



**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ДЕРЖАВНИЙ ЕКОНОМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ  
УНІВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТУ  
Кафедра «Екологія та безпека життєдіяльності»**

**Т. І. Висоцька**

**МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ  
ДО САМОСТІЙНОГО ВИВЧЕННЯ ТЕМ  
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»  
« ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ »  
ТА «ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ»**

*для студентів за напрямками підготовки бакалаврів  
технічних спеціальностей всіх форм навчання*

Київ 2017

УДК : 519.6.

**Висоцька Т. І.**

**Хімія:** Методичні рекомендації до самостійного вивчення тем «Окисно-відновні реакції», «Електрохімічні процеси» для студентів за напрямками підготовки бакалаврів 6.050202 «Автоматизація та комп'ютерно-інтегровані технології», 6.050702 «Електромеханіка», 6.070105 «Рухомий склад залізниць», 6.070101 «Транспортні технології (залізничний транспорт)», 6.070108 «Залізничні споруди та колійне господарство» всіх форм навчання. – К.: ДЕТУТ, 2017. – 55 с.

Методичні рекомендації до самостійного вивчення тем «Окисно-відновні реакції», «Електрохімічні процеси» для студентів усіх спеціальностей всіх форм навчання.

Дані методичні рекомендації містять детальний теоретичний матеріал із тем: «Окисно-відновні реакції», «Електродні потенціали», «Гальванічні елементи», «Електроліз», «Корозія».

Для закріплення матеріалу включено приклади розв'язування задач за цими темами та завдання для самостійного розв'язку, тестові завдання та питання до поточних контрольних робіт.

Мета методичних рекомендацій – допомогти студентам засвоїти вказані теми; за допомогою прикладів розв'язування задач, навчитися самостійно виконувати завдання.

Рекомендовані літературні джерела дають можливість студентам у разі необхідності відшукати додаткові матеріали з певних питань.

Методичні рекомендації з дисципліни «Хімія» розглянуті та затверджені на засіданні кафедри «Екологія та безпека життєдіяльності» (протокол № 7 від 24.02.17 р.) та засіданні методичної ради факультету «Управління залізничним транспортом» (протокол № 7 від 27.02.17 р.).

**Укладач:** *Т. І. Висоцька*, кандидат хімічних наук, доцент кафедри «Екологія та безпека життєдіяльності»

**Рецензенти:** *О. Ю. Тананайко*, кандидат хімічних наук, доцент кафедри «Аналітична хімія» Київського національного університету імені Тараса Шевченка;  
*Т. В. Пічкур*, кандидат історичних наук, доцент кафедри «Екологія та безпека життєдіяльності» Державного економіко-технологічного університету транспорту

## ЗМІСТ

|  | Стор. |
|--|-------|
| Зміст .....  | 3     |
| <i>Вступ</i> .....   | 4     |
| <b>Тема:</b> Окисно-відновні реакції .....                             | 5     |
| Визначення ступеня окиснення .....                                     | 6     |
| Складання рівнянь окисно-відновних реакцій .....                       | 8     |
| Типи окисно-відновних реакцій .....                                    | 10    |
| Вплив середовища на характер реакцій.....                              | 11    |
| Контрольні запитання, вправи і задачі.....                             | 13    |
| Додаткові завдання .....   | 16    |
| Тестові завдання до теми .....   | 18    |
| <br>   |       |
| <b>Тема:</b> Основи електрохімії .....                                 | 26    |
| Електродні потенціали .....  | 26    |
| Гальванічні елементи. Визначення стандартних потенціалів.....          | 28    |
| Значення стандартних потенціалів і напрям окисно-відновних реакцій ... | 31    |
| Контрольні запитання, вправи і задачі .....                            | 34    |
| <br>   |       |
| <b>Тема:</b> Корозія металів .....                                     | 36    |
| Захист металів від корозії .....                                       | 41    |
| Контрольні запитання, вправи і задачі.....                             | 45    |
| <br>   |       |
| <b>Тема:</b> Електроліз .....  | 48    |
| Контрольні запитання, вправи і задачі .....                            | 50    |
| <br>   |       |
| <i>Список літератури</i> .....   | 53    |
| <i>Додатки</i> .....   | 54    |

## ВСТУП

Хімія – одна з фундаментальних природничих дисциплін, яка вивчає матеріальний світ, закони його розвитку, хімічну форму руху матерії. Знання хімії потрібні для плідної творчої діяльності інженера будь-якого фаху. Вивчення хімії дає можливості одержати сучасне наукове уявлення про матерію і форми її руху; про речовину як один із видів рухомої матерії; про механізм перетворення хімічних сполук; про властивості технічних матеріалів і застосування хімічних процесів у сучасній техніці. Треба добре засвоїти основні закони і теорії хімії, опанувати техніку хімічних розрахунків, набути навичок самостійного виконання хімічних експериментів і узагальнення чинників, що спостерігаються.

Хімія є базою для багатьох напрямів розвитку промисловості і транспорту, оскільки такі суміжні дисципліни, як «Фізика», «Опір матеріалів», «Паливно-мастильні матеріали та їх використання», «Екологія та охорона навколишнього середовища», «Філософія» тощо, неможливо уявити без знання основних законів і закономірностей, що є предметом вивчення хімії. Тому майбутнім спеціалістам необхідно подати відповідні знання про будову речовин, процеси, які протікають у них, зміни, що відбуваються під час взаємодії різних хімічних сполук. Звичайно, під час організації навчально-виховного процесу викладач стикається з проблемою його методичного забезпечення.

Основний вид навчальних занять студентів – самостійна робота з навчальним матеріалом. У курсі хімії вона складається з таких елементів: вивчення дисципліни за підручниками і навчальними посібниками; виконання контрольних завдань; виконання лабораторного практикуму; індивідуальні консультації; відвідування лекцій; складання заліку з лабораторного практикуму; складання іспиту з усього курсу.

Курс хімії поділено на два модулі. У процесі вивчення курсу хімії студент повинен виконувати поточні контрольні роботи та дві модульні контрольні роботи.

Дані методичні рекомендації містять досить детальний теоретичний матеріал із тем: «Класи неорганічних сполук», «Розчини», «Гідроліз солей», «Комплексоутворення». Для закріплення матеріалу включено приклади розв'язування задач за цими темами, завдання для самостійного розв'язку та тестові завдання.

Мета методичних рекомендацій – допомогти студентам денної форми навчання засвоїти вказані теми; за допомогою прикладів розв'язування задач навчитися самостійно виконувати завдання.

Рекомендовані літературні джерела дають можливість студентам у разі необхідності відшукати додаткові матеріали з певних питань.

