

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«ДНІПРОВСЬКА ПОЛІТЕХНІКА»**

О.Ю. Светкіна, С.М. Лисицька

**ФІЗИКО-ХІМІЧНІ ФАКТОРИ ВПЛИВУ НА
МЕТАЛЕВІ МАШИНОБУДІВНІ МАТЕРІАЛИ**

Методичні рекомендації

до виконання лабораторних робіт та індивідуальних завдань до розділу
дисципліни «Фізико-хімія машинобудівних матеріалів»
студентами спеціальностей 131, 132, 133 у галузі знань «Механічна інженерія»

Дніпро
НТУ «ДП»
2020

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«ДНІПРОВСЬКА ПОЛІТЕХНІКА»**



ФАКУЛЬТЕТ ПРИРОДНИЧИХ НАУК ТА ТЕХНОЛОГІЙ
Кафедра хімії

О.Ю. Светкіна, С.М. Лисицька

**ФІЗИКО-ХІМІЧНІ ФАКТОРИ ВПЛИВУ НА
МЕТАЛЕВІ МАШИНОБУДІВНІ МАТЕРІАЛИ**

Методичні рекомендації

до виконання лабораторних робіт та індивідуальних завдань до розділу
дисципліни «Фізико-хімія машинобудівних матеріалів»
студентами спеціальностей 131, 132, 133 у галузі знань «Механічна інженерія»

Дніпро
НТУ «ДП»
2020

Светкіна О.Ю.

Фізико-хімічні фактори впливу на металеві машинобудівні матеріали. Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт та індивідуальних завдань до розділу дисципліни «Фізико-хімія машинобудівних матеріалів» студентами спеціальностей 131, 132, 133 у галузі знань «Механічна інженерія» / О.Ю. Светкіна, С.М. Лисицька; М-во освіти і науки України, Нац. техн. ун-т «Дніпровська політехніка». – Дніпро : НТУ «ДП», 2020. – 48 с.

Автори:

О.Ю. Светкіна, д-р техн. наук, проф.;

С.М. Лисицька, канд. с.-г. наук, доц.

Затверджено науково-методичною комісією за спеціальностями 131 Прикладна механіка, 132 Матеріалознавство (протокол № 2 від 12.02.2020), 133 Галузеве машинобудування (протокол № 3 від 18.02.2020) за поданням кафедри хімії (протокол № 6 від 17.12.2019).

Видання має на меті допомогти студентам у вивченні важливого прикладного розділу хімії – фізико-хімічних властивостей різних видів металевих та неметалевих матеріалів, а також конструкційних елементів, виготовлених на їх основі, з огляду на перспективу їх широкого використання в сучасному машинобудуванні. Методичний матеріал відповідає вимогам освітньо-кваліфікаційної програми підготовки студентів у галузі знань "Механічна інженерія".

Відповідальна за випуск завідувач кафедри хімії, проф., д-р техн. наук, О.Ю. Светкіна.

ПЕРЕДМОВА

Освітньо-професійні програми спеціальностей 131, 132, 133 у галузі знань «Механічна інженерія» спрямовані на засвоєння майбутніми фахівцями фізико-хімічної і механічної інформації про властивості конструкційних матеріалів у машинобудуванні, про критерії їх якості та надійності, а також стосовно впливу умов середовища на стабільність останніх. Пропоновані студентам методичні матеріали будуть корисними для закріплення набутих у лекційному курсі теоретичних відомостей з даної теми, спрямовані на формування здатності вмілого виконання практичних завдань для набуття професійної освіти.

Обґрунтування раціонального вибору й доцільності практичного використання будь-якого конструкційного матеріалу (металевого, неметалевого та композиційного) в машинобудівній промисловості неможливе, насамперед, без вивчення його комплексних властивостей, хімічної природи.

Виконуючи лабораторний практикум за темою «Фізико-хімія машинобудівних матеріалів», студенти краще засвоюють лекційний курс, набувають навичок роботи з лабораторним обладнанням та реактивами, опановують методику експериментальних досліджень, вчаться самостійно розв'язувати дослідницькі й розрахункові задачі.

Дидактичні цілі проведення лабораторних робіт з дисципліни «Фізико-хімія машинобудівних матеріалів»:

- закріплення теоретичних знань про фізико-хімічні властивості металевих матеріалів у машинобудуванні та взагалі у транспортній інфраструктурі;
- опрацювання методів експериментальних хімічних досліджень;
- формування навичок використання спеціального обладнання та оволодіння специфікою практичної роботи;
- самостійне виконання індивідуальних розрахункових завдань за тематикою дисципліни.

Виконання лабораторних робіт з дисципліни передбачає опрацювання студентами лекційного курсу та самостійно опанованого матеріалу і включає такі форми контролю набутих знань: виконання розрахункових завдань, складання схем, підготовка індивідуального презентаційного матеріалу, проведення модульних контрольних робіт.

Завдання студенти виконують у робочих зошитах. До кожного лабораторного заняття додано перелік контрольних питань з теоретичного курсу, схеми та задачі для перевірки набутих знань та самоконтролю.

1. ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ДЛЯ РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

1. Під час проведення дослідів хімічні реактиви, необхідні для роботи, розміщують на столах, а реактиви загального користування – у витяжній шафі.
2. Після цільового використання будь-якого розчину склянку з його залишком закривають і ставлять на місце.
3. Заборонено зливати незастосований реактив у ту саму склянку.
4. В період виконання дослідів необхідно стежити, щоб хімічні реактиви не потрапляли на обличчя, руки, одяг.
5. Належить обережно поводитись зі скляним хімічним посудом, у тому числі з предметними та покривними стеклами, якими можна легко порізатись.
6. Робоче місце слід підтримувати в чистоті, не захаращуючи його зайвими речами.
7. Кожний студент повинен працювати на закріпленому за ним робочому місці; не допускається перехід на інше місце без дозволу викладача.
8. Забороняється працювати в лабораторії без нагляду викладача або лаборанта, а також у невстановлений час без їх дозволу.
9. Виконання лабораторної роботи студенти можуть розпочати тільки після отримання інструктажу з техніки безпеки та дозволу викладача.
10. Перед початком роботи необхідно усвідомити методику її виконання та правила безпеки.
11. Виконувати роботу потрібно акуратно, уважно, чітко дотримуватись методичних рекомендацій, раціонально використовувати відведений для дослідів час.

2. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ВПЛИВУ ФІЗИКО ХІМІЧНИХ ФАКТОРІВ НА МЕТАЛЕВІ МАШИНОБУДІВНІ МАТЕРІАЛИ

2.1. Хімічні та електрохімічні фактори

До основних *фізико-хімічних факторів*, що формують умови експлуатації конструкційних металевих матеріалів – елементів машин, відносять такі:

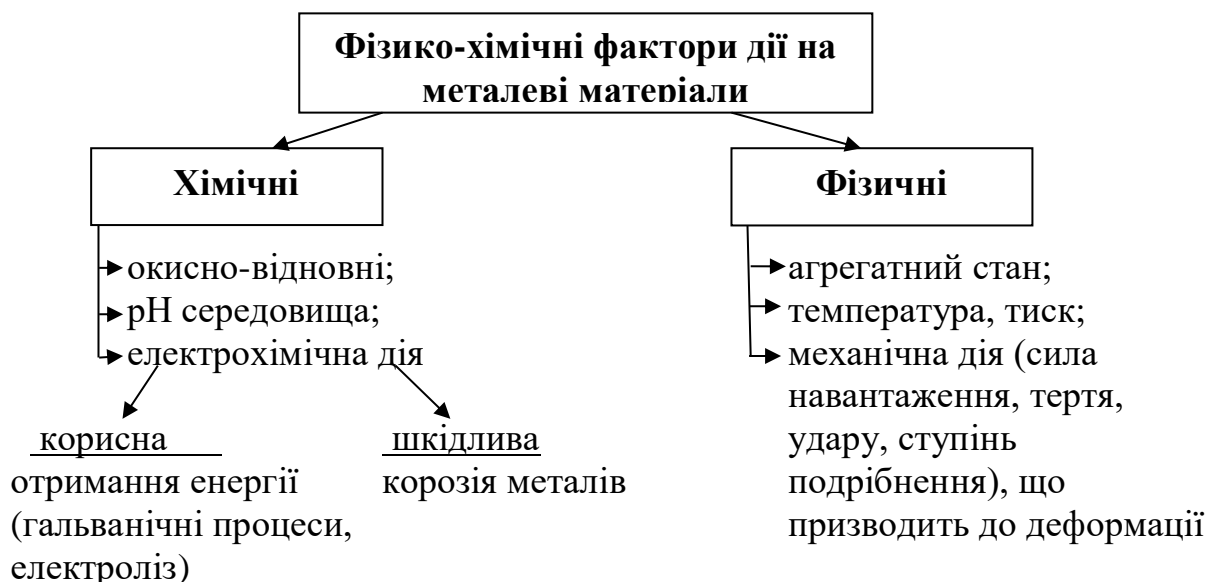


Рис. 1. Класифікація фізико-хімічних факторів впливу на технологічність металевих матеріалів

Вплив фізичних факторів полягає у змінах агрегатного стану матеріалу (його деформації), рівня механічної стійкості тощо.

Хімічні фактори характеризується перебігом реакцій, які відбуваються унаслідок переміщення електронів від одних частинок матеріалу до інших в умовах середовища.

2.2. Окисно-відновні реакції

Залежно від ступеня переміщення електронів між частинками матеріалу виникають сполуки з різним типом хімічного зв'язку (*ступенем окиснення*) – від іонного до ковалентного.

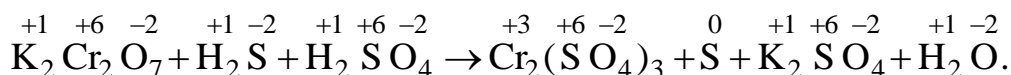
Ступінь окиснення елемента – це формальний заряд, який визначається числом електронів, зміщених від атома (позитивний ступінь окиснення) або до атома даного елемента у сполуці (негативний).

З цього випливає, що у простих сполуках з неполярним зв'язком ступінь окиснення елементів дорівнює нулю.

Елементи з більшою електронегативністю мають негативний ступінь окиснення, а з меншою – позитивний.

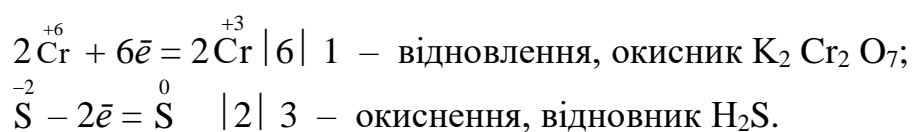
Реакції, унаслідок яких змінюються ступені окиснення елементів, називаються **окисно-відновними**.

Наприклад,



Позначають елементи, ступінь окиснення яких у ході реакції змінився. У нашому випадку такими елементами є Хром і Сульфур.

Складають рівняння електронного балансу з урахуванням загального числа атомів, які окиснилися і відновилися.



Процес втрати частинкою електронів називається **окисненням**, а процес приєднання електронів до частинки – **відновленням**. Отже, у розглянутій реакції Цинк окиснюється, а іон Купруму відновлюється. Перебіг обох процесів відбувається одночасно.

Речовина, до складу якої входить елемент, що окиснюється (тобто елемент, котрий втрачає електрони), називається **відновником**, а речовина, яка містить елемент, що відновлюється (тобто такий, котрий приєднує електрони), – **окисником**.

До більшості окисно-відновних реакцій може бути застосовано спосіб складання рівнянь за допомогою **методу електронного балансу**, який виконується в певній послідовності.

Виходячи з того, що число електронів, яке віддає відновник, повинно дорівнювати числу електронів, отриманих окисником, за правилом найменшого загального кратного визначають у рівнянні реакції основні коефіцієнти для відновника та окисника, які у подальшому залишаються незмінними.

Окисно-відновні взаємодії зумовлені внутрішньою структурою металів, представленою іонізованими атомами, які розміщуються у вузлах кристалічних ґраток. Отже, атоми металів здатні легко віддавати валентні електрони й утворювати вільні позитивно заряджені іони, виступаючи у ролі відновників. Такі реакції супроводжуються спрямованим переміщенням електронів або вивільненням енергії.

