, яка відбувається при контакті алюмінієвого і мідного дротів у розчині хлоридної кислоти.
- 1) $2H_2O + O_2 + 4e^- \rightarrow 4OH^-$;
 - 2) $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$;
 - 3) $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$;
 - 4) $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$.
23. Виберіть схему мікрогальванічного елемента, що утворюється при контакті заліза з міддю в нейтральному середовищі в присутності кисню.
- 1) $(-) Cu | NaOH | Fe (+)$;
 - 2) $(-) Fe | H_2O, O_2 | Cu (+)$;
 - 3) $(-) Fe | NaOH | Cu (+)$;
 - 4) $(-) Cu | H_2O, O_2 | Fe (+)$.

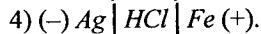
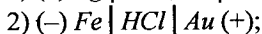
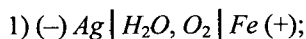
24. Для вищеназваного мікрогальванічного елемента вкажіть реакцію на аноді.



25. Для цього ж елемента вкажіть реакцію на катоді.



26. Виберіть схему мікрогальванічного елемента, який утворюється при контакті срібної монети зі сталним цвяхом у розчині хлоридної кислоти.



27. Який метал буде виконувати функцію катода при контакті цинку із залізом в розчині оцтової кислоти?

1) цинк;

2) залізо;

3) жоден з них;

4) обидва метали.

28. Як зміниться швидкість корозійного процесу в присутності хлорид-іонів?

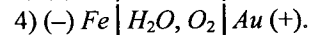
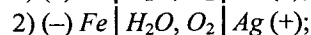
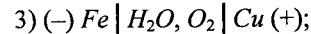
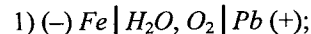
1) швидкість корозії зросте;

2) швидкість корозії не зміниться;

3) йони хлору пасивують поверхню металу;

4) йони хлору змінюють pH середовища.

29. Виберіть схему мікрогальванічного елемента, в якому швидкість корозії заліза буде найбільшою.



30. Чому в техніці не використовують для захисту сталі від корозії покриття її такими металами як натрій, кальцій, калій?

1) ці метали не утворюють пасивну плівку на поверхні;

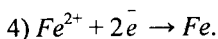
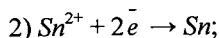
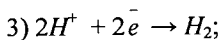
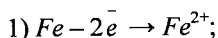
2) перераховані вище метали відносяться до дорогіших;

3) Na , Ca і K сприяють процесу корозії;

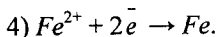
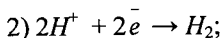
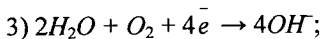
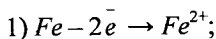
4) застосування цих металів можливе в присутності інгібітора.

31. Яке покриття – катодне чи анодне – найбільш ефективно захищає метал від корозії?
- 1) названі покриття не захищають метал від корозії;
 - 2) анодне покриття;
 - 3) катодне покриття;
 - 4) ці покриття однаково захищають метал від корозії.
32. Які процеси будуть проходити на поверхні нікелевого покриття, яке нанесене на залізний виріб, якщо дане покриття немає пошкоджень?
- 1) протікає процес руйнування нікелю;
 - 2) протікає процес руйнування заліза;
 - 3) кородують обидва метали;
 - 4) корозія не спостерігається.
33. Для захисту водопроводу зі сталі від корозії його під'єднують до негативного полюса джерела постійного струму, а до позитивного полюса – залізний брухт, що знаходиться в цьому ж середовищі. Який метод захисту від корозії використаний в даному випадку?
- 1) катодний захист;
 - 2) анодний захист;
 - 3) протекторний захист;
 - 4) анодне покриття.
34. Для яких металів можна застосувати анодний захист?
- 1) для металів, розміщених в ряду напруг до водню;
 - 2) для лужних металів;
 - 3) для тих металів, що не взаємодіють з водою;
 - 4) для металів, що утворюють захисну оксидну плівку.
35. Для харчових консервів використовують посуд, який виготовлений із заліза, покритого оловом. Який метод захисту використаний в даному випадку?
- 1) анодне покриття;
 - 2) катодне покриття;
 - 3) анодний захист;
 - 4) катодний захист.
36. Виберіть схему мікрогальванічного елемента, який утворюється при пошкодженні вказаного покриття в розчині сульфатної кислоти.
- 1) $(-) Sn | H_2SO_4 | Fe (+)$;
 - 2) $(-) Sn | H_2O, O_2 | Fe (+)$;
 - 3) $(-) Fe | H_2O, O_2 | Fe (+)$;
 - 4) $(-) Fe | H_2SO_4 | Sn (+)$.
37. Вкажіть рівняння анодної реакції для вищеназваного мікрогальванічного елемента.
- 1) $Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Fe$;
 - 2) $Sn - 2\bar{e} \rightarrow Sn^{2+}$;
 - 3) $Sn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Sn$;
 - 4) $Fe - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$.