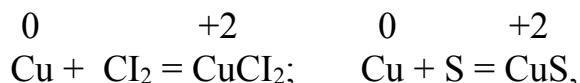
## МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ТА ЗАВДАННЯ

### Тема: ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Поняття «окиснення» і «відновлення» спочатку були прийняті в металургії. Окиснення пов'язувалося з реакціями перетворення металів в оксиди, а відновлення - з одержанням металів з оксидів. Наприклад,



Ця теорія, яка дістала назву «кисневої», не охоплювала реакцій, що відбуваються без участі кисню. На зміну «кисневій» теорії на початку ХХ століття прийшла більш загальна **електронна теорія** окиснення-відновлення. Так, у реакціях з іншими неметалами, наприклад, з хлором чи сіркою, так само як з киснем, ступінь окиснення купруму підвищується від 0 до +2:



тобто Купрум віддає електрони. Процес віддавання елементом електронів було названо **окисненням**. У реакції відновлення воднем Купрум приймає електрони і ступінь окиснення знижується від +2 до 0. Процес приєднання елементом електронів дістав назву **відновлення**.

Окиснення і відновлення нерозривно пов'язані між собою, оскільки в реакціях електрони переходять від одного атома до іншого. Якщо певний елемент відновлюється, він приймає електрони від іншого елемента, окиснюючи його, і щодо нього є окисником.

Отже, **окисником (або окиснювачем) називається елемент, який під час реакції приймає електрони і відновлюється, а відновником – елемент, який внаслідок реакції віддає електрони і окиснюється**. Так, у реакції з киснем, хлором, сіркою мідь виступає в ролі відновника, а зазначені неметали – окисниками. У реакції оксиду купруму (II) з воднем Купрум (II) є окисником, а Гідроген – відновником. Після перебігу реакції, тобто в продуктах, окисник знаходиться у відновленій формі, а відновник – у окисненій формі. Наприклад, для реакції оксиду купруму (II) з воднем металічна мідь – це відновлена форма окисника, а гідроген води – окиснена форма відновника.

Але не будь-який окисно-відновний процес є самоспроможним. Купрум може відновити Аргентум, взаємодіючи з розчином нітрату аргентуму (I), але не є достатньо сильним відновником, щоб вступити в аналогічну реакцію, наприклад, з нітратом цинку. Напряму перебігу окисно-відновної реакції, як і інших реакцій, можна визначити, обчислюючи зміну вільної енергії Гіббса. Але для окисно-відновних реакцій, що відбуваються в розчинах, більш просто і зручно визначати їх напрям, оцінюючи «силу» окисників і відновників за величинами електродних потенціалів.

## ВИЗНАЧЕННЯ СТУПЕНЯ ОКИСНЕННЯ

В окисно-відновних реакціях валентні електрони переходять від одних атомів до інших, внаслідок чого змінюються ступені окиснення елементів. Атоми окисника приймають електрони, і ступінь окиснення їх зменшується, атоми відновника віддають електрони, і ступінь окиснення їх зростає. Зміна ступеня окиснення відповідає числу відданих або прийнятих електронів.

При визначенні ступеня окиснення слід дотримуватись певних правил:

а) ступінь окиснення атомів у простих речовинах (Fe, O<sub>2</sub>, S) приймають рівним нулю;

б) ступінь окиснення одноатомного йона дорівнює його електричному заряду. Так, ступінь окиснення атомів металу в сполуках NaCl і K<sub>2</sub>S дорівнює +1, а хлору і сульфуру відповідно -1 і -2. **Ступінь окиснення вказують над символом елемента, знак («+» або «-») розміщують перед його чисельним значенням. На відміну від цього, заряд йона вказують зверху й праворуч від символа елемента, знак заряду йона – після його чисельного значення.** Наприклад, для сульфідіду калію позначення ступенів окиснення

+1 -2

елементів K<sub>2</sub>S, а зарядів йонів 2K<sup>+</sup> і S<sup>2-</sup>;

в) у сполуках з ковалентним характером зв'язку ступінь окиснення залежить від напрямку зміщення та кількості спільних електронних пар. При зміщенні однієї електронної пари на відповідних атомах виникають ступені окиснення +1 і -1, двох електронних пар – +2 і -2 тощо.

Якщо ж електронна пара зв'язує атоми одного й того самого елемента, зв'язок – неполярний і його не враховують, визначаючи ступінь окиснення. В такому випадку, так само, як і для одноатомних молекул, ступінь окиснення дорівнюватиме нулеві: Cl<sub>2</sub><sup>0</sup>; P<sub>4</sub><sup>0</sup> тощо.

$$+1 \quad x \quad -2$$



$$+1 + x - 2 \cdot 4 = 0$$

$$x = +7$$

$$+1 \quad x \quad -2$$



$$+1 \cdot 2 + x \cdot 4 - 2 \cdot 7 = 0$$

$$x = +3$$

$$+1 \quad x \quad -2$$



$$+1 \cdot 2 + x - 2 \cdot 4 = 0$$

$$x = +6$$

$$+1 \quad x \quad -2$$



$$+1 \cdot 2 + x \cdot 2 - 2 \cdot 7 = 0$$

$$x = +6$$

**Приклад.** Чи можуть відбуватися окисно-відновні реакції між такими речовинами: а)  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{HI}$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; в)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  і  $\text{HClO}_4$ ?

*Розв'язок:* а) ступінь окиснення в  $\text{H}_2\text{S}$   $n(\text{S}) = -2$ ; у  $\text{HI}$   $n(\text{I}) = -1$ . Оскільки і Сульфур (Сірка), і Йод знаходяться у своєму найнижчому ступені окиснення, то обидві речовини виявляють тільки відновні властивості й взаємодіяти одна з одною не можуть;

б) у  $\text{H}_2\text{S}$   $n(\text{S}) = -2$  (найнижча);  $\text{H}_2\text{SO}_3$   $n(\text{S}) = +4$  (проміжна). Отже, взаємодія цих речовин можлива, причому  $\text{H}_2\text{SO}_3$  у цьому випадку є окисником;

в) у  $\text{H}_2\text{SO}_3$   $n(\text{S}) = +4$  (проміжна); у  $\text{HClO}_4$   $n(\text{Cl}) = +7$  (найвища). Дані речовини можуть взаємодіяти. У цьому випадку  $\text{H}_2\text{SO}_3$  буде виявляти відновні властивості.

### СКЛАДАННЯ РІВНЯНЬ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Складати рівняння окисно-відновних реакцій і розставляти стехіометричні коефіцієнти рекомендується в такому порядку:

а) написати формули вихідних речовин і продуктів реакції, знайти елементи, які змінили ступінь окиснення, визначити, який елемент виконує роль окисника, який – роль відновника, до якого типу окисно-відновних реакцій можна віднести процес, що розглядається;

б) скласти електронний баланс, для чого визначити число електронів, що віддає відновник (ставиться як коефіцієнт перед окисником), і число електронів, яке приймає окисник (ставиться як коефіцієнт перед відновником). Ці коефіцієнти називають головними і, якщо можна, їх скорочують.