2.3. Гальванічні процеси в системах контактних металів

Хімічні процеси, унаслідок перебігу яких утворюється електрична енергія (електричний струм) або, навпаки, коли вони виникають під дією електричного струму називають *електрохімічними*. В їх основі реалізується потенціал окисно-відновних реакцій, де має місце переміщення електронів як носіїв енергії.

Завдяки обміну зарядженими частинками в хімічній системі метал/середовище виникає електричний струм (відбувається перебіг *гальванічних процесів*).

Найпростішою електрохімічною системою можна вважати таку, в якій пластинку металу, наприклад цинку, занурюють в чисту воду чи розведений розчин цинкової солі. Іони цинку, що знаходяться в поверхневому шарі пластинки, під дією полярних молекул води частково переходять у розчин, а вільні електрони, що перебувають в ґратках металу, залишаються на поверхні пластинки, заряджаючи її негативно (рис. 2). Пластинка при цьому стає негативним електродом.



Рис. 2. Утворення подвійного електричного шару

Гідратовані іони цинку електростатично притягуються до пластинки й утворюється подвійний електричний шар (рис. 2, а). Між його двома зарядженими частинками існує різниця потенціалів чи, як часто говорять, стрибок потенціалу, або просто електродний потенціал.

В системі, яка складається з двох *металевих електродів* або *напівелементів*, принцип дії базується на різній їх хімічній активності. Така гальванічна система називається гальванічним елементом і є джерелом хімічної енергії (електричного струму). Наприклад, у гальванічній системі купрум-цинкових електродів відбуваються реакції окиснення й відновлення, вони фізично відокремлені одна від одної, тому електрони мають рухатися по зовнішньому колу (рис. 3).

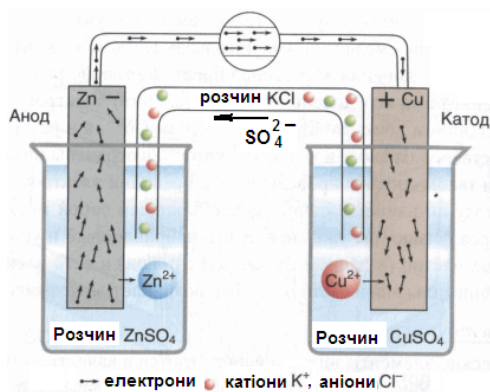
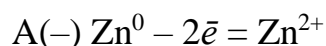
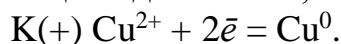


Рис. 3. Схема гальванічного процесу

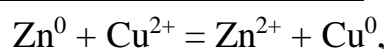
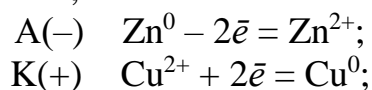
Електрод називають **анодом**, коли на ньому відбувається реакція окиснення, тобто,



і **катодом**, де проходить реакція відновлення, а саме:

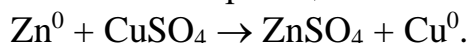


Сумарну реакцію, що характеризує роботу купрум-цинкового елемента, можна сформулювати шляхом алгебраїчного додавання рівнянь двох реакцій, що проходять на електродах, тобто,



де Zn^0 – відновник, а Cu^{2+} – окисник.

Молекулярне хімічне рівняння такої реакції має вигляд:



У роботі розглянутого гальванічного елемента задіяно окисно-відновну реакцію між цинком і купрумом.

Для позначення суті гальванічного процесу в елементах часто використовується символічна схема. Наприклад, схема цинково-мідного елемента має такий вигляд:



Здатність кожного хімічного елемента піддаватися в гальванічному пристрої окисненню чи, навпаки, відновленню можна встановити, оцінюючи його електродний потенціал. Наприклад, катод, потенціал якого має більш високу алгебраїчну величину (більш додатне значення), являє собою позитивний полюс зовнішнього кола гальванічного елемента, тоді як анод, маючи меншу величину цього потенціалу (більш від'ємне значення), буде негативним полюсом.

Гальванічний елемент характеризується таким показником як електрорушійна сила (ЕРС).

Електрорушійна сила – це різниця потенціалів електродів гальванічного елемента, причому від більш додатного значення потенціалу віднімають більш від’ємне, а саме:

$$EPC = \varphi_k - \varphi_a > 0,$$

Величина електродного потенціалу залежить від природи електродів, концентрації іонів, що беруть участь в електродному процесі, і температури середовища. Ця залежність виражається **рівнянням Нернста**, а саме:

$$\varphi_{Me^{n+}/Me^0} = \varphi_{Me^{n+}/Me^0}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \cdot [Me^{n+}],$$

де φ_{Me^{n+}/Me^0}^0 – **стандартний електродний потенціал** металу, зануреного в розчин з концентрацією іонів металу 1 моль/л, В; $[Me^{n+}]$ – концентрація іонів металу в розчині, моль/л;

Концентрацію іонів металу в розчині можна визначити за такою формулою:

$$[Me^{n+}] = C_m \alpha k,$$

де C_m – молярна концентрація розчину електроліту, моль/л; α – ступінь електролітичної дисоціації електроліту в частках одиниці; k – кількість іонів металу, що утворяться при дисоціації однієї молекули електроліту.

Величину стандартного електродного потенціалу будь-якого металу вимірюють, застосовуючи в ролі порівняльного **стандартний водневий електрод**.

Схема гальванічного елемента для визначення **стандартного електродного потенціалу** металу включає порівняльний **стандартний водневий електрод** і досліджуваний.

Значення стандартного потенціалу металів, розміщені в порядку зростання алгебраїчної величини, утворюють **ряд електрохімічних потенціалів металів**. Чим більше від’ємне значення стандартного потенціалу, тим вища відновна здатність металу (тобто його спроможність віддавати електрони) і тим нижча окиснювальна здатність їхніх іонів (приєднувати електрони) в ході електродної реакції.

Потенціал водневого електрода за рівнянням Нернста має таке значення:

$$\varphi_{2H^+/H_2} = 0,059 \cdot \lg [H^+] = -0,059 \text{ рН},$$

де $[H^+]$ – концентрація іонів водню в розчині, моль/л.

2.4. Електролізні процеси

Електролізні процеси виникають під дією електричного струму. *Електролізом* називається сукупність окисно-відновних процесів, що проходять на електродах спеціальних пристроїв – електролізерів, під дією постійного електричного струму.

Під час електролізу електрична енергія зовнішнього джерела струму перетворюється в хімічну енергію утворюваних продуктів.

Електролізер складається з двох електродів, занурених у посудину, заповнену розплавом або розчином електроліту (рис. 4).

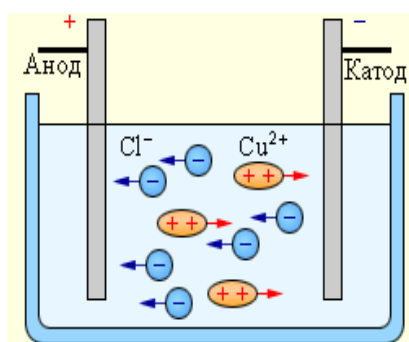


Рис. 4. Схема електролізера (електроди занурено в розплав або розчин солі CuCl_2)

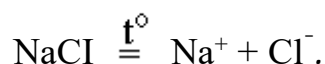
Електрод, на якому відбувається процес відновлення – це **катод**. Він підключений до негативного полюса зовнішнього джерела постійного струму. *Електрод, на якому відбувається процес окиснення* – **анод**, з'єднаний з позитивним полюсом джерела постійного струму.

Коли струм по електричному колу не йде, напруга в електролізері буде дорівнювати різниці рівноважних потенціалів анода (φ_a) і катода (φ_k), тобто,

$$E_{PC} = \varphi_a - \varphi_k.$$

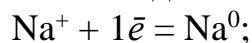
Електрохімічний процес передбачає кілька стадій: це дифузія іонів до електрода і розкладання іонів на його поверхні. Якщо уповільненою стадією виявиться дифузія іонів, то має місце концентраційна поляризація, коли ж уповільнено електрохімічний розряд іонів, то спостерігається електрохімічна поляризація або перенапруга.

Електроліз розплавів електролітів. Типовий приклад такого процесу – електроліз розплаву солі NaCl , де задіяно нерозчинний (інертний) анод (рис. 9.1). Як наслідок реакції термічної дисоціації в розплаві утворюються іони Na^+ і Cl^- :

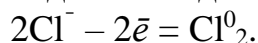


Під час проходження струму через електролізер з графітовими електродами в розплаві електроліту починається спрямований рух іонів, а на електродах будуть спостерігатись такі реакції:

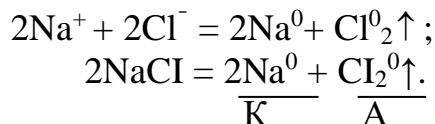
на **катоді** (–) відновлення катіонів Na^+ до металевого натрію, тобто,



на **аноді** (+) окиснення іонів Cl^- до газоподібного хлору, а саме:



Сумарна реакція має такий вигляд:



Електроліз водних розчинів солей електролітів (з інертними електродами). На катоді в першу чергу буде відновлюватися більш сильний окисник, тобто, та окисна форма, якій відповідає найбільш додатне значення електродного потенціалу.

З огляду на **послідовність відновлення на катоді** всі окисники можна розподілити на три групи.

I група – катіони алюмінію, лужних і лужноземельних металів, тих, що стоять вище (лівіше) алюмінію в ряду електрохімічних потенціалів металів, причому у водних розчинах розрядження цих іонів на катоді не відбувається, а виділяється водень.

II група – катіони Sn^{2+} , Pb^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} та інші, що перебувають у ряду електрохімічних потенціалів між алюмінієм і воднем. Залежно від умов електролізу (щільності струму, температури, складу розчину та його концентрації) можливе як відновлення іонів металу, так і виділення іонів водню.

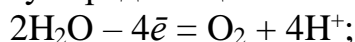
III група – катіони Cu^{2+} , Ag^+ , Hg^{2+} , Au^{3+} , платинових металів, а також окисники O_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , що відновлюються в першу чергу. Виділення H_2 при цьому не відбувається.

Під час електролізу **на аноді** проходить реакція окиснення, тобто, віддача електронів відновником, причому в першу чергу буде окиснюватися найбільш активний з них та відновлена форма, якій відповідає найбільш негативний потенціал.

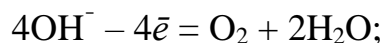
Електроліз водних розчинів солей може супроводжуватись такими реакціями **на аноді**:

окиснення OH^- і H_2O з виділенням O_2 (анод нерозчинний), а саме:

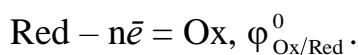
– у кислому та нейтральному середовищах



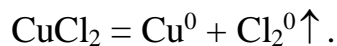
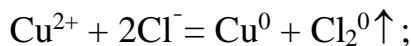
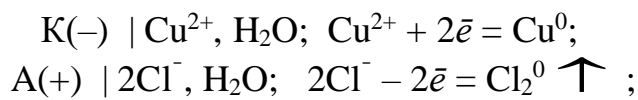
– у лужному середовищі



3) окиснення інших відновників (S^{2-} , Cl^- , Br^- , I^-), наявних у розчині (анод нерозчинний), тобто



Наприклад, *схема електролізу водного розчину CuCl_2 з інертним анодом (графітовим)* має такий вигляд:



К А

Кількісні характеристики електролізу визначають відповідно до законів, встановлених М. Фарадеєм.

Перший закон Фарадея. Маса речовини, що підлягає перетворенню на електродах при електролізі, а також маси утворюваних на електродах речовин прямо пропорційні кількості електрики, яка забезпечила електроліз, а саме:

$$m = \frac{M_{\text{ек}}}{F} * I t,$$

де m – маса речовини, г; $M_{\text{ек}}$ – молярна маса еквівалента, г/моль; I – сила струму, А; t – час, с; F – число Фарадея ($F = 96500$ Кл/моль), це кількість електрики, необхідної для електрохімічного перетворення одного еквівалента речовини.