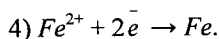
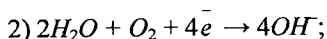
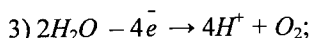
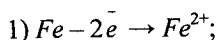
38. Вкажіть рівняння катодної реакції для цього ж мікрогальванічного елемента в розчині сульфатної кислоти.



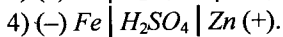
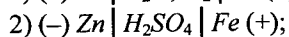
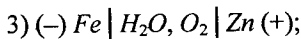
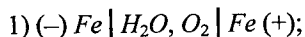
39. При катодному електрохімічному захисті морських кораблів у воді ($H_2O + O_2 + NaCl$) застосовують аноди із залізобрухту. Вкажіть реакцію на аноді, що при цьому протікає.



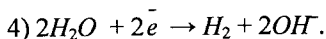
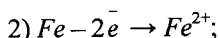
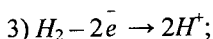
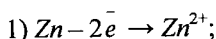
40. Для вищеназваного методу захисту вкажіть реакцію на катоді.



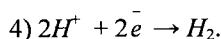
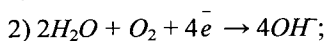
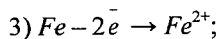
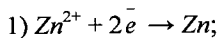
41. Для захисту від корозії сталеві вироби покривають тонким шаром цинку. Виберіть схему мікрогальванічного елемента, який утворюється при пошкодженні цинкового покриття в розчині сульфатної кислоти.



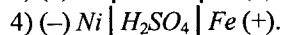
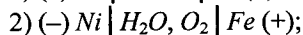
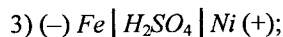
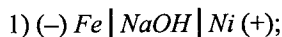
42. Для вищеназваного мікрогальванічного елемента вкажіть реакцію на аноді:



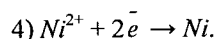
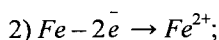
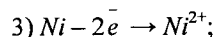
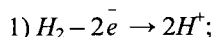
43. Вкажіть реакцію на катоді для цього ж мікрогальванічного елемента.



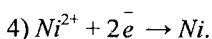
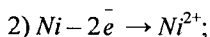
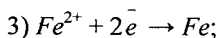
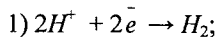
44. Вкажіть схему мікрогальванічного елемента, що утворюється при пошкодженні нікелевого покриття на залізі в розчині сульфатної кислоти.



45. Для названого вище мікрогальванічного елемента вкажіть реакцію на аноді:



46. Для цього ж мікрогальванічного елемента вкажіть реакцію на катоді:



47. Виберіть правильне твердження:

- 1) електрохімічна корозія протікає в атмосфері сухих газів;
- 2) хімічна корозія відбувається при контакті металу з неелектролітами або із сухими газами;
- 3) при підвищенні температури швидкість хімічної корозії зменшується;
- 4) активність металу не впливає на швидкість корозії.

48. Виберіть правильне твердження:

- 1) чим більша різниця між стандартними електродними потенціалами контактуючих металів, тим інтенсивніше кородує більш активний метал;
- 2) під час електрохімічної корозії на катоді відновлюються катіони металу;
- 3) катодне покриття більш ефективно захищає метал від корозії чим анодне;
- 4) активатори корозії – це речовини, які зменшують швидкість корозії.

49. Виберіть правильне твердження:

- 1) оцинковане залізо – це приклад катодного покриття;
- 2) катодний захист полягає у під'єднанні металевого виробу до негативного полюса зовнішнього джерела струму;
- 3) протектор виготовляють із менш активного металу, чим метал, який захищають від корозії;
- 4) анодний метод захисту від корозії можна використовувати для всіх металів.

50. Виберіть правильне твердження:

- 1) інгібітори – це речовини, які зменшують швидкість корозії або повністю усувають корозійний процес;
- 2) тонкий шар нікелю на залізі є анодним покриттям;
- 3) протекторний захист здійснюється приєднанням до металевого виробу листа з менш активного металу;
- 4) у сухому повітрі залізо, подібно до алюмінію, утворює суцільну оксидну плівку, яка захищає його від корозії.