Головні коефіцієнти розставляють, як правило, у правій частині рівняння. Якщо окисники або відновники є багатоатомними молекулами простих речовин ( $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$  та ін.), а також якщо окисник і відновник входять до складу однієї і тієї самої молекули кінцевого продукту або один з них утворює кілька кінцевих продуктів, коефіцієнти треба починати розставляти в лівій частині рівняння.

Число електронів, які віддає відновник, і число електронів, які приймає окисник, розраховують не на атоми, а на молекули, що знаходяться у тій частині рівняння, яку вибрали для складання електронного балансу (для йонних рівнянь реакцій – на йони у вибраній частині рівняння);

в) зрівняти число атомів окисника, відновника, а також атомів інших елементів в обох частинах рівняння.

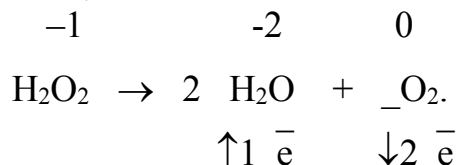
Розглянемо кілька прикладів.

**Приклад .** У реакції розкладу пероксиду гідрогену:



ступінь окиснення змінює тільки один елемент – Оксиген. До реакції він мав ступінь окиснення  $-1$ , після реакції: зменшився до  $-2$  в  $\text{H}_2\text{O}$  і збільшився до  $0$  в  $\text{O}_2$ . Отже, ця реакція є процесом самоокиснення – самовідновлення або диспропорціонування.

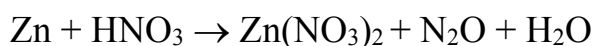
Оксиген молекули води прийняв (*стрілка вгору*) один електрон і є окисником. Оксиген, що потрапив у молекулу O<sub>2</sub>, віддав (*стрілка вниз*) в розрахунку на 2 атоми два електрони і є відновником. Головні коефіцієнти 2 і 1 ставимо в правій частині рівняння, де окисник і відновник відокремлені:



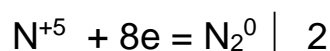
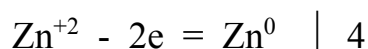
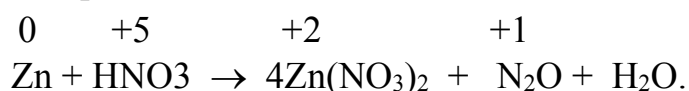
Далі треба зрівняти число атомів у правій і лівій частинах рівняння, для чого перед молекулою H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> ставимо коефіцієнт 2. Остаточно рівняння має такий вигляд (коефіцієнт 1 перед молекулою O<sub>2</sub> не ставиться):



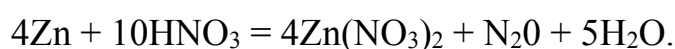
**Приклад.** У реакції цинку з розбавленою нітратною (азотною) кислотою:



Цинк окиснюється від 0 до +2 (відновник), Нітроген відновлюється від +5 до +1 (окисник). Це реакція міжмолекулярного окиснення-відновлення. Окисник і відновник відокремлені в обох частинах рівняння. Але не всі атоми нітрогену відновлюються: атоми нітрогену, що входять до складу Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, ступінь окиснення +5 не змінюють. Розрізнити атоми нітрогену, що змінили ступінь окиснення, і ті, що залишились у вихідному ступені окиснення, можна лише у **правій** частині рівняння, де й доцільно розставити головні коефіцієнти. Атом цинку віддає два електрони, а два атоми нітрогену молекули N<sub>2</sub>O приймають вісім електронів. Після скорочення (на 2) перед Zn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> треба поставити коефіцієнт 4, перед N<sub>2</sub>O лишається одиниця:



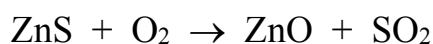
Далі зрівнюємо число атомів окисника і відновника в обох частинах рівняння. Для цього перед Zn ставимо коефіцієнт 4, перед HNO<sub>3</sub> – коефіцієнт 10. Оскільки зліва вийшло 10 атомів гідрогену, перед H<sub>2</sub>O ставимо коефіцієнт 5 і виконуємо перевірку за киснем, атомів якого зліва й справа має бути однаково. Остаточно рівняння має вигляд:



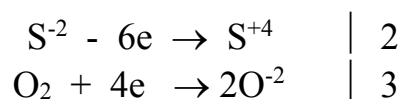
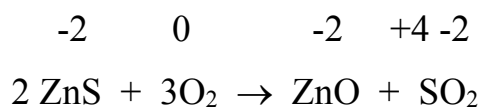
Корисно запам'ятати, що в реакціях металів з кислотами головні коефіцієнти треба розставляти у правій частині рівняння.

**Приклад.** У процесі випалювання сульфїду цинку:

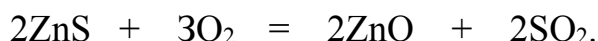




утворюються оксид цинку і сірчистий газ. Ступінь окиснення сульфуру змінюється від -2 до +4, а кисню – від 0 до -2. Сульфур віддає електрони і є відновником, Кисень приймає електрони і виступає в ролі окисника. Це реакція міжмолекулярного окиснення-відновлення. Основні коефіцієнти розставляємо в *лівій* частині рівняння, де є молекула простої речовини O<sub>2</sub>, а справа цей окисник потрапляє в два різних продукти. Атом сульфуру віддає шість електронів, тому перед киснем треба поставити коефіцієнт 6; Кисень в розрахунку на молекулу O<sub>2</sub> приймає чотири електрони, тому перед треба поставити коефіцієнт 4. Ці коефіцієнти скорочуються на 2, тому перед окисником і відновником – коефіцієнти, відповідно, 3 і 2:



Щоб зрівняти число атомів сульфуру і цинку, перед ZnO та SO<sub>2</sub> треба поставити коефіцієнти 2 і 2:



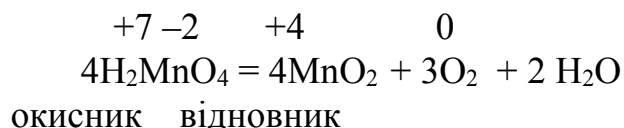
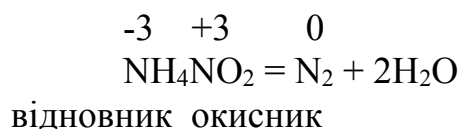
## ТИПИ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Залежно від того, до складу яких вихідних речовин входять окисник і відновник, окисно-відновні реакції можна поділити на три основних типи:

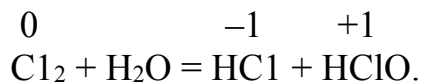
а) реакції **міжмолекулярного окиснення-відновлення (ММОВ)**, коли окисник і відновник входять до складу різних вихідних речовин:



б) реакції **внутрішньо молекулярного окиснення-відновлення (ВМОВ)**, коли окисник і відновник мають різні ступені окиснення, але входять до однієї і тієї ж молекули складної вихідної речовини:

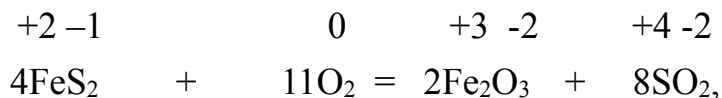


в) реакція *самоокиснення-самовідновлення (СС)*, коли окисник і відновник – атоми одного і того ж хімічного елемента входять до складу однієї і тієї ж вихідної речовини з однаковим ступенем окиснення:



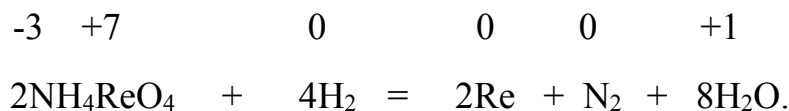
окисник відновник

Але бувають і складніші випадки окиснення-відновлення, наприклад, коли в реакції беруть участь два окисники і один відновник, два відновники і один окисник, наприклад:



відновник відновник окисник

або коли в одній реакції можна виділити різні типи окиснення-відновлення:



Відновник окисник відновник

Остання реакція одночасно є і внутрішньомолекулярним і міжмолекулярним окисненням-відновленням.

## ВПЛИВ СЕРЕДОВИЩА НА ХАРАКТЕР РЕАКЦІЙ

Реакції окиснення-відновлення можуть відбуватися у різних середовищах: у кислому (надлишок –  $\text{H}^+$  –іонів), нейтральному ( $\text{H}_2\text{O}$ ) і лужному (надлишок гідроксид–іонів  $\text{OH}^-$ ). Продукти реакції між двома речовинами залежно від середовища відрізняються. Середовище впливає на зміну ступенів окиснення атомів. Так, наприклад, іон  $\text{MnO}_4^-$  в кислому середовищі відновлюється до  $\text{Mn}^{2+}$  ( $\text{Mn} = +2$ ), в нейтральному – до  $\text{MnO}_2$  ( $\text{Mn} = +4$ ), а в лужному – до  $\text{MnO}_4^{2-}$  ( $\text{Mn} = +6$ ).

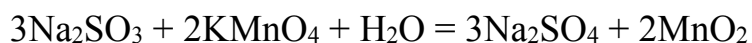
Зазвичай для створення у розчині кислого середовища використовують сірчану кислоту. Азотну і соляну кислоту застосовують рідко: перша сама є окисником, друга здатна окиснюватись. Для створення лужного середовища застосовують розчини гідроксидів калію або натрію.

Досліди по впливу середовища легко провести, взявши, наприклад, в ролі відновника розчин сульфїту натрію (або в сухому вигляді), а окисника – розчин перманганату калію. Складемо відповідні рівняння реакцій.

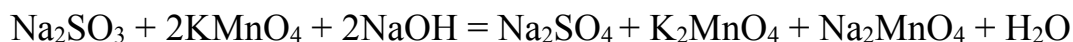
У кислому середовищі:



У нейтральному середовищі:



У сильнолужному середовищі:



На хід окисно-відновної реакції може впливати концентрація речовин середовища і температура. Так, реакція взаємодії хлору з водою при кімнатній температурі у присутності розведеного розчину лугу проходить з утворенням гіпохлоритів і хлоридів:



*При нагріванні до 100<sup>0</sup>C в присутності концентрованого розчину лугу та ж сама реакція проходить з утворенням хлоратів і хлоридів:*



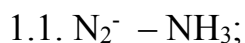
З розглянутих прикладів видно, що на напрямок і швидкість окисно-відновних реакцій впливають багато факторів: природа реагуючих речовин, характер середовища, концентрація, температура і деякі ін.

Окиснення і відновлення нерозривно зв'язані між собою, оскільки в реакціях електрони переходять від одного атома до іншого. Якщо певний елемент відновлюється, він приймає електрони від іншого елемента, окиснюючи його, і по відношенню до нього є окисником. Отже, **окисником називається елемент, який під час реакції приймає електрони і відновлюється, а відновником – елемент, який внаслідок реакції віддає електрони і окиснюється.** Після перебігу реакції, тобто в продуктах, окисник знаходиться у відновленій формі, а відновник – у окисненій формі.

Але не будь-який окисно-відновний процес є самоспроможним. Мідь може відновити срібло, взаємодіючи з розчином нітрату аргентуму (I), але не є достатньо сильним відновником, щоб вступити в аналогічну реакцію, наприклад, з нітратом цинку. Напрямок перебігу окисно-відновної реакції, як і інших реакцій, можна визначити, обчислюючи зміну вільної енергії Гіббса. Але для окисно-відновних реакцій, що відбуваються в розчинах, більш просто і зручно визначати їх напрям, оцінюючи «силу» окисників і відновників за величинами електродних потенціалів.

### Контрольні запитання, вправи і задачі

1: Вкажіть кількість електронів, відданих чи приєднаних атомами згідно з схемою. Які процеси, окиснення чи відновлення, мають місце в наведених схемах:



- 1.3.  $\text{HNO}_3 - \text{NO}$ ;
- 1.4.  $(\text{NH}_4)^+ - \text{NO}$ ;
- 1.5.  $(\text{NO}_3)^- - (\text{NH}_4)^+$ ;
- 1.6.  $\text{NH}_3 - \text{NO}_2$ ;
- 1.7.  $\text{N}_2 - \text{NO}$ ;
- 1.8.  $(\text{NO}_3)^- - \text{NH}_3$ ;
- 1.9.  $(\text{NO}_3)^- - (\text{NH}_4)^+$ ;
- 1.10.  $(\text{NO}_3)^- - \text{NO}_2$
- 1.11.  $(\text{NO}_3)^- - \text{N}_2\text{O}$ ;
- 1.12.  $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{S}^\circ$ ;
- 1.13.  $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{S}$ ;
- 1.14.  $\text{S}^\circ - (\text{SO}_4)^{2-}$ ;
- 1.15.  $\text{S}^\circ - \text{H}_2\text{S}$ ;
- 1.16.  $\text{H}_2\text{S} - \text{SO}_2$ ;
- 1.17.  $(\text{SO}_4)^{2-} - (\text{SO}_3)^{2-}$
- 1.18.  $\text{NO} - \text{NO}_2$ ;
- 1.19.  $\text{NH}_3 - \text{N}_2$ ;
- 1.20.  $\text{Fe}^\circ - \text{Fe}^{+3}$ ;
- 1.21.  $\text{Fe}^{+2} - \text{Fe}^\circ$ ;
- 1.22.  $\text{Fe}^{+2} - \text{Fe}^\circ$ ;
- 1.23.  $\text{O}_2 - \text{O}^{2-}$ ;
- 1.24.  $(\text{CrO}_4)^{2-} - \text{Cr}^{+3}$ ;
- 1.25.  $(\text{MnO}_4)^- - \text{Mn}^{+2}$ .