Якщо $I * t = Q$ (де Q – кількість електрики, Кл), то

$$m = \frac{M_{\text{ек}}}{F} * Q .$$

Другий закон Фарадея. При постійній кількості електрики, що пішла на електроліз ($Q = \text{const}$), маси утворюваних на електродах речовин відносяться одна до одної як їх молярні маси еквівалентів, тобто,

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{ек1}}}{M_{\text{ек2}}} .$$

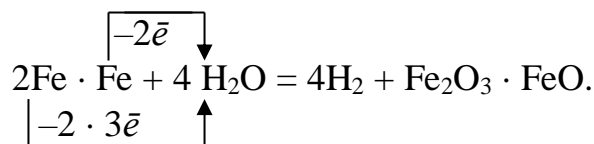
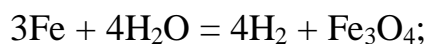
2.5. Корозія металів та її види

Руйнування металів під впливом дії хімічного та електрохімічного факторів середовища називається *корозією* (від лат. *corrosio* – роз’їдання). Унаслідок цього явища метал переходить в окиснений стан і витрачає характерні для нього механічні властивості. Корозія – це хімічний окисно-

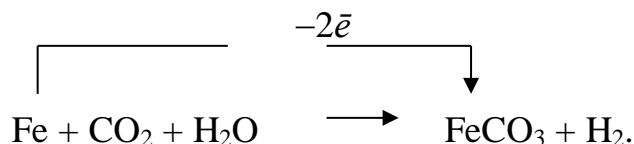
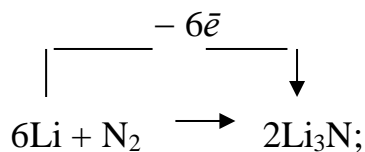
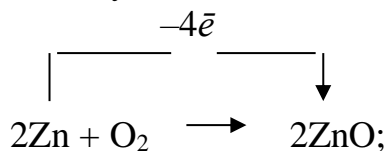
відновний процес. Залежно від механізму процесу її поділяють на *хімічну* та *електрохімічну*.

Хімічна корозія – це процес руйнування металів у агресивних середовищах за рахунок хімічної взаємодії з ним.

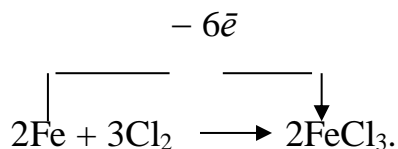
Наприклад, завдяки дії водяної пари на залізо при високих температурах відбувається його хімічна корозія. Схематично це виглядає так:



Хімічна корозія буває газова і рідинна. *Газова* – це процес окиснення металів сухими газами (SO_2 , Cl_2 , N_xO_y , O_2 , N_2 , CO_2 та ін.) Наприклад, цинк – киснем, літій – азотом та залізо – вуглекислим газом:



Особливо швидко розвивається корозія під дією агресивних газів фтору та хлору:



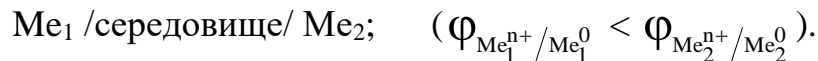
Плівки деяких оксидів та інших сполук, що утворюються при корозії, захищають метал (Al, Ti, Be) від подальшого руйнування.

Рідинна корозія – руйнування металу в розчинах неелектролітів, наприклад, корозія свинцю в бензині, цинку в хлороформі та ін.

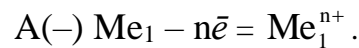
Електрохімічна корозія виникає в середовищах, що мають іонну провідність: вологі газ, повітря, ґрунт та розчини електролітів.

Усі метали, що застосовуються в техніці, мають домішки інших металів. Це означає, що на поверхні матеріалу є ділянки, де стикаються кристали двох

різних металів (Me_1, Me_2). При цьому утворюються мікрогальванічні елементи, які називаються **корозійними**:



Метал, потенціал якого нижчий, є анодом. Він окиснюється, тобто, відбувається його розчинення (**корозія**) за схемою:



На катоді корозійного елемента відбувається процес відновлення окисника, який називається **деполяризацією**.

Розглянемо електрохімічну корозію, що виникає у кислому середовищі при контакті заліза та міді (рис. 5).

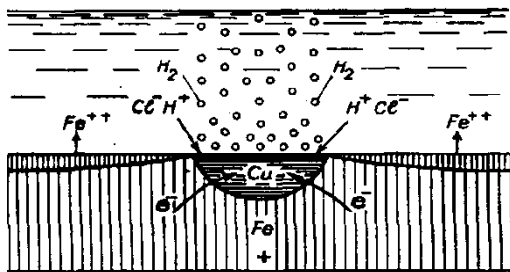
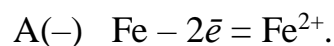


Рис. 5. Корозійний елемент

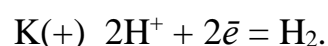
Схема корозійного елемента має вигляд:



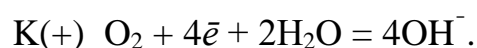
Ферум як більш активний метал є анодом, тому на ньому відбувається корозія за схемою:



Ферум надсилає електрони Купруму. Анод (Fe) заряджається позитивно, катод (Cu) – негативно, відбувається поляризація корозійного елемента. Якщо не буде ніяких частинок, що поглинають електрони, то негативний заряд, який накопичується на міді, заважатиме подальшому переходу електронів і корозійний елемент перестане діяти. Але коли в середовищі є частинки, здатні поглинати електрони, корозійний елемент продовжує працювати, відбувається його деполяризація. Катіони H^+ підходять до негативно зарядженого катода і відновлюються, відбувається процес **водневої деполяризації** за схемою:



У реальних умовах деполяризація може бути воднева, киснева або окисна. **Киснева деполяризація** відбувається за схемою:



Воднева деполяризація проходить в кислому середовищі, а киснева – в нейтральному та лужному.

2.6. Методи захисту металів від корозії

Для захисту металу від корозії застосовується багато різних методів, але немає єдиної класифікації, тому використовуємо одну з найбільш зручних, у якій всі методи поділені на чотири групи: захисні покриття; зміна складу металу; зміна складу середовища; електрохімічний захист.

Захисні покриття поділяють на три типи: неметалеві, металеві та хімічні.

Неметалеві покриття – це такі, які наносяться лаком, полімерними плівками, асфальтом, гумою та ін.

Металеві покриття – це шар стійкого до корозії металу, який знаходиться на поверхні основного металу і захищає його від корозії.

Металеві покриття поділяють на два типи:

1) анодне (метал захисту більш негативний, рис. 6):

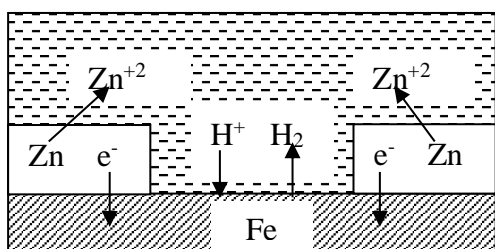
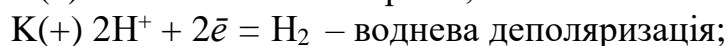
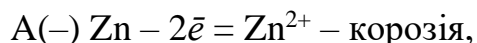


Рис. 6. Анодне покриття

Корозійний елемент:



2) катодне (метал захисту більш позитивний, рис. 7):

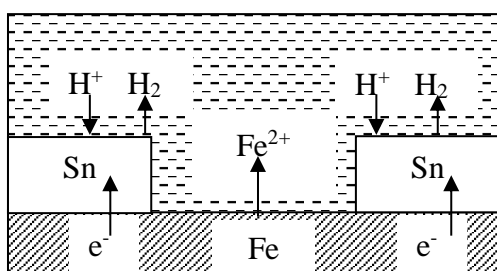
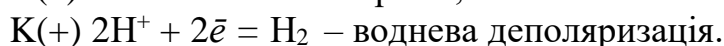
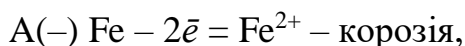


Рис. 7. Катодне покриття

Корозійний елемент:



Анодні покриття на відміну від катодних після появи тріщин продовжують захищати метал від корозії.

На практиці використовують **хімічні** покриття, що утворюються на поверхні металу при обробці її різними хімічними реагентами. Це процеси фосфатування, оксидування, борування, азотування та ін.

Наприклад, при фосфатуванні метал обробляють сумішшю *мажеф* ($Mn(H_2PO_4)_2$, $Fe(H_2PO_4)_2$). Внаслідок її взаємодії з поверхнею утворюється густа міцна плівка сполуки фосфору, яка надійно захищає метал від корозії.

При оксидуванні на поверхні металу також утворюється міцна плівка оксиду, яка виконує захисну функцію.

Також з метою запобігання корозії можна здійснювати зміну складу металу, а саме його очищення; антикорозійні добавки, наприклад, індій додають у невеликій кількості в сплави кольорових металів; створення сплавів, стійких до корозії (нержавіюча сталь – 12 % Cr, 8 % Ni).

Можна застосовувати зміну середовища: видалення з розчинів шкідливих домішок; регулювання рН; використання інгібіторів корозії, що уповільнюють її швидкість.

Електрохімічний захист. Існують **протекторний і катодний** електрохімічні захисти, які застосовуються тільки в середовищах, що проводять електричний струм.

Механізм **протекторного захисту** полягає в тому, що до металоконструкції (залізної труби) на певній відстані приєднують пластину більш активного металу (Zn або Mg) (рис. 8). При цьому утворюється гальванічний елемент, схема якого має вигляд:

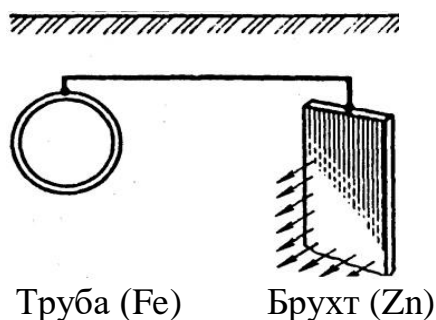


Рис. 8. Схема протекторного захисту

Корозійний елемент:

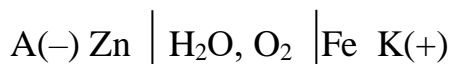
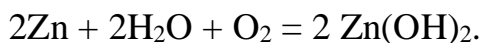
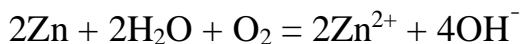
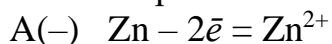


Схема корозійного процесу:



Розчиняється більш активний метал – протектор, а на поверхні основного відбувається процес деполаризації. Термін роботи протектора в ґрунті близько 10 років. Радіус дії протекторного захисту – до 50 м.

Катодний захист. Для нього використовуються джерела постійного струму. Його підводять до металевої конструкції (труби) таким чином, щоб вона була катодом, до анода приєднується рейка (рис. 9).

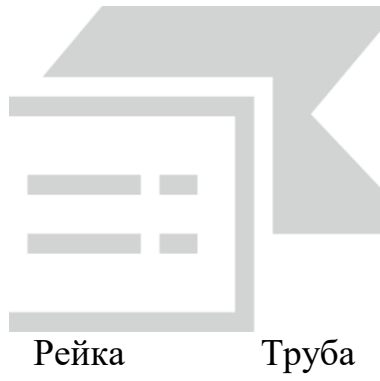


Рис. 9. Схема катодного електрохімічного захисту

Відбувається процес електролізу з розчинним анодом. Руйнується металобрухт, але конструкція не страждає від корозії. Радіус катодного захисту – до 2 км.

3. ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З ДИСЦИПЛІНИ

Лабораторна робота № 1

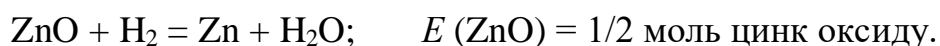
Тема: Визначення молярної маси еквівалента металу

Мета роботи: опанувати метод визначення еквівалентної маси металу, застосовуючи закон еквівалентів; набути навичок безпечного проведення хімічного досліду та оволодіти методами обчислювання отриманих даних.

Приладдя та реактиви: прилад для визначення молярної маси еквівалента металу, термометр, барометр, металевий цинк, 10%-ий розчин хлоридної кислоти та дистильована вода.