ЛІТЕРАТУРА

ОСНОВНА

1. Загальна хімія : [підручник] / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб. – К. : Вища шк., 2009. – 471 с.
2. Загальна та неорганічна хімія. Ч. 1 / [Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. І.]. – К. : Пед. преса, 2002. – 520 с.
3. Загальна та неорганічна хімія. Ч. 2 / [Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. І.]. – К. : Пед. преса, 2000. – 784 с.
4. Корчинський Г. А. Хімія : [підручник] / Корчинський Г. А. – Вінниця : Поділля, 2002. – 525 с.
5. Загальна та біонеорганічна хімія / [Карнаухов О. Г., Мельничук Д. О., Чоботько К. О., Копілевич В. А.]. – К. : Фенікс, 2001. – 578 с.
6. Кириченко В. І. Загальна хімія : [навчальний посібник] / Кириченко В. І. – К. : Вища шк., 2005. – 639 с.
7. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія : задачі та вправи : [навчальний посібник] / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К. : Либідь, 2001. – 400 с.
8. Основи загальної хімії : [підручник] / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінжибало. – Львів : Світ, 2000. – 424 с.
9. Бондарчук Ю. В. Посібник із загальної та неорганічної хімії / Бондарчук Ю. В. – Херсон : ОЛДІ-плюс, 2004. – 332 с.
10. Михалічко Б. М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи : [навчальний посібник] / Михалічко Б. М. – К. : Знання, 2009. – 548 с.
11. Загальна та неорганічна хімія : [практикум] / М. С. Слободяник, Н. В. Улько, К. М. Бойко, В. М. Самойленко. – К. : Либідь, 2004. – 336 с.
12. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : [підручник для студентів вищих навчальних закладів] / Романова Н. В. – Київ : Ірпінь : ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
13. Коровин Н. В. Общая химия : [учебник] / Коровин Н. В. – М. : Академия, 2011. – 489 с.
14. Коровин Н. В. Лабораторные работы по химии : [учеб. пособие для техн. направлений и спец. вузов] / Коровин Н. В., Мингулина Э. И., Рыжова Н. Г. – [4-е изд.]. – М. : Высш. шк., 2007. – 256 с.
15. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум : [навч. посібник] / Романова Н. В. – Київ : Либідь, 2003. – 208 с.

ДОДАТКОВА

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия : [учебник для студентов химико-технологических специальностей вузов] / Ахметов Н. С. – М. : Высш. шк., 2005. – 743 с.
2. Фримантл М. Химия в действии. Ч. 1 / Фримантл М. – М. : Мир, 1998. – 528 с.
3. Фримантл М. Химия в действии. Ч. 2 / Фримантл М. – М. : Мир, 1998. – 622 с.
4. Шрайвер Д. Неорганическая химия. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс : [пер. с англ. М. Г. Розовой, С. Я. Истоминой, М. Е. Тамм]. – М. : Мир, 2004. – 679 с.
5. Шрайвер Д. Неорганическая химия. Т. 2 / Д. Шрайвер, П. Эткинс : [пер. с англ. М. Г. Розовой, С. Я. Истоминой, М. Е. Тамм]. – М. : Мир, 2004. – 486 с.
6. Некрасов Б. В. Учебник общей химии / Некрасов Б. В. – М. : Химия, 1981. – 560 с.
7. Браун Т. Химия в центре наук. Ч. 1 / Т. Браун, Г. Ю. Лемей. – М. : Мир, 1983. – 448 с.
8. Браун Т. Химия в центре наук. Ч. 2 / Т. Браун, Г. Ю. Лемей. – М. : Мир, 1983. – 520 с.
9. Гороновский И. Т. Краткий справочник по химии / Гороновский И. Т., Назарченко Ю. П., Некряч Е. Ф. – К. : Наук. думка, 1974. – 992 с.
10. Киреев В. А. Курс физической химии / Киреев В. А. – М. : Химия, 1975. – 776 с.
11. Лебідь В. І. Фізична хімія : [підручник] / Лебідь В. І. – Харків : Фолю, 2005. – 478 с.
12. Яцимирський В. К. Фізична хімія : [підручник для студ. вищих навч. закл.] / Яцимирський В. К. – К. : Ірпінь : Перун, 2010. – 512 с.
13. Антропов Л. І. Теоретична електрохімія / Антропов Л. І. – К. : Либідь, 1993. – 544 с.
14. Дамаскин Б. Б. Электрохимия / Б. Б. Дамаскин, О. А. Петрий – М. : Высш. шк., 1987. – 295 с.
15. Кунтий О. І. Гальванотехніка / Кунтий О. І. – Львів : Вид-во НУ «Львівська Політехніка», 2004. – 237 с.
16. Горбачов А. К. Технічна електрохімія. – Ч. 1 : Електрохімічні виробництва хімічних продуктів / Горбачов А. К. – Харків : Прапор, 2002. – 254 с.
17. Кошель М. Д. Теоретичні основи електрохімічної енергетики / Кошель М. Д. – Дніпропетровськ : УДХТУ, 2002. – 430 с.
18. Жуков А. П. Основы металловедения и теории коррозии / А. П. Жуков, А. И. Малахов. – М. : Высш. шк., 1991. – 168 с.