2. Спрогнозуйте окисно-відновні властивості елемента в сполуках, (відновник, окисник, окисник і відновник), визначивши його ступінь окиснення:

- 2.1. Сульфуру:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{Na}_2\text{S}$ .
- 2.2. Хрому:  $\text{Cr}$ ;  $\text{CrCl}_3$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .
- 2.3. Хлору:  $\text{KClO}$ ;  $\text{Cl}_2$ ;  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .
- 2.4. Мангану:  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ;  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ;  $\text{MnO}_2$ .
- 2.5. Фосфору:  $\text{PH}_3$ ;  $\text{HPO}_3$ ;  $\text{P}_2\text{O}_3$ .
- 2.6. Нітрогену:  $\text{N}_2\text{O}_5$ ;  $\text{NH}_3$ ;  $\text{HNO}_2$ .
- 2.7. Арсену:  $\text{As}_2\text{O}_5$ ;  $\text{Na}_3\text{AsO}_4$ ;  $\text{AsH}_3$ .
- 2.8. Хрому:  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .
- 2.9. Сульфуру:  $\text{FeS}$ ;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .
- 2.10. Хрому:  $\text{CrO}$ ;  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ;  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .
- 2.11. Мангану:  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ;  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ;  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .
- 2.12. Хрому:  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ;  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ;  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .
- 2.13. Хлору:  $\text{KClO}_3$ ;  $\text{HCl}$ ;  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ .
- 2.14. Сульфуру:  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{S}$ ;  $\text{K}_2\text{SO}_3$ .
- 2.15. Арсену:  $\text{As}_2\text{O}_3$ ;  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ;  $\text{As}_2\text{S}_5$ .
- 2.16. Нітрогену:  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;  $\text{HNO}_3$ .
- 2.17. Мангану:  $\text{MnSO}_4$ ;  $\text{KMnO}_4$ ;  $\text{MnO}_3$ .
- 2.18. Фосфору:  $\text{PCl}_5$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{PH}_3$ .
- 2.19. Феруму:  $\text{Fe}$ ;  $\text{FeCl}_2$ ;  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ .
- 2.20. Карбону:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $\text{C}$ .
- 2.21. Аргентуму:  $\text{AgNO}_3$ ;  $\text{Ag}$ ;  $\text{Ag}_2(\text{SO}_4)_3$ .
- 2.22. Плюмбуму:  $\text{PbO}_2$ ;  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{Pb}$ .

2.23. Хлору:  $\text{HClO}_4$ ;  $\text{NaCl}$ ;  $\text{Cl}_2\text{O}$ .

2.24. Сульфуру:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{S}$ ;  $\text{K}_2\text{S}$ .

2.25. Алюмінію:  $\text{Al}$ ;  $\text{AlCl}_3$ ;  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .

3. Спрогнозуйте можливість проходження ОВР між речовинами:

3.1.  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{HI}$ ;

3.2.  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

3.3.  $\text{H}_2\text{SO}_3$  і  $\text{HClO}_4$ ;

3.4.  $\text{NH}_3$  і  $\text{KMnO}_4$ ;

3.5.  $\text{HNO}_2$  і  $\text{HI}$ ;

3.6.  $\text{HCl}$  і  $\text{H}_2\text{Se}$ ;

3.7.  $\text{PH}_3$  і  $\text{HBr}$ ;

3.8.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  і  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;

3.9.  $\text{HNO}_3$  і  $\text{H}_2\text{S}$  ;

3.10.  $\text{P}$  і  $\text{HBrO}_3$ ;

3.11.  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  і  $\text{KClO}_3$ ;

3.12.  $\text{H}_4\text{AsO}_4$  і  $\text{KMnO}_4$ ;

3.13.  $\text{FeSO}_4$  і  $\text{KClO}_3$ ;

3.14.  $\text{AsH}_3$  і  $\text{HNO}_3$ ;

3.15.  $\text{MnSO}_4$  і  $\text{PbO}_2$ ;

3.16.  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{Cl}_2$ ;

3.17.  $\text{KMnO}_4$  і  $\text{KNO}_3$  ;

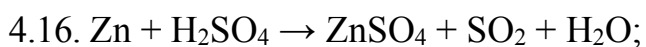
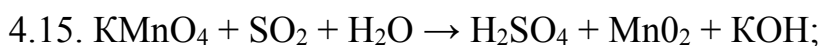
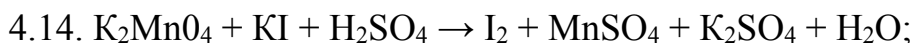
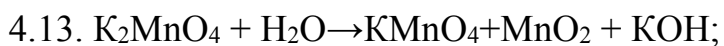
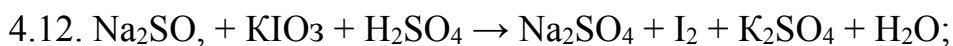
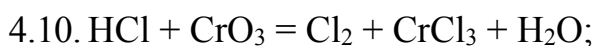
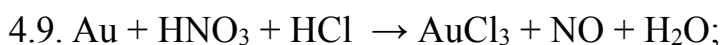
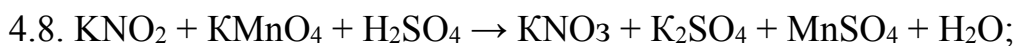
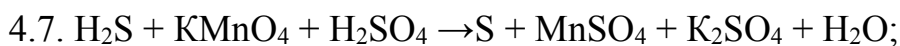
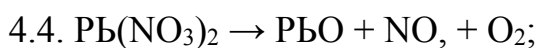
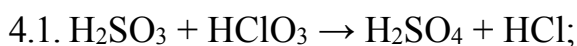
3.18.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  і  $\text{KI}$ ;

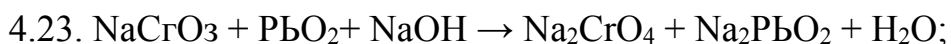
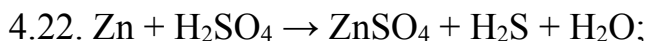
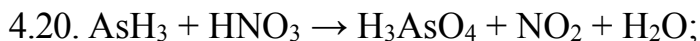
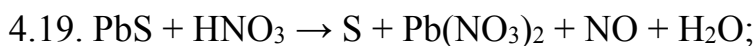
3.19.  $\text{KNO}_3$  і  $\text{KMnO}_4$ ;

3.20.  $\text{NaNO}_2$  і  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ;



4. Визначте тип ОВР і розставте коефіцієнти за методом електронного балансу:





Додаткові завдання:

1. Виходячи зі ступеня окиснення Хлору в сполуках  $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$  визначте, яка з них є тільки окисником, відновником і яка може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому?
2. Виходячи зі ступеня окиснення Фосфору в сполуках  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$  визначте, яка з них є тільки окисником, тільки відновником і яка може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому?
3. Виходячи зі ступеня окиснення Хрому, Йоду і Сульфуру (сірки) в сполуках  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KI}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , визначте, яка з них є тільки окисником, тільки відновником і яка може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому?
4. Чи можуть відбуватися окисно-відновні реакції між речовинами: а)  $\text{NH}_3$  і  $\text{KMnO}_4$ ; б)  $\text{HNO}_2$  і  $\text{HI}$ ; в)  $\text{HCl}$  і  $\text{H}_2\text{Se}$ ? Чому?
5. Чи можуть відбуватися окисно-відновні реакції між речовинами: а)  $\text{PH}_3$  і  $\text{HBr}$ ; б)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  і  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ; в)  $\text{HNO}_3$  і  $\text{H}_2\text{S}$ ? Чому?
6. За допомогою електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що проходить за схемою:  $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .
7. За допомогою електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що проходить за схемою:  $\text{Pb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ .
8. За допомогою електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що проходить за схемою:  
 $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
9. За допомогою електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що проходить за схемою:  
 $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .
10. За допомогою електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що проходить за схемою:  $\text{AsH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .



11. Реакція виражається схемою:  $P + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$ ;  
Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.  
Визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником; яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.
12. Реакція виражається схемою:  $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ .  
Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.  
Визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником; яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.
13. Реакція виражається схемою:  $\text{HNO}_3 + \text{Ca} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.  
Визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником; яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.
14. Реакція виражається схемою:  
 $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .  
Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.  
Визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником; яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.
15. Реакція виражається схемою:  $P + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$ ;  
Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.  
Визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником; яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.
16. Реакція виражається схемою:  
 $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .  
Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.  
Визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником; яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.
17. Реакція виражається схемою:  $\text{HNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.  
Визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником; яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.
18. Реакція виражається схемою:  
 $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ .  
Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.  
Визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником; яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.

19. Реакція виражається схемою:  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;  
Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.  
Визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником; яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.

20. Реакція виражається схемою:  
 $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .  
Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції.  
Визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником; яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.

### Тестові завдання по темі «Окисно-відновні реакції»

#### Варіант 1

| № | Питання   | Відповіді   |
|---|---|---|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Селену у сполуці<br>$\text{H}_2\text{SeO}_3$  | 1. -4<br>2. +3<br>3. +4<br>4. -2  |
| 2 | Який з наведених йонів може бути тільки окисником   | 1. $\text{H}_2$<br>2. $(\text{CrO}_4)^{2-}$<br>3. $\text{Se}^{-2}$<br>4. $\text{Cr}^{3+}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні:<br>$(\text{SO}_4)^{2-} \rightarrow \text{S}^0$ :                       | 1. -3e<br>2. +2e<br>3. +6e<br>4. -6e  |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{NaI} + \text{CoCl}_3 = \text{CoCl}_2 + \text{I}_2 + \text{NaCl}$ | 1. 15<br>2. 6<br>3. 19<br>4. 9  |

## Варіант 2

| № | Питання   | Відповіді  |
|---|---|--|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Мангану у сполуці<br>$K_2MnO_4$   | 1. +4<br>2. -3<br>3. +6<br>4. -2                     |
| 2 | Який з наведених йонів може бути тільки<br><br><i>відновником</i>   | 1. $S^0$<br>2. $Cl^{3+}$<br>3. $Mn^{4+}$<br>4. $F^-$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні:<br><br>$P^0 \rightarrow (PO_4)^{3-}$                                 | 1. +3e<br>2. -5e<br>3. -4e<br>4. +6e                 |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br><br>$MnO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + I_2 + H_2O;$ | 1. 15<br>2. 19<br>3. 9<br>4. 10                      |

## Варіант 3

| № | Питання  | Відповіді   |
|---|--|---|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Платини у<br>сполуці<br><br>$H_2PtCl_6$                  | 1. -4<br>2. -2<br>3. +4<br>4. +6                          |
| 2 | Який з наведених йонів може бути тільки<br><br><i>окисником</i>                      | 1. $Mn^{4+}$<br>2. $(NO_3)^-$<br>3. $Cl_2$<br>4. $S^{2-}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у<br>перетворенні:<br><br>$NH_3 \rightarrow (NO_3)^-$ | 1. +6e<br>2. -8e<br>3. +3e<br>4. -4e                      |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br><br>$P + HNO_3 + H_2O = H_3PO_4 + NO$  | 1. 18<br>2. 20<br>3. 23<br>4. 14                          |

### Варіант 4

| № | Питання  | Відповіді  |
|---|--|--|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Молібдену у сполуці<br>$\text{H}_2\text{MoO}_4$  | 1.-2<br>2.+6<br>3.+4<br>4.- 4  |
| 2 | Який з наведених йонів може бути як окисником, так і відновником   | 1. $(\text{NO}_3)^-$<br>2. $(\text{MnO}_4)^-$<br>3. $\text{H}_2^0$<br>4. $(\text{AsO}_4)^{3-}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні<br>$\text{Mn}^{2+} \rightarrow (\text{MnO}_4)^-$   | 1. -5e<br>2. +2e<br>3. -7e<br>4.+3e  |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = \text{Ag}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ | 1. 11<br>2. 5<br>3. 7<br>4. 15   |

### Варіант 5

| № | Питання  | Відповіді  |
|---|--|--|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Нітрогену у сполуці<br>$\text{KNO}_2$  | 1. +3<br>2. +2<br>3. +1<br>4. +4   |
| 2 | Який з наведених йонів може бути тільки відновником  | 1. $(\text{MnO}_4)^-$<br>2. $(\text{NO}_3)^-$<br>3. $\text{Pb}^{+4}$<br>4. $\text{N}^{3-}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні<br>$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$       | 1. +2e<br>2. -5e<br>3. +3e<br>4. -4e   |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ | 1. 8<br>2. 5<br>3. 9<br>4. 4   |

### Варіант 6

| № | Питання   | Відповіді   |
|---|---|---|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Хлору у сполуці<br>$\text{KClO}_3$  | 1. -4<br>2. +2<br>3. +5<br>4. -3  |
| 2 | Який з наведених іонів може бути тільки <i>окисником</i>  | 1. $\text{Se}^{2-}$<br>2. $(\text{SO}_4)^{-2}$<br>3. $(\text{SO}_3)^{-2}$<br>4. $\text{S}^{2-}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні<br>$(\text{ClO})^- \rightarrow \text{Cl}^-$   | 1. +1e<br>2. +2e<br>3. +3e<br>4. +4e  |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{Co} + \text{HNO}_3 = \text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | 1. 17<br>2. 23<br>3. 29<br>4. 32  |