Теоретичні положення

Хімічний еквівалент речовини – це така кількість її молей, що сполучається з одним молем атомів водню або заміщує таку саму кількість атомів водню у хімічних реакціях. Наприклад:



Молярна маса еквівалента – це кількісна характеристика, яка дорівнює масі одного еквівалента речовини. Молярна маса еквівалента водню становить 1 г/моль, а кисню – 8 г/моль. Молярний об'єм еквівалента водню за нормальних умов (н.у.) дорівнює 11,2 л/моль, а кисню – 5,6 л/моль. Молярну масу еквівалента простої речовини можна розрахувати, якщо поділити її молярну масу на валентність, тобто,

$$M_{\text{ек}} = M / V.$$

Існують різні способи визначення молярних мас еквівалентів: за реакціями приєднання, розкладання, заміщення, обміну та електрохімічним методом.

У даній роботі користуються методом визначення молярної маси еквівалента металу за об'ємом водню, який виділяється при розчиненні металу в кислоті.

Методика дослідження

Постановка завдання

Дано: наважка металу цинку.

Визначити: молярну масу еквівалента цинку за об'ємом водню, який виділяється в процесі реакції.

Щоб визначити молярну масу еквівалента металу, застосовують прилад, який складається із бюретки Б₁, воронки Б₂ та пробірки П, що з'єднані між

Обробка результатів експерименту

Користуючись отриманими експериментальними даними, виконують обчислення за наведеними нижче формулами:

1. Об'єм виділеного водню

$$V(\text{H}_2) = V_2 - V_1, \text{ л.}$$

2. Абсолютна температура

$$T = 273 + t \text{ } ^\circ\text{C.}$$

3. Тиск водню

$$P(\text{H}_2) = P_{\text{атм}} - P_{\text{насич.вод. пари}}, \text{ кПа.}$$

4. Об'єм водню треба привести до нормальних умов (маючи на увазі, що $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$ або 760 мм рт. ст. і $T_0 = 273 \text{ К}$) згідно з об'єднаним газовим законом, тобто:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}.$$

Таким чином,

$$V_0(\text{H}_2) = \frac{P(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) \cdot T_0}{P_0 \cdot T}.$$

5. Дослідне значення молярної маси еквівалента цинку обчислюємо, користуючись законом еквівалентів, а саме:

$$\frac{m(\text{Zn})}{M_{\text{ек досл}}(\text{Zn})} = \frac{V_0(\text{H}_2)}{V_{\text{ек}}},$$

де $V_{\text{ек}}$ – молярний об'єм еквівалента водню за н.у., який дорівнює $11,2 \text{ л/моль}$.

6. Відносну похибку визначення молярної маси еквівалента цинку розраховуємо за такою формулою:

$$\Delta = \pm \frac{M_{\text{ек теор}}(\text{Zn}) - M_{\text{ек досл}}(\text{Zn})}{M_{\text{ек теор}}(\text{Zn})} \cdot 100\%.$$

$$M_{\text{ек теор}}(\text{Zn}) = \frac{M(\text{Zn})}{\nu} = \frac{65,39}{2} = 32,695 \text{ г/моль.}$$

Залежність тиску насиченої пари води від температури

T, K	$P, \text{кПа}$	T, K	$P, \text{кПа}$	T, K	$P, \text{кПа}$
283	1,22	290	1,93	297	2,97
284	1,31	291	2,03	298	3,16
285	1,40	292	2,19	299	3,34
286	1,49	293	2,34	300	3,58
287	1,59	294	2,48	301	3,89
288	1,70	295	2,64	302	4,00
289	1,82	296	2,80	303	4,24

Контрольні питання

1. Дайте визначення молярної маси еквівалента. У яких одиницях вона вимірюється?
2. Яким чином обчислюють молярну масу еквівалента оксиду металу, коли відома молярна маса еквівалента елемента, сполученого з киснем?
3. Наведіть математичний вираз закону еквівалентів для газової системи.
4. Що називається еквівалентом речовини?
5. Сформулюйте закон еквівалентів.
6. Визначте молярну масу еквівалента алюміній оксиду.
7. Сформулюйте закон Авогадро.
8. Способи визначення молярних мас еквівалентів простих та складних речовин.

Лабораторна робота № 2

Тема: Окисно-відновні реакції

Мета роботи: дослідити окисно-відновні процеси й опанувати методику складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

Приладдя та реактиви: штатив з пробірками, розчин йоду, 10-відсоткові розчини натрій сульфату, сульфатної кислоти, калій дихромату та калій йодиду; 0,1%-ий розчин крохмалю й дистильована вода.

Теоретичні положення

Окисно-відновними називають реакції, у яких відбувається зміна ступенів окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

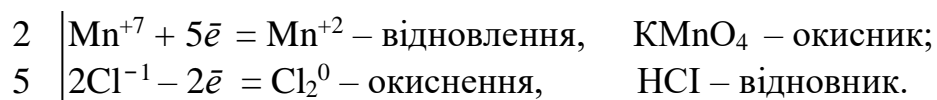
Ступенем окиснення називається умовний заряд, який визначається числом електронів, зміщених від атома (позитивний ступінь окиснення) або до атома даного елемента у сполуці (негативний).

Ступінь окиснення може мати додатне чи від'ємне або нульове значення. Нульовий ступінь окиснення є у атомів й молекул простих речовин. Алгебраїчна сума всіх ступенів окиснення в будь-якій сполуці становитиме нуль.

Окисненням називають процес віддачі електронів атомами чи іонами, а **відновленням** – приєднання їх. **Окисник** – це речовина, до складу якої входить елемент, здатний приєднувати електрони, тим самим зменшуючи свій ступінь окиснення. **Відновник** – це речовина, до складу якої входить елемент, здатний втрачати електрони, тим самим збільшуючи власний ступінь окиснення.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій доцільно дотримуватися такого порядку:

1. Написати схему реакції.
 2. Поставити значення ступеню окиснення над елементами й підкреслити ті з них, які його змінюють.
 3. Скласти електронні рівняння й розрахувати коефіцієнти, застосовуючи метод електронного балансу.
 4. Перенести розраховані значення коефіцієнтів у схему реакції, потім зрівняти метали, що не змінили ступеня окиснення, далі зрівняти кислотні залишки та іони H^+ .
 5. Для перевірки знайдених коефіцієнтів використати баланс кисню.
- Наприклад:



Методика дослідження

Постановка завдання

Визначити: процеси окиснення, відновлення, окисник та відновник, розставити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій, проаналізувати окисні властивості $K_2Cr_2O_7$ у кислому середовищі.

1. Взаємодія йоду із натрій сульфідом

У пробірку помістити декілька крапель розчинів йоду й додати туди розчин натрій сульфідату (Na_2SO_3). Реакція відбувається за такою схемою:



Скласти рівняння процесів окиснення й відновлення. Виявити окисник і відновник.

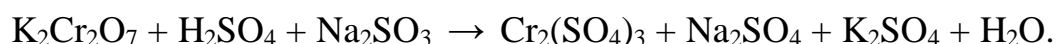
2. Взаємодія калій дихромату із калій йодидом у кислому середовищі

У пробірці змішати кілька крапель розчину калій дихромату ($K_2Cr_2O_7$) і таку саму кількість 10%-ого розчину сульфатної кислоти, після цього додати як індикатор 2 – 3 краплі крохмалю. До отриманого розчину по краплі, збовтуючи, додати розчин калій йодиду до зміни забарвлення на синє. Реакція проходить за такою схемою:



3. Взаємодія калій дихромату із натрій сульфідом у кислому середовищі

У пробірку з декількома краплями калій дихромату додати таку саму кількість 10%-ого розчину сульфатної кислоти. Потім туди додавати по краплі розчин натрій сульфідату до зміни забарвлення на зелене. Реакція відбувається за такою схемою:



Скласти рівняння процесів окиснення й відновлення. Виявити окисник та відновник. Написати рівняння сумарної реакції цих процесів.

Контрольні питання

1. Які реакції називають окисно-відновними?
2. Дайте визначення ступеню окиснення.

3. Охарактеризуйте процеси окиснення та відновлення.
4. Які речовини можуть бути тільки окисниками або тільки відновниками, а які і окисниками, і відновниками?
5. Якого порядку доцільно дотримуватися при написанні окисно-відновних реакцій?
6. Якою речовиною в окисно-відновних реакціях виступають метали – окисником чи відновником і чому?
7. Для чого застосовується метод електронного балансу?
8. Скласти рівняння окисно-відновних реакцій, що відбуваються за такими схемами:
 - 1) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 2) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - 4) $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$.
 - 5) $\text{AsH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
 - 6) $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.

Лабораторна робота № 3

Тема: Електролізні процеси

Мета роботи: дослідити процеси електролізу водних розчинів електролітів з нерозчинними електродами.

Приладдя та реактиви: прилад для дослідження процесу електролізу (U-подібна трубка з графітовими електродами), джерело постійного струму, 0,5М розчини солей купрум (II) хлориду, калій йодиду та натрій сульфату; 1%-і розчини фенолфталеїну, крохмалю та лакмусу.

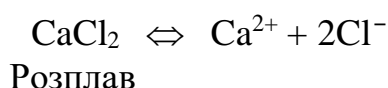
Теоретичні положення

Електролізом називають сукупність окисно-відновних процесів, які відбувається при проходженні постійного електричного струму через розчин або розплав електроліту у спеціальних пристроях – електролізерах.

Під дією постійного електричного струму іони електроліту набувають спрямованого руху: негативні іони рухаються до **анода** (позитивно зарядженого електрода) і тому називаються **аніонами**, а позитивні іони – до **катода** (негативно зарядженого електрода) і називаються **катіонами**. На аноді відбувається процес окиснення, а на катоді – відновлення.

Особливості хімічних реакцій, що супроводжують процес електролізу, зумовлені природою електроліту й матеріалом електродів. Найбільш просто проходить електроліз розплавлених солей – на електродах розряджаються іони, що входять до складу електроліту.

Наприклад:



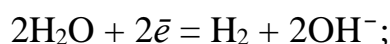
(-) катод $\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}^0$ – відновлення;

(+) анод $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2^0$ – окиснення.

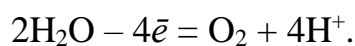
Значно складнішими виявляються процеси електролізу водних розчинів електролітів, де, крім іонів електроліту, наявна ще й вода. У процесі електролізу можуть застосовуватися *нерозчинні* й *розчинні* аноди. Нерозчинні (інертні) аноди найчастіше виготовляють із платини й графіту.

При електролізі водних розчинів електролітів із застосуванням нерозчинних анодів існує такий порядок розряду іонів на електродах:

– на катоді не відновлюються іони активних металів, які розташовані в ряду напруги від початку до катіона алюмінію включно, а відновлюється H^+ з води за такою реакцією:



– на аноді не окиснюються аніони кисневмісних кислот (CO_3^{2--} , SO_4^{2--} , NO_3^- та ін.), а окиснюється O^{2-} з води за реакцією:



Розглянемо приклад електролізу водного розчину калій нітрату з нерозчинним анодом:



(-) катод: K^+ , H_2O ; $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$;

(+) анод: NO_3^- , H_2O ; $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$.

Як свідчить написане рівняння, при електролізі цієї солі жоден з іонів електроліту не розряджається, а відбувається електроліз води.

У процесі електролізу із застосуванням розчинного анода на ньому не окиснюються ні іони електроліту, ні вода, а розчиняється метал, з якого виготовлений анод.

Кількість речовин, виділених на електродах, визначають згідно із законом Фарадея за такою формулою:

$$m = \frac{M_{\text{ек}} \cdot I \cdot t}{F},$$

де $M_{\text{ек}}$ – молярна маса еквівалента речовини, що виділилася на електроді, г/моль; I – сила струму, А; t – час, с; число Фарадея $F = 96500$ Кл/моль.

Методика дослідження

Постановка завдання

Оволодіти методикою електролізу розчинів солей і складанням схем процесів електролізу.

1. Електроліз водного розчину купрум (II) хлориду з графітовими електродами

Налити у U-подібну трубку розчину купрум (II) хлориду. Вставити в обидва коліна трубки графітові електроди, приєднані до джерела постійного струму. Що відбувається на електродах? Скласти схему електролізу.

2. Електроліз водного розчину калій йодиду хлориду з графітовими електродами

Налити у U-подібну трубку розчину калій йодиду, до якого додано 3 – 4 краплі фенолфталеїну. Вставити в обидва коліна графітові електроди, приєднані до джерела постійного струму. Що спостерігається біля електродів? В анодний простір увести 1 – 2 краплі розчину крохмалю. Що відбувається? Скласти схему електролізу.