Додаток Б

Розчинність основ, кислот і солей у воді

Таблиця Б.1 – Розчинність основ, кислот і солей у воді

Катіони	Аніони											
	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}
H^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н
NH_4^+	р	р	р	р	р	—	р	р	р	р	р	—
Na^+ , K^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Mg^{2+}	н	м	р	р	р	—	н	р	р	н	н	н
Ca^{2+}	м	н	р	р	р	—	н	м	р	н	н	н
Ba^{2+}	р	м	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н
Al^{3+}	н	м	р	р	р	—	—	р	р	н	—	н
Cr^{3+}	н	м	р	р	н	н	—	р	р	н	—	н
Zn^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Mn^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Co^{2+} , Ni^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Fe^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Fe^{3+}	н	м	р	р	—	—	—	р	р	н	—	н
Cd^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Hg^{2+}	—	р	р	м	н	н	н	р	р	н	—	—
Cu^{2+}	н	р	р	р	—	н	н	р	р	н	н	н
Ag^+	—	р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н
Sr^{2+}	н	р	р	р	м	н	—	р	—	н	—	—
Pb^{2+}	н	н	м	м	н	н	н	н	р	н	н	н

р – розчинна, м – малорозчинна, н – практично нерозчинна речовина,
— речовина не існує або розкладається водою

Додаток В

Стандартні електродні потенціали металів у водних розчинах

Таблиця В.1 – Стандартні електродні потенціали металів у водних розчинах

Рівняння електродного процесу	E^0, B
$Li^+ + e \rightleftharpoons Li$	-3,05
$K^+ + e \rightleftharpoons K$	-2,93
$Ba^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ba$	-2,91
$Ca^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ca$	-2,87
$Na^+ + e \rightleftharpoons Na$	-2,71
$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg$	-2,36
$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al$	-1,66
$Ti^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ti$	-1,63
$Mn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mn$	-1,18
$Zn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Zn$	-0,76
$Cr^{3+} + 3e \rightleftharpoons Cr$	-0,74
$Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe$	-0,44
$Cd^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cd$	-0,40
$Co^{2+} + 2e \rightleftharpoons Co$	-0,28
$Ni^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ni$	-0,25
$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn$	-0,14
$Pb^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pb$	-0,13
$2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2$	0
$Sb^{3+} + 3e \rightleftharpoons Sb$	+0,20
$Bi^{3+} + 3e \rightleftharpoons Bi$	+0,22
$Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu$	+0,34
$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag$	+0,80
$Hg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Hg$	+0,85
$Pt^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pt$	+1,19
$Au^{3+} + 3e \rightleftharpoons Au$	+1,50

Додаток Г

Реакції на електродах в процесах електролізу

Таблиця Г.1 – Реакції на електродах в процесах електролізу водних розчинів

Катодна реакція	E^0, B	Анодна реакція	E^0, B
$K^+ + 1\bar{e} \rightarrow K$	-2,93	$Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$	-0,76
$Na^+ + 1\bar{e} \rightarrow Na$	-2,71	$Fe - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$	-0,44
$2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0,88	$Cd - 2\bar{e} \rightarrow Cd^{2+}$	-0,40
$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Zn$	-0,76	$Ni - 2\bar{e} \rightarrow Ni^{2+}$	-0,25
$Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Fe$	-0,44	$Cu - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}$	+0,34
$Cd^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cd$	-0,40	$4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 2H_2O$	+0,40
$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni$	-0,25	$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2$	+0,53
$Sn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Sn$	-0,14	$2Br^- - 2\bar{e} \rightarrow Br_2$	+1,07
$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$	0	$2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 4H^+$	+1,23
$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu$	+0,34	$2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$	+1,36
$Ag^+ + 1\bar{e} \rightarrow Ag$	+0,80	$2SO_4^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow S_2O_8^{2-}$	+2,01
$Au^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Au$	+1,50	$2F^- - 2\bar{e} \rightarrow F_2$	+2,87