### Варіант 7

| № | Питання  | Відповіді   |
|---|--|---|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Сульфуру у сполуці<br>$\text{Na}_2\text{SO}_4$   | 1. +6<br>2. +8<br>3. -3<br>4. +7  |
| 2 | Який з наведених іонів може бути <i>як окисником, так і відновником</i>  | 1. $\text{Se}^{2-}$<br>2. $\text{S}^0$<br>3. $\text{Al}^{3+}$<br>4. $\text{N}^{3-}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні<br>$(\text{NO}_3)^- \rightarrow \text{NO}$   | 1. +5e<br>2. -3e<br>3. +4e<br>4. +3e  |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | 1. 4<br>2. 6<br>3. 10<br>4. 15  |

### Варіант 8

| № | Питання   | Відповіді   |
|---|---|---|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Арсену у сполуці<br>$\text{H}_3\text{AsO}_4$  | 1. +8<br>2. +5<br>3. -3<br>4. +4  |
| 2 | Який з наведених іонів може бути тільки відновником   | 1. $\text{Ca}^{2+}$<br>2. $(\text{NO}_2)^{-1}$<br>3. $\text{S}^{-2}$<br>4. $\text{Co}^{3+}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні<br>$(\text{NO}_2)^{-1} \rightarrow (\text{NO}_3)^{-1}$  | 1. +1e<br>2. -5e<br>3. -2e<br>4. +2e  |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$ | 1. 6<br>2. 15<br>3. 21<br>4. 11   |

### Варіант 9

| № | Питання   | Відповіді  |
|---|---|--|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Селену у сполуці<br>$\text{K}_2\text{SeO}_4$  | 1. -4<br>2. +6<br>3. +4<br>4. -2   |
| 2 | Який з наведених іонів може бути тільки відновником   | 1. $\text{I}^{-1}$<br>2. $(\text{SO}_4)^{-2}$<br>3. $\text{Au}^{3+}$<br>4. $(\text{NO}_3)^{-}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні<br>$\text{NO} \rightarrow (\text{NO}_2)^{-}$                                | 1. -1e<br>2. +3e<br>3. -2e<br>4. +5e   |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HIO}_3 + \text{HCl}$ | 1. 8<br>2. 15<br>3. 24<br>4. 12  |

### Варіант 10

| № | Питання  | Відповіді   |
|---|--|---|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Хрому у сполуці<br>$\text{Na}_2\text{CrO}_4$   | 1. +7<br>2. -4<br>3. +6<br>4. -6  |
| 2 | Який з наведених йонів може бути окисником і відновником   | 1. $\text{Al}^{3+}$<br>2. $(\text{AsO}_4)^{-3}$<br>3. $(\text{AsO}_3)^{-3}$<br>4. $\text{S}^{2-}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні<br>$\text{N}^{5+} \rightarrow \text{N}^{2+}$   | 1. -3e<br>2. +2e<br>3. +3e<br>4. -5e  |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | 1. 8<br>2. 12<br>3. 10<br>4. 7  |

### Варіант 11

| № | Питання  | Відповіді  |
|---|--|--|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Нітрогену у сполуці<br>$\text{KNO}_2$  | 1. +3<br>2. +2<br>3. +1<br>4. +4   |
| 2 | Який з наведених йонів може бути тільки відновником  | 1. $(\text{MoO}_4)^{-1}$<br>2. $(\text{NO}_3)^{-1}$<br>3. $\text{Pb}^{4+}$<br>4. $\text{N}^{3-}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні<br>$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$       | 1. +2e<br>2. -5e<br>3. +3e<br>4. -4e   |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ | 1. 8<br>2. 5<br>3. 9<br>4. 4   |

### Варіант 12

| № | Питання   | Відповіді  |
|---|---|--|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Фосфору у сполуці<br>$\text{H}_3\text{PO}_4$  | 1. +4<br>2. +5<br>3. -5<br>4. -3   |
| 2 | Який з наведених йонів може бути і окисником і відновником  | 1. $(\text{SO}_4)^{-2}$<br>2. $(\text{NO}_3)^{-1}$<br>3. $(\text{NO}_2)^{-}$<br>4. $\text{Cl}^-$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні<br>$\text{Mn}^{2+} \rightarrow (\text{MnO}_4)^{-}$  | 1. -6e<br>2. +4e<br>3. -5e<br>4. +2e   |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{KBr} + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KBrO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ | 1. 8<br>2. 15<br>3. 26<br>4. 20  |

### Варіант 13

| № | Питання  | Відповіді   |
|---|--|---|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Мангану у сполуці<br>$\text{HMnO}_4$   | 1. +7<br>2. -2<br>3. +4<br>4. -1  |
| 2 | Який з наведених йонів може бути тільки відновником  | 1. $(\text{MoO}_4)^{-2}$<br>2. $\text{S}^{2-}$<br>3. $\text{Au}^{3+}$<br>4. $(\text{NO}_3)^{-}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні<br>$\text{P}^{3-} \rightarrow \text{P}^{5+}$   | 1. -5e<br>2. +6e<br>3. -8e<br>4. +8e  |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ | 1. 32<br>2. 25<br>3. 15<br>4. 43  |



### Варіант 14

| № | Питання  | Відповіді  |
|---|--|--|
| 1 | Визначити ступінь окиснення Броду у сполуці<br>$\text{KBrO}_3$   | 1. +5<br>2. -6<br>3. -3<br>4. +3   |
| 2 | Який з наведених йонів може бути тільки відновником  | 1. $(\text{AsO}_4)^{-3}$<br>2. $\text{Se}^{2-}$<br>3. $\text{O}_2$<br>4. $(\text{MnO}_4)^{-1}$ |
| 3 | Скільки електронів бере участь у перетворенні<br>$(\text{SeO}_3)^{-2} \rightarrow (\text{SeO}_4)^{-2}$                 | 1. +2e<br>2. -2e<br>3. +4e<br>4. -6e   |
| 4 | Чому дорівнює сумарний коефіцієнт реакції:<br>$\text{HI} + \text{HNO}_3 = \text{I}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ | 1. 24<br>2. 14<br>3. 9<br>4. 7   |

## **Тема: ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ**

### **ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ**

З теорії хімічного зв'язку відомо, що у вузлах кристалічної решітки металу містяться позитивно заряджені йони, між якими рухаються електрони провідності, названі «електронним газом». Якщо пластинку металу занурити у воду, полярні молекули води гідратують йони металу, які перебувають у зовнішньому шарі, і частково переводять їх у розчин. Метал при цьому заряджається негативно. Чим більше йонів металу переходить у розчин, тим більшим стає негативний заряд пластинки. Із збільшенням цього заряду і концентрації катіонів металу у розчині прискорюється зворотний процес – повернення йонів металу на пластинку. В результаті встановлюється рухома рівновага між окисненою і відновленою формами металу:



або спрощено:



Таким чином, здійснюється рівновага між окисненою ( $\text{Me}^{2+}$ ) та відновленою ( $\text{Me}$ ) формами елемента. У стандартній формі запису таких рівноваг окиснена форма елемента подається в лівій, а відновлена – в правій частинах рівняння:



Оскільки поверхня пластинки заряджена негативно, більшість гідратованих катіонів розташовується поблизу електрода, внаслідок чого створюється подвійний електричний шар, у якому відбувається постійний обмін катіонами металу між розчином і пластинкою

Цій рівновазі відповідає стрибок потенціалу, величина якого залежить від природи металу, сольватуючої здатності розчинника, концентрації йонів металу, температури тощо. Якщо метал занурити у воду, то концентрація йонів  $\text{Me}^{2+}$ , що перебувають у рівновазі з металом, є настільки малою, що її неможливо визначити аналітичними методами. Для того щоб концентрація цих йонів була відомою і сталою величиною, метал занурюють у розчин його солі з відомою концентрацією.