3. Електроліз водного розчину натрій сульфату хлориду з графітовими електродами

Налити у U-подібну трубку розчин натрій сульфату, до якого додати 3 – 4 краплі розчину лакмусу. Занурити в трубку графітові електроди, приєднані до джерела постійного струму. Спостерігати виділення бульбашок газу на електродах і зміну забарвлення розчину. Скласти схему електролізу.

Контрольні питання

1. Який окисно-відновний процес називають електролізом?
2. Яку назву мають іони електроліту, що рухаються до анода чи до катода?
3. Охарактеризуйте розчинні чи нерозчинні аноди. Які процеси відбуваються на розчинних анодах?
4. Який процес відбувається на катоді під час електролізу? Скласти схему електролізу розчину нікель (II) хлориду із застосуванням графітового та нікелевого анодів.
5. Які процес спостерігається під час електролізу водних розчинів CdSO_4 , NaNO_3 , KCl , якщо анод графітовий?
6. Скласти схему електролізу розчину нікель (II) хлориду із застосуванням графітового та нікелевого анодів.
7. Які процеси мають місце під час електролізу водних розчинів CdSO_4 , NaNO_3 , KCl , якщо анод графітовий?

8. Протягом якого часу потрібно пропускати струм величиною 3 А через розчин аргентум нітрату, щоб на катоді виділився 1 г срібла?

Лабораторна робота № 4

Тема: Корозія металів і захист від неї

Мета роботи: вивчення корозійних процесів і пояснення окисно-відновних реакцій, які мають місце на анодних і катодних ділянках.

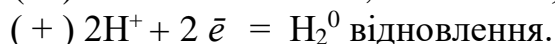
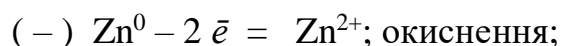
Приладдя та реактиви: хімічна склянка, порцелянова чашка, скляна піпетка, U-подібна трубка, вугільний та залізний електроди, джерело постійного струму оцинкована та луджена залізні пластинки, гранула цинку, мідний дротик, 0,01Н розчин сульфатної кислоти, 10%-ий розчин купрум (II) сульфату та калій гексаціаноферату (III) і 3%-ий розчин натрій хлориду.

Теоретичні положення

Корозією називають руйнування металів, що відбувається унаслідок дії хімічного та електрохімічного факторів середовища.

Розрізняють два види корозії: **хімічну** й **електрохімічну**. Хімічна корозія виникає при контакті металів із сухими газами, розчинами неелектролітів (газом, бензином, технічними мастилами).

Електрохімічна корозія спостерігається при контакті металів з водою, розчинами електролітів та з вологим повітрям. При електрохімічній корозії утворюється безліч мікрогальванічних елементів, які мають назву **корозійних**. Як приклад електрохімічної корозії розглянемо дію сульфатної кислоти на технічний цинк, що містить домішки заліза. На поверхні такого цинку виникає велика кількість мікрогальванічних елементів, у яких цинк слугує негативно зарядженим електродом – анодом, а залізо – позитивно – катодом, тобто:



Таким чином, домішки, що містяться в металі, являють собою одну з причин виникнення електрохімічної корозії.

Електрохімічна корозія може відбуватись і при контакті двох металів.

На корозійний процес значною мірою впливають поляризація електродів, утворення плівок на металах та ін. Існують різні способи боротьби з корозією, основними з яких є нанесення захисних покриттів (лудіння, оцинкування, нікелювання, хромування і т. д.), електрохімічний захист, уведення в корозійне середовище речовин, що сповільнюють корозію (інгібіторів).

Покриття можуть бути катодними (луджене залізо) й анодними (оцинковане залізо). Для **катодного покриття** використовується менш активний метал, ніж захищений, для **анодного** – більш активний.

При **електрохімічному захисті** метал з'єднують з негативним електродом зовнішнього джерела струму (**катодний захист**) чи з більш електронегативним металом (**протекторний захист**). Електрохімічний захист доречно застосовувати в розчинах електролітів, у ґрунті, в атмосферних умовах.

Методика дослідження

Постановка завдання

Змодельовати корозійні процеси і скласти схеми утворених корозійних елементів.

1. Корозія на контакті двох металів

а) У склянку налити розчин сульфатної кислоти. Занурити в нього гранулу цинку й спостерігати повільне виділення водню.

б) У цю саму склянку опустити мідний дротик таким чином, щоб він не торкався цинку. Чи виділиться водень на мідному дротику?

в) Ввести в контакт гранулу цинку та дротик міді. Скласти схему дії утвореної гальванопари. Пояснити збільшення швидкості корозії цинку.

2. Утворення мікрогальванопари

а) Помістити гранулу цинку в пробірку і долити невелику кількість розведеної сульфатної кислоти. Звернути увагу на повільне виділення водню.

б) Долити в цю саму пробірку кілька крапель розчину купрум (II) сульфату. Що спостерігається? Написати рівняння відповідних реакцій.

3. Властивості металевих покриттів

Нанести ножем чи цвяхом по одній подряпині на оцинковану й луджену залізні пластинки. За допомогою скляної піпетки в місці подряпин нанести розчин розведеної сульфатної кислоти, що містить $K_3[Fe(CN)_6]$.

У якому зразку буде спостерігатися корозія заліза? Пояснити результати досліду, скласти схеми корозійних гальванопар.

Контрольні питання

1. Який процес називають корозією металів?
2. Назвіть види корозії та охарактеризуйте кожен з них.
3. Які існують способи захисту металів від корозії?

4. Чим відрізняється корозія заліза в кислому середовищі від корозії в нейтральному?
5. Для яких металів може становити небезпеку лужне середовище?
6. Наведіть приклади застосування в промисловості електрохімічного захисту металів від корозії.
7. Які особливості перебігу корозії нікельованого заліза в нейтральному і кислому середовищах при порушенні його захисного покриття?
8. В чому полягає принцип протекторного захисту металевих матеріалів від корозії?

4. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ

4.1. Організаційні моменти виконання завдань

Студент повинен:

- ♦ отримати індивідуальне завдання;
- ♦ самостійно виконати розрахунки на базі поданих у завданні вихідних даних, необхідних формул для отримання правильного результату;
- ♦ систематично відвідувати консультації;
- ♦ подати виконану роботу на перевірку викладачу.

Викладач зобов'язаний:

- ♦ видати завдання;
- ♦ перевірити й оцінити якість роботи.
- ♦ дотримуватись графіка консультацій.

4.2. Варіанти завдань за тематикою дисципліни

Тема: Кількісні характеристики речовин (атомна маса, молекулярна маса, моль, мольна маса, еквівалент, мольна маса еквівалента)

Завдання:

1) Визначте масу в г та в а.о.м. атома елемента:

01 – Титану; 02 – Карбону; 03 – Цинку; 04 – Купруму; 05 – Мангану; 06 – Хрому; 07 – Броду; 08 – Кальцію; 09 – Алюмінію; 10 – Калію; 11 – Аргентуму; 12 – Барію; 13 – Силіцію; 14 – Літію; 15 – Ніколу; 16 – Меркурію; 17 – Іоду; 18 – Гідрогену; 19 – Літію; 20 – Стануму; 21 – Фосфору; 22 – Стибію; 23 – Бору; 24 – Феруму; 25 – Нітрогену; 26 – Магнію; 27 – Натрію; 28 – Хлору; 29 – Сульфору; 30 – Кадмію.

2) Обчисліть, скільки атомів вміщується в:

01 – 15 г титану; 02 – 0,3 г вуглецю; 03 – 17 г цинку; 04 – 24 г міді; 05 – 0,01 г мангану; 06 – 7 г хрому; 07 – 5 г броду; 08 – 10 г кальцію; 09 – 50 г алюмінію; 10 – 15 г калію; 11 – 24 г срібла; 12 – 22 г барію; 13 – 16 г силіцію; 14 – 0,9 г літію; 15 – 27 г нікелю; 16 – 41,2 г ртуті; 17 – 12,7 г іоду; 18 – 25,7 г водню; 19 – 24,3 г літію; 20 – 16,8 г олова; 21 – 35,1 г фосфору; 22 – 33,5 г стибію; 23 – 20,6 г бору; 24 – 33,9 г заліза; 25 – 36,8 г азоту; 26 – 43,6 г магнію; 27 – 0,66 г натрію; 28 – 1,23 г хлору; 29 – 2,27 г сірки; 30 – 23,2 г кадмію.

3) Обчисліть, скільки молекул вміщується в :

01 – 100 г кальцій карбонату; 02 – 54 г хром (III) дигідроксохлориду; 03 – 22 г натрій хромату; 04 – 82 г алюміній сульфату; 05 – 4,8 г ферум (III) гідрогенсульфату; 06 – 30 г амоній нітриту; 07 – 58 г алюміній фосфату; 08 –

0,64 г натрій хлориду; 09 – 53 г кальцій нітрату; 10 – 21 г калій сульфїту; 11 – 87 г аргентум хромату; 12 – 5,21 г купрум (II) дигїдроксиду; 13 – 15,8 г натрій силїкату; 14 – 5,4 г магній гїдрогенсульфїду; 15 – 73 г сульфїтної кислоти; 16 – 10,2 г сїрководневої кислоти; 17 – 16,7 г барій гїдроксиду; 18 – 22,5 г алюмїній гїдрогенсульфату; 19 – 36,2 г натрій гїдрогенкарбонату; 20 – 42,8 г аргентум гїдроксиду; 21 – 51,3 г нїтратної кислоти; 22 – 66,3 г барій сульфїду; 23 – 72,2 г кальцій гїдрогенсульфату; 24 – 23,6 г амонїй гїдроксиду; 25 – 44,6 г цинк гїдроксиду; 26 – 85,3 г калій сульфату; 27 – 44,9 г лїтїй гїдроксиду; 28 – 1,3 г карбонатної кислоти; 29 – 0,66 г сульфатної кислоти; 30 – 36,8 г нїтритної кислоти;

4) Визначте масу в г:

01 – 2 молей натрій хромату; 02 – 0,3 моля алюмїній сульфату; 03 – 3,4 моля кальцій карбонату; 04 – 6,3 моля алюмїній фосфату; 05 – 5,1 моля хром (III) дигїдроксохлориду; 06 – 3 молей калій сульфїту; 07 – 2,5 моля ферум (III) гїдросульфату; 08 – 3,2 моля амонїй нїтриту; 09 – 6 молей натрій хлориду; 10 – 2,8 моля кальцій нїтрату; 11 – 10 молей аргентум хромату; 12 – 7,3 моля купрум (II) гїдроксиду; 13 – 0,43 моля натрій силїкату; 14 – 3,8 моля магній гїдрогенсульфїду; 15 – 11,5 моля сульфїтної кислоти; 16 – 6,22 моля сїрководневої кислоти; 17 – 0,7 моля барій гїдроксиду; 18 – 3 молей алюмїній гїдрогенсульфату; 19 – 1,4 моля натрій гїдрогенкарбонату; 20 – 22 молей аргентум гїдроксиду; 21 – 1,8 моля нїтратної кислоти; 22 – 2,27 моля барій сульфїду; 23 – 1,3 моля кальцій гїдрогенсульфату; 24 – 2,9 моля амонїй гїдроксиду; 25 – 0,22 моля цинк гїдроксиду; 26 – 112 молей калій сульфату; 27 – 44 молей лїтїй сульфату; 28 – 39 молей карбонатної кислоти; 29 – 0,88 моля сульфатної кислоти; 30 – 5 молей нїтритної кислоти;

5) Скїльки еквівалентів вмішують:

01 – 10 г ферум (III) гїдроксиду; 02 – 20,3 г цинк гїдроксиду; 03 – 3,6 г плюмбум (II) бромїду; 04 – 22,8 г плюмбум (II) сульфату; 05 – 13 г сульфатної кислоти; 06 – 24 г барій гїдроксиду; 07 – 6,5 г натрій гїдроксиду; 08 – 28,6 г хлоридної кислоти; 09 – 52,1 г натрій карбонату; 10 – 21,2 г станум (IV) хлориду; 11 – 1,4 г води; 12 – 16,2 г алюмїній хлориду; 13 – 11,8 г фосфатної кислоти; 14 – 1,2 г кальцій хлориду; 15 – 15,3 г цинк оксиду; 16 – 6,2 г нїтратної кислоти; 17 – 2,41 г стронцій гїдроксиду; 18 – 14,5 г амонїй нїтрату; 19 – 25,5 г калій хромату; 20 – 22,9 г натрій сульфїту; 21 – 3,38 г барій сульфїду; 22 – 12,9 г калій сульфату; 23 – 28,2 г аргентум карбонату; 24 – 8,6 г нїкол (II) їодїду; 25 – 84 г натрій сульфїду; 26 – 7,9 г алюмїній сульфату; 27 – 25,2 г цинк нїтриту; 28 – 13,2 г магній хлориду; 29 – 2,7 г сульфур триоксиду; 30 – 3,5 г нїтроген дїоксиду.