Хімічні властивості металів

Таблиця Д.1 – Хімічні властивості металів

	Li	K	Cs	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Ti	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	(H ₂)	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
Хімічні властивості	Відновна здатність металів у вільному стані зростає ↓																									
Взаємодія з киснем	швидко окиснюються за звичайних умов												повільно окиснюються за звичайних умов або при нагріванні													
Взаємодія з водою	за звичайних умов з утворенням луку і виділенням H ₂ (Mg – при нагріванні)												при нагріванні витискують H ₂ з утворенням оксидів металів													
Взаємодія з кислотами-неокисниками	витискують H ₂ із розчинів												не реагують із розчинами кислот-неокисників													
Взаємодія з кислотами-окисниками	див. табл. 4.2, С. 61																									
Взаємодія з розчинами солей	взаємодіють з водою												метал, який стоїть ліворуч, витискує метал, розташований праворуч, з розчинів солей													
Взаємодія оксидів з водою	реагують з H ₂ O з утворенням лугів												оксиди не реагують з водою, їм відповідають нерозчинні гідроксиди													
	Li ⁺	K ⁺	Cs ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Be ²⁺	Al ³⁺	Ti ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	(H ₂)	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ⁺
	Окиснювальна здатність йонів металів зростає ↑																									

СЛОВНИК НАЙБІЛЬШ ВЖИВАНИХ ТЕРМІНІВ

українською мовою		англійською мовою
абразив	—	abrasive
агресивне середовище	—	corrosive medium
адсорбція	—	adsorbtion
активний	—	active
акумулятор	—	accumulator
амальгама	—	amalgam (foil)
амфотерні властивості	—	amphoteric properties
анізотропія	—	anisotropy
аніони	—	anions
анод	—	anode
атом	—	atom
атмосферна корозія	—	atmospheric corrosion
бляха	—	badge
бронза	—	bronze
валентна зона	—	valence band
випрямляч	—	rectifier
вихід за струмом	—	going beyond the current
відновлення	—	reduction
відновник	—	deoxidizer
відновна здатність	—	resilience
водневий електрод	—	hydrogen electrode
вольтметр	—	voltmeter
газ	—	gas
газова корозія	—	gas corrosion
гальванічна пара	—	galvanic couple
гальванічний елемент	—	galvanic element
гальванотехніка	—	electrotyping
гальваностегія	—	electroplating
гальванопластика	—	galvanoplasty
гетерогенний процес	—	heterogeneous process
гідрометалургія	—	hydrometallurgy
графіт	—	graphite
деполяризація	—	depolarization
джерело струму	—	current source
дисоціація	—	dissociation
дифузія	—	diffusion
діамагнітний	—	diamagnetic
діелектрики	—	dielectrics
домішки	—	impurity
дюралюмін	—	duralumin
жароміцні	—	refractory

українською мовою

заборонена зона
заряджання
захисне покриття
зона провідності
інгібітор
індикатор
інертний
інструментальні сплави
інтерметаліди
іржа
електричний опір
електрод порівняння
електроди
електродний потенціал
електрометалургія
електропровідність
електрохімічна корозія
електрохімічне покриття
електрохімічний процес
електротехнічні матеріали
електроліз
електролізер
електроліт
електролітичний місток
електромережа
електрорушійна сила
електрохімія
електрохімічний еквівалент
електрохімічна система
електротехнічні сплави
йонний провідник
катіони
катод
карбіди
карботермія
кисле середовище
кислототривкий
кількість електрики
кокс
комплексна сполука
конденсація
контакт

англійською мовою

— deadline
— charging
— protecting coating
— conduction band
— inhibitor
— indicator
— inert
— instrumental alloys
— intermetallic
— rust
— electrical resistance
— electrode comparison
— electrodes
— electrode potential
— electrometallurgy
— conductivity
— electrochemical corrosion
— electrochemical coating
— electrochemical process
— electrotechnical materials
— electrolysis
— electrolyzer
— electrolyte
— electrolytic bridge
— grid
— electromotive force
— electrochemistry
— electrochemical equivalent
— electrochemical system
— electrical alloys
— fast ion conductor
— cations
— cathode
— carbides
— carbothermy
— acidic
— acid-proof
— amount of electricity
— coke
— complex compound
— condensation
— contact