б) Визначте молярну масу еквівалента та атомну масу двовалентного металу, якщо при з'єднанні m_1 г металу і хлору було одержано m_2 г солї. Молярна маса еквівалента хлору дорївнює 35,45 г/моль. Величини m_1 та m_2 вїдповїдно становлять:

01 – 2,16; 8,46	11 – 19,44; 76,14	21 – 24,48; 95,88
02 – 0,72; 2,86	12 – 20,88; 81,78	22 – 22,32; 87,42
03 – 25,2; 98,7	13 – 21,60; 84,60	23 – 18,72; 73,32
04 – 23,04; 90,24	14 – 9,36; 36,66	24 – 16,56; 64,86
05 – 17,28; 67,68	15 – 7,92; 31,02	25 – 13,68; 53,58
06 – 12,96; 50,76	16 – 10,08; 39,48	26 – 5,76; 22,56
07 – 7,20; 28,20	17 – 8,64; 33,84	27 – 6,48; 25,38
08 – 3,60; 14,10	18 – 14,40; 56,40	28 – 5,04; 19,74
09 – 20,16; 78,96	19 – 15,84; 62,04	29 – 4,32; 16,92
10 – 8,35; 32,46	20 – 15,12; 59,22	30 – 2,88; 11,28

7) Визначте молярну масу еквівалента металу, який знаходиться у з'єднанні з елементом, якщо відомо, що ця сполука вміщує A % елемента, молярна маса еквівалента якого E_m г/моль. Значення A та E_m для відповідних елементів дорівнюють:

01 – 06	– Сульфур; 48,04; 16
07 – 12	– Хлор; 79,78; 35,45
13 – 18	– Флуор; 45,24; 19
19 – 24	– Бром; 80; 80
25 – 30	– Іод; 94,84; 126,9.

8) Визначте об'єм, який займають при нормальних умовах:

01 – 36 г нітроген диоксиду; 02 – 4,9 г сірководневої кислоти; 03 – 42 г карбон (II) оксиду; 04 – 5 г водню; 05 – 2,3 г фтороводневої кислоти; 06 – 3,4 г кисню; 07 – 6,8 г азоту; 08 – 5,2 г нітроген (II) оксиду; 09 – 7,3 г гелію; 10 – 8,6 г аргону; 11 – 72 г сульфур триоксиду; 12 – 9,2 г сірководневої кислоти; 13 – 78 г амоніаку; 14 – 5,4 г карбон диоксиду; 15 – 5,8 г водню; 16 – 68 г сірководневої кислоти; 17 – 98 г гелію; 18 – 12 г нітроген диоксиду; 19 – 25г гідроген іодиду; 20 – 67 г гідроген броміду; 21 – 8 г сульфур диоксиду; 22 – 16 г ацетилену; 23 – 15 г азоту; 24 – 20 г кисню; 25 – 11,6 хлору; 26 – 18 г метану; 27 – 17 г нітроген оксиду; 28 – 25 г ксенону; 29 – 0,7 г нітроген (I) оксиду; 30 – 5 г карбон (II) оксиду.

Тема: Окисно-відновні реакції

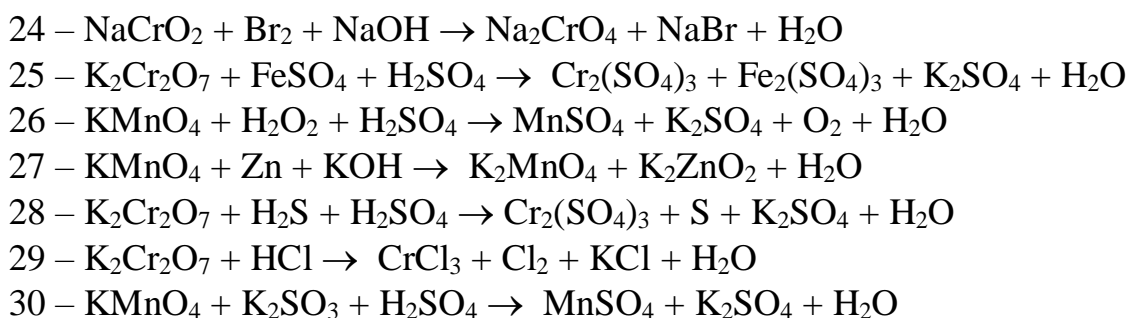
Завдання:

1. Окисником чи відновником є речовина:

01 – флуор	02 – кисисген	03 – бром
04 – іод	05 – сульфатна кислота	06 – сульфїтна кислота
07 – нїтратна кислота	08 – нїтратна кислота	09 – калїй перманганат
10 – калїй дїхромат	11 – натрїй хромат	12 – ферум (III) хлорид
13 – ферум (II) хлорид	14 – манган (IV) оксид	15 – сїрка
16 – водень	17 – сульфатна кислота	18 – сульфур (IV) оксид
19 – калїй сульфїт	20 – сульфїдна кислота	21 – калїй сульфїд
22 – хлоридна кислота	23 – калїй бромїд	24 – калїй нїтрит
25 – гїдроген пероксид	26 – нїтратна кислота	27 – цинк
28 – магнїй	29 – нїкель	30 – кальцїй.

2. Проставте коефїцїєнти в рївняннї реакцїї:

- 01 – $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 02 – $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 03 – $\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 04 – $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 05 – $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{ZnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 06 – $\text{Br}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 07 – $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
- 08 – $\text{HClO} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$
- 09 – $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 10 – $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 11 – $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 12 – $\text{KClO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 13 – $\text{I}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaIO} + \text{NaI} + \text{H}_2\text{O}$
- 14 – $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 15 – $\text{FeCl}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl}$
- 16 – $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 17 – $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 18 – $\text{KClO}_3 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 19 – $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 20 – $\text{KBrO}_3 + \text{KI} + \text{HBr} \rightarrow \text{KBr} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 21 – $\text{FeSO}_4 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 22 – $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 23 – $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Тема: Гальванічні процеси

Приклади розв'язування типових задач

Задача 1. Обчисліть електродний потенціал цинку, зануреного в розчин його солі, де концентрація іонів Zn^{2+} становить 0,01 моль/л.

Розв'язування. Обчислення електродного потенціалу робимо за рівнянням Нернста, а саме:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Zn}^{2+}].$$

З таблиці електрохімічного ряду значень напруги в металах стандартний електродний потенціал цинку $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$, тоді

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -0,76 - 0,059 = -0,819 \text{ В}.$$

Задача 2. Гальванічний елемент складається із свинцевого електрода, зануреного у 0,025 М розчину плюмбум (II) нітрату, ступінь дисоціації якого $\alpha_1 = 72 \%$, і магнієвого електрода, зануреного у 0,005 М розчину магній нітрату, ступінь дисоціації якого $\alpha_2 = 88 \%$. Обчисліть ЕРС цього елемента, запишіть рівняння електродних процесів та складіть його схему.

Розв'язування. Для визначення ЕРС елемента треба обчислити електродні потенціали. Значення стандартних електродних потенціалів беремо з таблиці напруг металів, тобто:

$$\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 = -0,13 \text{ В}, \quad \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,36 \text{ В}.$$

Визначаємо концентрації іонів Pb^{2+} і Mg^{2+} у розчинах солей таким чином:

$$[\text{Pb}^{2+}] = C_1 \alpha_1 k = 0,025 \cdot 0,72 \cdot 1 = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л};$$

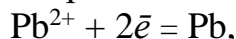
$$[\text{Mg}^{2+}] = C_2 \alpha_2 k = 0,005 \cdot 0,88 \cdot 1 = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}.$$

За рівнянням Нернста розраховуємо значення електродних потенціалів, а саме:

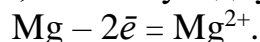
$$\begin{aligned} \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} &= \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Pb}^{2+}] = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 1,8 \cdot 10^{-2} = -0,13 - 0,05 = \\ &= -0,18 \text{ В}; \end{aligned}$$

$$\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Mg}^{2+}] = -2,36 + \frac{0,059}{2} \lg 4,4 \cdot 10^{-3} = -2,36 - 0,07 = -2,43 \text{ В.}$$

Оскільки $\varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} > \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}$, то в гальванічному елементі свинцевий електрод є катодом і на ньому триває процес відновлення:



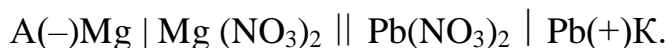
а магнієвий електрод є анодом, на якому відбувається процес окиснення:



Обчислюємо ЕРС елемента за наступною формулою:

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = \varphi_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} - \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -0,18 - (-2,43) = 2,25 \text{ В} > 0.$$

Схема даного елемента виглядає таким чином:



Завдання:

1. Розрахувати ЕРС і скласти хімічну схему гальванічного елемента, утвореного металевими електродами Me_1 і Me_2 , зануреними в розчини їх солей, що мають молярну концентрацію C_{M_1} і C_{M_2} та ступінь дисоціації $\alpha_1, \%$ і $\alpha_2, \%$ відповідно.

До кожного з варіантів завдання (відповідає номеру студентського прізвища в журналі академічної групи) використати такі значення параметрів C_{M_1}, α_1 і C_{M_2}, α_2 , що характеризують солі металів Me_1 і Me_2 відповідно:

01 – Cu; 0,001;	95	Ni; 0,1;	43
02 – Fe; 0,01;	88	Sn; 0,001;	95
03 – Cd; 0,1;	43	Co; 0,1;	43
04 – Pb; 0,001;	95	Ni; 0,01;	88
05 – Ag; 0,01;	85	Mg; 0,01;	66
06 – Zn; 0,01;	88	Co; 0,001;	87
07 – Cu; 0,01;	88	Ni; 0,1;	75
08 – Cd; 0,001;	87	Sn; 0,1;	75
09 – Ag; 0,001;	98	Co; 0,01;	66
10 – Mg; 0,1;	43	Fe; 0,1;	43
11 – Zn; 0,1;	75	Mg; 0,001;	87
12 – Fe; 0,001;	95	Zn; 0,001;	95
13 – Sn; 0,01;	88	Fe; 0,1;	42
14 – Cr; 0,1;	65	Ag; 0,01;	93
15 – Cu; 0,1;	43	Cd; 0,01;	66
16 – Ni; 0,001;	95	Cu; 0,01;	43
17 – Cd; 0,01;	66	Cr; 0,01;	65
18 – Ag; 0,01;	95	Sn; 0,01;	88

19 – Zn;	0,001;	95	Fe;	0,001;	95
20 – Fe;	0,1;	43	Zn;	0,1;	75
21 – Mg;	0,001;	87	Ag;	0,001;	98
23 – Sn;	0,1;	75	Cd;	0,001;	87
24 – Cu;	0,01;	88	Zn;	0,01;	88
25 – Ni;	0,1;	75	Ag;	0,1;	85
26 – Co;	0,001;	87	Cu;	0,01;	88
27 – Mg;	0,01;	66	Pb;	0,001;	96
28 – Ni;	0,01;	88	Cd;	0,1;	43
29 – Co	0,1;	43	Fe;	0,01;	88
30 – Sn;	0,001;	95	Cu;	0,001;	95

2. Визначити ЕРС, написати рівняння електродних реакцій, вказати напрямок руху електронів в електричному колі гальванічного елемента відповідно до одного з поданих нижче варіантів його хімічної схеми:

- 01 – Sn/SnSO₄ (0,01M; α = 43 %) // CdSO₄ (0,01M; α = 66 %) /Cd
- 02 – Ni/NiCl₂ (0,01M; α = 88 %) // FeSO₄ (0,1M; α = 48 %) /Fe
- 03 – Cu/CuSO₄ (0,001M; α = 87 %) // Pb(NO₃)₂ (0,1M; α = 75 %) /Pb
- 04 – Zn/ZnSO₄ (0,001M; α = 87 %) // AgNO₃ (0,1M; α = 85 %) /Ag
- 05 – Ag/AgNO₃ (0,01M; α = 93 %) // CuSO₄ (0,001M; α = 87 %) /Cu
- 06 – Ni/NiSO₄ (0,1M; α = 43 %) // ZnCl₂ (0,1M; α = 75 %) /Zn
- 07 – Mg/MgCl₂ (0,001M; α = 95 %) // FeCl₂ (0,01M; α = 88 %) /Fe
- 08 – Zn/ZnCl₂ (0,1M; α = 75 %) // MgSO₄ (0,1M; α = 43 %) /Mg
- 09 – Pb/Pb(NO₃)₂ (0,01M; α = 88 %) // Cu(NO₃)₂ (0,001M; α = 95 %) /Cu
- 10 – Sn/SnCl₂ (0,1M; α = 75 %) // AgNO₃ (0,001M; α = 98 %) /Ag
- 11 – Zn/ZnSO₄ (0,1M; α = 43 %) // CrCl₃ (0,1M; α = 65 %) /Cr
- 12 – Fe/FeSO₄ (0,01M; α = 65 %) // CuSO₄ (0,1M; α = 43 %) /Cu
- 13 – Cu/CuCl₂ (0,001M; α = 95 %) // SnCl₂ (0,01M; α = 88 %) /Sn
- 14 – Cd/CdSO₄ (0,01 M; α = 66 %) // CuSO₄ (0,001M; α = 87 %) /Cu
- 15 – Pb/Pb(NO₃)₂ (0,1M; α = 75 %) // NiCl₂ (0,01M; α = 88 %) /Ni
- 16 – Ag/AgNO₃ (0,1M; α = 85 %) // NiSO₄ (0,1M; α = 43 %) /Ni
- 17 – Cu/CuSO₄ (0,001M; α = 87 %) // MgCl₂ (0,001M; α = 95 %) /Mg
- 18 – Zn/ZnCl₂ (0,1M; α = 75 %) // Pb(NO₃)₂ (0,01M; α = 88 %) /Pb
- 19 – Fe/FeCl₂ (0,01M; α = 88 %) // SnCl₂ (0,1M; α = 75 %) /Sn
- 20 – Mg/MgSO₄ (0,1M; α = 43 %) // FeSO₄ (0,01M; α = 60 %) /Fe
- 21 – Cu/Cu(NO₃)₂ (0,001M; α = 95 %) // CdSO₄ (0,01M; α = 66 %) /Cd
- 22 – Sn/SnCl₂ (0,01M; α = 43 %) // Pb(NO₃)₂ (0,1M; α = 75 %) /Pb
- 23 – Cu/CuSO₄ (0,01M; α = 66 %) // ZnSO₄ (0,1M; α = 43 %) /Zn
- 24 – Cr/CrCl₃ (0,1M; α = 65 %) // MgCl₂ (0,001M; α = 95 %) /Mg
- 25 – Ni/NiCl₂ (0,1M; α = 75 %) // CuSO₄ (0,001M; α = 87 %) /Cu
- 26 – Sn/SnSO₄ (0,01M; α = 66 %) // AgNO₃ (0,1M; α = 85 %) /Ag

- 27 – Mg/MgSO₄ (0,001M; α = 87 %) // FeSO₄ (0,1M; α = 43 %) /Fe
 28 – Cu/Cu(NO₃)₂ (0,01M; α = 88 %) // CrCl₃ (0,1M; α = 65 %) /Cr
 29 – Fe/FeCl₂ (0,1M; α = 75 %) // Co(NO₃)₂ (0,001M; α = 95 %) /Co
 30 – Co/CoSO₄ (0,001M; α = 87 %) // Mg(NO₃)₂ (0,01M; α = 88 %) /Mg.

Тема: Електроліз

Приклади розв'язування типових задач

Задача 1. Через водний розчин нікель сульфату пропустили струм силою 8,0 А протягом 3,0 годин. Обчисліть кількість виділеного на катоді металу, якщо η(Ni)=100 %. Напишіть рівняння електродних реакцій з нерозчинним анодом.

Розв'язування. Згідно із першим законом Фарадея розраховуємо масу Ni, яка утворилась на катоді:

$$m(\text{Ni}) = \frac{M_{\text{ек}}(\text{Ni}) \cdot I \cdot t}{96500}$$

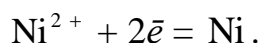
Підставляємо у формулу $I = 8,0 \text{ А}$, $t = 3 \cdot 3600 = 10800 \text{ с}$ та молярну масу еквівалента нікелю, яку обчислюємо таким чином:

$$M_{\text{ек}}(\text{Ni}) = 58,72 : 2 = 29,36 \text{ г/моль},$$

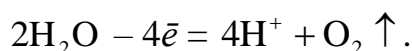
отримуємо шуканий результат, а саме:

$$m(\text{Ni}) = \frac{29,36 \cdot 8 \cdot 10800}{96500} = 26,29 \text{ г}.$$

Вихід за струмом η(Ni)=100 %, це означає, що на катоді триває відновлення лише катіонів нікелю, тобто:



На нерозчинному аноді відбувається електрохімічне окиснення води з виділенням кисню та утворенням кислого середовища в прианодному просторі, а саме:



Задача 2. При проходженні струму силою 2,5 А крізь розчин хлориду двовалентного металу за 30 хв на катоді виділилося 2,77 г металу, якщо η(Me)=100 %. Визначте, який це метал, запишіть рівняння електродних реакцій.

Розв'язання. Згідно з першим законом Фарадея визначаємо молярну масу еквівалента металу за такою формулою:

$$M_{\text{ек}}(\text{Me}) = \frac{m}{I t} = \frac{2,77 \cdot 96500}{2,5 \cdot 1800} = 59,4 \text{ г/моль}.$$

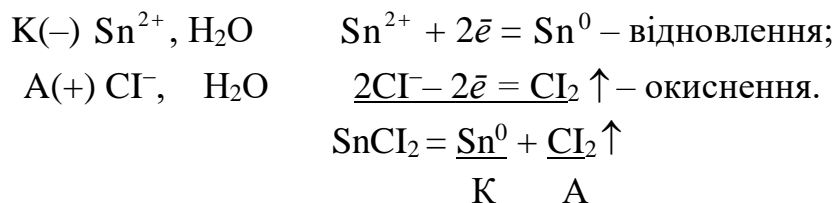
Молярну масу металу обчислюємо за такою формулою:

$$M(\text{Me}) = M_{\text{ек}}(\text{Me}) \cdot B = 59,4 \cdot 2 = 118,8 \text{ г/моль}$$

де B – валентність металу.

Тобто, на катоді виділилось олово (Sn).

Схема електролізу розчину SnCl_2 має такий вигляд:



Розв'язування. Згідно з першим законом Фарадея визначаємо молярну масу еквівалента металу за формулою:

$$M_{\text{ек}}(\text{Me}) = \frac{m F}{I t} = \frac{2,77 \cdot 96500}{2,5 \cdot 1800} = 59,4 \text{ г/моль.}$$

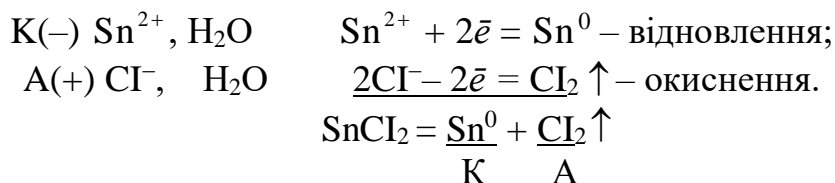
Молярну масу металу обчислюємо у такий спосіб:

$$M(\text{Me}) = M_{\text{ек}}(\text{Me}) \cdot B = 59,4 \cdot 2 = 118,8 \text{ г/моль}$$

де B – валентність металу.

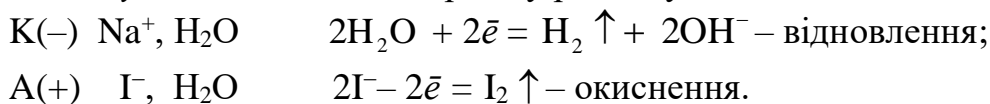
Тобто на катоді виділилось олово (Sn).

Схема електролізу розчину SnCl_2 має такий вигляд:



Задача 3. Крізь водний розчин натрій йодиду пропустили струм силою 2,5 А протягом чотирьох годин. Обчисліть об'єм газу, що виділяється на катоді за нормальних умов.

Розв'язування. Схема електролізу розчину NaI має такий вигляд:



$$V(\text{H}_2) = \frac{V_{\text{ек}}(\text{H}_2) I t}{F} = \frac{11,2 \cdot 2,5 \cdot 14400}{96500} = 4,18 \text{ л.}$$

Завдання:

1. Через водний розчин метал-нітрату пропустили 193000 Кл електричного струму. Розрахуйте кількість (г) виділеного на катоді одного з поданих нижче у варіантах завдання металу, якщо вихід за струмом $\eta(\text{Me}) = 100\%$.

01; 16 – купрум	08; 23 – бісмут
02; 17 – срібло	09; 24 – хром
03; 18 – цинк	10; 25 – манган
04; 19 – кадмій	11; 26 – залізо
05; 20 – ртуть	12; 27 – кобальт
06; 21 – олово	13; 28 – нікель
07; 22 – свинець	14; 29 – паладій
	15; 30 – платина

Напишіть рівняння реакцій, що проходять на нерозчинних електродах при електролізі водного розчину метал-нітрату.

2. Через водний розчин метал-хлориду пропустили струм силою I , А протягом t , год. Розрахувати кількість одного з поданих нижче у варіантах завдання металу, що виділяється на катоді, якщо вихід за струмом $\eta(\text{Me}) = 100\%$. Крім металів, подано також відповідні їм значення параметрів I і t .

01; 30 – хром;	2,0; 1,0	05; 26 – нікель;	3,0; 2,0
02; 29 – кобальт;	2,5; 2,0	06; 25 – паладій;	3,5; 3,0
03; 28 – залізо;	1,0; 3,0	07; 24 – платина;	4,0; 1,0
09; 22 – манган;	5,0; 3,0	12; 19 – ртуть;	6,5; 3,0
10; 21 – цинк;	5,5; 1,0	13; 18 – олово;	7,0; 1,0
11; 20 – кадмій;	6,0; 2,0	14; 17 – нікель;	7,5; 2,0
15; 16 – цинк	8,0; 3,0	04; 27 – кобальт	1,5; 1,0
08; 23 – мідь	4,5; 2,0		

Написати рівняння реакцій, які відбуваються на нерозчинних електродах під час електролізу водного розчину метал-хлориду.

3. Через водний розчин метал-хлориду пропустили струм силою I , А протягом t , год. Розрахувати об'єм газу, що виділяється на катоді за нормальних умов, скориставшись одним з варіантів завдання, де наведено назву металу та значення параметрів I і t відповідно, а саме:

01, 02, 03, 04 – натрій;	1,8; 1,5
05, 06, 07, 08 – барій;	2,4; 2,0
09, 10, 11, 12 – калій;	1,8; 2,4
13, 14, 15, 16 – кальцій;	2,0; 1,5
17, 18, 19, 20 – літій;	1,3; 8,0
21, 22, 23, 24 – берилій;	1,7; 5,0
25, 26, 27 – магній;	1,6; 6,0
28, 29, 30 – алюміній;	1,0; 4,3

Написати рівняння реакцій, що спостерігаються на нерозчинних електродах в процесі електролізу водного розчину метал-хлориду.

4. Скільки грамів H_2SO_4 утворилось при електролізі водного розчину електроліту K_2SO_4 поблизу нерозчинного анода, якщо за нормальних умов на аноді виділилося V л кисню. В обчисленнях скористатись одним з поданих нижче варіантів значення параметра V :

01 – 0,56	07 – 0,28	13 – 1,75	19 – 4,25	25 – 4,10
02 – 0,23	08 – 0,35	14 – 4,48	20 – 1,20	26 – 1,88
03 – 1,12	09 – 2,78	15 – 1,80	21 – 2,64	27 – 2,44
04 – 0,75	10 – 6,81	16 – 3,25	22 – 7,22	28 – 5,64
05 – 2,40	11 – 3,25	17 – 0,55	23 – 9,34	29 – 4,82
06 – 5,60	12 – 0,15	18 – 2,48	24 – 0,98	30 – 1,63

Написати рівняння реакцій, що спостерігаються на нерозчинних електродах під час електролізу водного розчину K_2SO_4 , а також сумарне рівняння процесу.