українською мовою

контактний потенціал
контактна корозія
константан
конструкційні матеріали
корозія металів
копель
кристаліти
кристалічна ґратка
кристалічна структура
латунь
легування
легкоплавкі сплави
луг
лужноземельні метали
лужне середовище
магналій
манганін
мельхіор
метал
металотермія
металіди
металічний блиск
металічний зв'язок
міжкристалітна корозія
мікрогальванічний елемент
молекула
молярна маса
морська корозія
наждачний папір
надтвердий
напівпровідники
нейзильбер
неметал
нержавіюча сталь
обладнання
оксидна плівка
окиснення
окисник
паливний елемент
пасивація
парамагнітний
перенапруга

англійською мовою

— contact potential
— contact corrosion
— constantan
— construction materials
— metallic corrosion
— kopel
— crystallites
— crystal lattice
— crystal structure
— brass
— alloying
— fusible alloys
— alkali
— alkaline earth metals
— alkaline
— mahnaliiy
— manganin
— melchior
— metal
— metallotherapy
— metalidy
— metallic luster
— metallic bonding
— intergranular corrosion
— micro galvanic cell
— molecule
— molar mass
— saltwater corrosion
— glasspaper
— superhard
— semiconductors
— alpaca
— non-metal
— stainless steel
— equipment
— oxide film
— oxidation
— oxidant
— fuel cell
— passivation
— paramagnetic
— overstrain

українською мовою

пірометалургія —
пластичність —
порошкова металургія —
потенціал розкладу —
протекторний захист —
подвійний електричний шар —
провідник —
рафінування —
робота виходу електрона —
розплав —
розрядження —
розчинник —
рівноважний потенціал —
ряд напруг металів —
селективна корозія —
стандартний електродний потенціал —
сила струму —
силіциди —
силумін —
сплав —
сталь —
ступінь окиснення —
суміш —
твердий розчин —
теплопровідність —
термодинамічна можливість —
термоелектронна емісія —
термопара —
тугоплавкі сплави —
триботехнічні сплави —
хемотроніка —
уротропін —
ферромагнітний —
фізико-хімічний аналіз —
фільтрувальний папір —
хімічна активність —
хімічне джерело струму —
хімічна корозія —
хімічна стійкість —
чавун —
шлам —

англійською мовою

pyrometallurgy
plasticity
powder metallurgy
potential schedule
sacrificial protection
double electric layer
conductor
refinement
the electron work function
fusion
discharge
solvent
equilibrium potential
reactivity series
selective corrosion
standard electrode potential
amperage
silicides
silumin
alloy
steel
oxidation level
mixture (composite)
solid solution
thermal conductivity
thermodynamic opportunity
thermionic emission
thermocouple
refractory alloys
tribotechnical alloys
chemotronics
methenamine
ferromagnetic
physical and chemical analysis
filter paper
chemical activity
chemical current source
chemical corrosion
chemical resistance
cast iron
sludge

Навчальне видання

**Євсєєва Марія Василівна
Ранський Анатолій Петрович
Гордієнко Ольга Анатоліївна**

ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

ТЕОРІЯ ТА ПРАКТИКУМ

Навчальний посібник

Редактор В. Дружиніна
Коректор З. Поліщук

Оригінал-макет підготовлено О. Гордієнко

Підписано до друку 07.03.2017 р.
Формат 29,7×42¼. Папір офсетний.
Гарнітура Times New Roman.
Друк різнографічний. Ум. друк. арк. 7,2.
Наклад 50 пр. Зам. № 2017-040.

Вінницький національний технічний університет,
навчально-методичний відділ ВНТУ,
21021, м. Вінниця, Хмельницьке шосе, 95,
ВНТУ, к. 2201.
Тел. (0432) 59-87-36.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 3516 від 01.07.2009 р.

Віддруковано у Вінницькому національному технічному університеті
в комп'ютерному інформаційно-видавничому центрі
21021, м. Вінниця, Хмельницьке шосе, 95,
ВНТУ, ГНК, к. 114.
Тел. (0432) 59-87-38.
publish.vntu.edu.ua; email: kivc.vntu@gmail.com.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 3516 від 01.07.2009 р.