5. Унаслідок електролізу водного розчину KI на аноді виділилося m I_2 , (г) при виході за струмом η , %. Обчисліть об'єм водню, що виділився на катоді за нормальних умов, беручи до уваги один з поданих нижче варіантів значень показників m і η відповідно.

01 – 0,25; 90	11 – 7,50; 72	21 – 3,85; 72
02 – 0,50; 92	12 – 6,28; 90	22 – 8,25; 90
03 – 1,25; 95	13 – 8,45; 92	23 – 6,50; 92
04 – 1,50; 80	14 – 4,80; 90	24 – 4,25; 95
05 – 4,28; 82	15 – 4,25; 70	25 – 4,50; 77
06 – 3,45; 87	16 – 5,50; 75	26 – 8,28; 75
07 – 2,81; 70	17 – 6,25; 80	27 – 1,35; 78
08 – 3,25; 75	18 – 8,50; 81	28 – 1,74; 79
09 – 3,50; 90	19 – 9,28; 83	29 – 2,63; 80
10 – 6,25; 85	20 – 1,45; 85	30 – 3,90; 85

Написати рівняння реакцій, які мають місце на нерозчинних електродах унаслідок електролізу водного розчину KI , скласти сумарне рівняння процесу.

Тема: Корозія металів

Приклади розв'язування типових задач

Задача 1. Опишіть перебіг корозії мангану, що контактує з міддю в розчині хлоридної кислоти (середовище кисле). Складіть рівняння анодного та катодного процесів. Складіть схему утвореного при цьому корозійного елемента.

Розв'язання. Стандартні електродні потенціали міді та мангану мають такі значення: $\varphi_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 = -1,18 \text{ В}$; $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}$, в утвореному гальванічному елементі манган буде анодом, а мідь – катодом, тобто:

Анодний процес: $\text{Mn} - 2\bar{e} = \text{Mn}^{2+}$ – корозія.

Катодний процес: $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$ – воднева деполяризація.

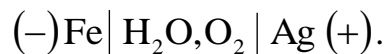
Схема корозійного елемента:



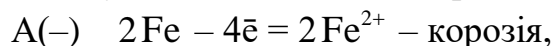
Задача 2. Визначте, які корозійні процеси відбуваються в нейтральному середовищі при пошкодженні срібного покриття, нанесеного на залізо.

Розв'язання. У місці пошкодження срібного покриття утворюється гальванічний елемент Ag/Fe, у якому анодом буде залізо ($\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$),

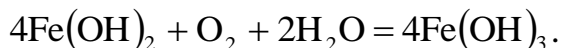
а катодом – срібло ($\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,80 \text{ В}$). Схема цього елемента має такий вигляд:



На електродах відбуваються такі хімічні реакції:



Утворений нерозчинений гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$ згодом окиснюється до $\text{Fe}(\text{OH})_3$ за такою реакцією:



Завдання:

1. Під час контакту цинку й міді у кислому середовищі на катоді протягом 30 хв виділилось 17 мл водню (н.у.). Який з металів і в якій кількості кородував за цей час?

2. Цинк і нікол знаходяться у контакті один з одним в кислому середовищі. Який з металів буде зазнавати впливу корозії?

3. Під час контакту двох металів нікола й срібла в кислому середовищі на катоді виділилось 20 мл водню (н.у.) протягом 17 хв. Який з металів і в якій кількості кородував? Чому дорівнювала в цьому випадку сила струму?

4. Дві залізні пластини, частково вкриті одна міддю, друга сріблом, знаходяться у вологому повітрі. Яка з цих пластин буде кородувати скоріше?

5. У розчин хлоридної кислоти занурили цинкову пластинку і подібну, але частково вкриту міддю. В якому випадку процес корозії цинку буде більш інтенсивним?

6. Залізо частково вкрили кадмієм. Що це за покриття – анодне чи катодне? Які процеси проходять при корозії у вологому повітрі?

7. Два метали бісмут та кадмій, що знаходяться в контакті один з одним, помістили в кисле середовище. Які корозійні процеси проходять у цьому випадку?

5. КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ ПРАКТИЧНИХ І ТЕСТОВИХ ЗАВДАНЬ

Робота оцінюється на **відмінно** (90–100/A), якщо студент використав відповідні джерела інформації, виявивши достатній обсяг знань і вмінь у якісному й повному висвітленні змісту індивідуальних контрольних завдань, до того ж було підтверджено засвоєння ним навчального матеріалу на рівні творчого використання; причому завдання виконано ретельно й самостійно, матеріал викладено в логічній послідовності, продемонстровано точність і чіткість мови, відсутні мовні помилки різного роду, а власні висновки студента відповідають темі завдання.

Робота заслуговує на оцінку **добре** (82–89/B), якщо студент залучив відповідні джерела інформації, показав достатній обсяг знань і вмінь у повному висвітленні змісту індивідуальних контрольних завдань; продемонстрував якість оформлення роботи, самостійність її виконання, точність і чіткість мови, при цьому в тексті роботи не було зафіксовано помилок, а власні висновки студента відповідають темі завдання.

Робота заслуговує на оцінку **добре** (74–81/C), якщо студент показав достатній обсяг знань і вмінь у самостійному виконанні контрольних завдань відповідно до навчальної програми, але при цьому в тексті роботи було зафіксовано лексичні огріхи, нечіткість мови.

Робота оцінюється на **задовільно** (64–73/D), коли в поданому студентом матеріалі, тобто, у відповідях на контрольні завдання виявлено змістові й лексичні огріхи, зміст роботи викладено не завжди чітко й логічно, відсутні посилання на інформаційні джерела, але студент виконав розрахунки та виявив знання й уміння в межах навчальної програми.

Робота оцінюється на **задовільно** (60–63/E) тоді, коли в поданому студентом матеріалі відповідей на контрольні завдання виявлено суттєві змістові й лексичні огріхи, а в тексті зафіксовано помилки різного роду, але студент виконав розрахунки і виявив знання й уміння в межах навчальної програми без достатнього їхнього логіко-аналітичного осмислення.

Робота заслуговує на оцінку **незадовільно** (35–59/FX) з можливістю її повторного виконання, якщо в поданому студентом матеріалі відповідей на контрольні завдання виявлено принципові змістові й лексичні помилки, суттєві відхилення від теми, при цьому потрібні розрахунки не проведено, тобто, студент не виявив певних знань і вмінь у межах навчальної програми.

ПЕРЕЛІК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Хімія: навч. посіб. / П.О. Єгоров, В.Д. Мешко та ін.; М-во освіти і науки України; Нац. гірн. ун-т. – Д.: НГУ, 2014.–263 с.
2. Фізична хімія : навч. посіб. / В.В. Кочубей, Н.О. Бутиліна, П.І. Топільницький, Ю.А. Раєвський; М-во освіти і науки України, Нац. ун-т «Львівська політехніка». – Львів : Львівська політехніка, 2008. – 112 с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія : навч. посіб. / В.І. Кириченко. – К. : Вища шк., 2005. – 639 с.
4. Загальна хімія : підруч. для студ. нехіміч. спец. вищ. навч. закл. / В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич, О.А. Голуб. – К.: Вища шк., 2009. – 471 с.
5. Неділько С.А. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи / С.А. Неділько, П.П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 397 с.
6. Рейтер Л.Г. Теоретичні розділи загальної хімії : підруч. для студ. вищ. навч. закл. /Л.Г. Рейтер, О.М. Степаненко, В.П. Басов. – К.: Каравела, 2006. – 303 с.
7. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студ. вищ. навч. закл./Н.В. Романова. – К.: Ірпінь, 2002. – 480 с.
8. Ластухін Ю.О., Органічна хімія : підруч. для вищ. навч. закладів. – 3-є вид. / Ю.О. Ластухін, С.А. Воронов; М-во освіти і науки України, – Львів : Центр Європи, 2009. – 868 с.
9. Загальна та неорганічна хімія : практикум / М.С. Слободяник, Н.В. Улько, К.М. Бойко, В.М. Самойленко. – К.: Либідь, 2004. – 336 с.
10. Цветкова Л.Б. Загальна хімія: теорія і задачі : навч. посіб. / Л.Б. Цветкова. – Львів: Магнолія, 2006, 2007. – Ч. 1. – 397 с.

Таблиця

Електрохімічний ряд значень напруги в металах (величини стандартних електродних потенціалів)

Метал	Електродна реакція	φ^0 , В	Метал	Електродна реакція	φ^0 , В
Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Li}$	-3,04	In	$\text{In}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{In}$	-0,34
Cs	$\text{Cs}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Cs}$	-2,93	Tl	$\text{Tl}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Tl}$	-0,33
K	$\text{K}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{K}$	-2,92	Co	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Co}$	-0,28
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Ba}$	-2,90	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Ni}$	-0,25
Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Sr}$	-2,89	Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Sn}$	-0,14
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Ca}$	-2,87	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Pb}$	-0,13
Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Na}$	-2,71	H	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{H}_2$	$\pm 0,00$
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Mg}$	-2,36	Sb	$\text{Sb}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{Sb}$	+0,20
Be	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Be}$	-1,85	Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{Bi}$	+0,23
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{Al}$	-1,66	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Cu}$	+0,34
Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Ti}$	-1,63	Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Ag}$	+0,80
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Mn}$	-1,18	Pd	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Pd}$	+0,83
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Zn}$	-0,76	Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Hg}$	+0,85
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{Cr}$	-0,74	Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Pt}$	+1,20
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Fe}$	-0,44	Au	$\text{Au}^+ + \bar{e} \Leftrightarrow \text{Au}$	+1,68
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \Leftrightarrow \text{Cd}$	-0,40	Pu	$\text{Pu}^{3+} + 3\bar{e} \Leftrightarrow \text{Pu}$	+2,03

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	3
1. ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ.....	4
2. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ВПЛИВУ ФІЗИКО ХІМІЧНИХ ФАКТОРІВ НА МЕТАЛЕВІ МАШИНОБУДІВНІ МАТЕРІАЛИ.....	5
2.1. Хімічні та електрохімічні фактори.....	5
2.2. Окисно-відновні реакції.....	5
2.3. Гальванічні процеси в системах контактних металів.....	7
2.4. Електролізні процеси.....	10
2.5. Корозія металів та її види.....	12
2.6. Методи захисту металів від корозії.....	15
3. ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З ДИСЦИПЛІНИ.....	18
Лабораторна робота № 1. Тема: Визначення молярної маси еквівалента металу	18
Лабораторна робота № 2. Тема: Окисно-відновні реакції.....	22
Лабораторна робота № 3. Тема: Електролізні процеси.....	24
Лабораторна робота № 4. Тема: Корозія металів і захист від неї.....	27
4. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ	30
4.1. Організаційні моменти виконання завдань.....	30
4.2. Варіанти завдань за темами.....	30
5. КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ РЕЗУЛЬТАТІВ ВИВЧЕННЯ ДИСЦИПЛІНИ.....	43
ПЕРЕЛІК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	44
Додаток.....	45

Светкіна Олена Юрїївна
Лисицька Світлана Майорівна

**ФІЗИКО-ХІМІЧНІ ФАКТОРИ ВПЛИВУ НА
МЕТАЛЕВІ МАШИНОБУДІВНІ МАТЕРІАЛИ**

Методичні рекомендації

до виконання лабораторних робіт та індивідуальних завдань до розділу
дисципліни «Фізико-хімія машинобудівних матеріалів»
студентами спеціальностей 131, 132, 133 у галузі знань «Механічна інженерія»

Редактор О.Н. Ільченко

Підп. до друку 16.06.2020. Формат 31 x 42/4.
Папір офсет. Ризографія. Ум. друк. арк. 2,7.
Обл.-вид. арк. 3,2. Тираж 20 пр. Зам.

НТУ «Дніпровська політехніка»
49005, м. Дніпро, просп. Д. Яворницького, 19.