Електродний потенціал, виміряний у стандартних умовах (температура 298,15 К, тиск газоподібних речовин, які беруть участь у рівновазі, 101325 Па або 1 атм активна концентрація йонів – 1 моль/л), називається *стандартним електродним потенціалом*  $\varphi^0$ .

Чим більшою є концентрація йонів металу  $\text{Me}^{2+}$  у розчині, тим більше їх переходить на пластинку, потенціал якої стає позитивнішим. Істотно впливає на значення потенціалу і температура. Залежність електродного потенціалу від концентрації та температури визначається **формулою Нернста**:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{\text{ок}}}{a_{\text{відн}}} \quad (2)$$

де  $R$  – універсальна газова стала;  $T$  – температура;  $e$  – число електронів, що беруть участь в елементарному акті окиснення-відновлення;  $F$  – стала Фарадея;  $a_{\text{ок}}$  та  $a_{\text{відн}}$  – дійсні активні концентрації відповідно окисненої та відновленої форм елемента.

В стандартних умовах, коли  $a_{\text{ок}} = a_{\text{відн}} = 1$  моль/л,  $\varphi = \varphi^0$ . Якщо підставити значення  $R$  та  $F$ , відповідно  $8,314 \text{ Дж моль}^{-1} \text{ К}^{-1}$  та  $96485 \text{ Кл моль}^{-1}$ , і перейти від натуральних логарифмів до десяткових, то за температури  $298,15 \text{ К}$  формула Нернста матиме вигляд:

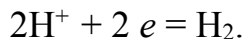
$$\varphi = \varphi^0 + 0,059/zF * \ln a_{\text{ок}} / a_{\text{відн}}; \quad (3)$$

$$\varphi = \varphi^0 + 0,059/z \lg a_{\text{ок}}/a_{\text{відн}}. \quad (4)$$

Для розглянутої вище рівноваги між металом та його катіонами у розчині активна концентрація твердої речовини – металу – є сталою і враховується в самій величині  $\varphi^0$ ,  $a_{\text{ок}}$  – це активна концентрація йонів металу  $a_{\text{Me}^{2+}}$  тому:

$$\varphi = \varphi^0 + 0,059/z \lg a_{\text{Me}^{2+}}. \quad (5)$$

У електродних рівновагах участь самого металу в процесі окиснення-відновлення не є обов'язковою. Електроди, які не беруть безпосередньої участі в окисно-відновному процесі й практично не надсилають власних йонів у розчин, називаються індиферентними, або інертними. У таких випадках на інертних електродах (платина, золото, графіт та ін.) здійснюється рівновага між окисненою і відновленою формами іншого елемента. Прикладом може бути **водневий електрод**. Він являє собою скляну посудину, заповнену розчином сульфатної кислоти, у який занурена платинова пластинка, вкрита шаром високопористої платинової черні. На пластинку подають газуватий водень під тиском  $1 \text{ атм}$ , який адсорбується на платині. Молекули водню можуть віддавати електрони платиновому носію, перетворюючись на йони  $\text{H}^+$ . Ці електрони додаються до електронного газу металу, змінюючи потенціал пластинки. Йони  $\text{H}^+$ , навпаки, можуть приймати електрони від цього носія, в результаті встановлюється рівновага:



якій відповідає певне значення електродного потенціалу. Таким чином, металічна пластина одночасно є носієм газуватого водню, каталізатором окисно-відновних процесів, провідником для підведення та відведення електронів.

**Таким чином, електрохімічний електрод – це гетерогенна система, в якій встановлюється рівновага між окисненою і відновленою формами елемента.**

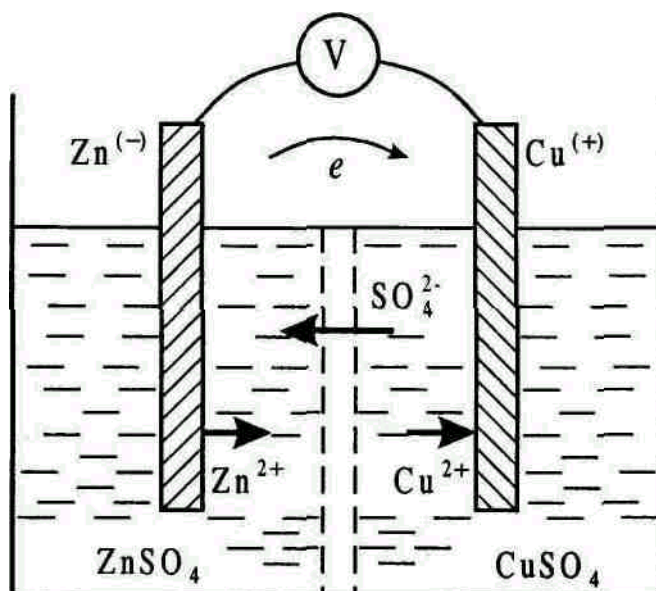
Досить часто в електродних процесах беруть участь молекули розчинника (води), а також йони  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$ , що визначають реакцію середовища.

## ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ. ВИЗНАЧЕННЯ СТАНДАРТНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ

**Гальванічні елементи** – це пристрої, в яких енергія окисно-відновних хімічних реакцій перетворюється на електричну. Як зазначалось, в окисно-відновних процесах відновник віддає електрони окиснику. Якщо даний процес відбувається під час безпосереднього контакту частинок окисника і відновника, енергія реакції перетворюється на теплову. У гальванічному ж елементі окисник і відновник розділені у просторі, а перехід електронів (перенос зарядів) здійснюється за допомогою металічного провідника, по якому відбувається спрямований рух електронів, тобто електричний струм.

Гальванічний елемент складається з двох електродів, один з яких виконує роль окисника, а інший – відновника. Ці електроди називають, відповідно, **катодом і анодом**. **На катоді відбувається процес відновлення окисника, на аноді – окиснення відновника.**

Як приклад розглянемо гальванічний елемент Даніеля–Якобі. Він складається з двох електродів – мідного та цинкового, в яких пластинка металу (Cu чи Zn) занурена в розчин, де знаходяться відповідні йони ( $Zn^{2+}$  та  $Cu^{2+}$ ). Контакт між розчинами, наприклад солей  $CuSO_4$  та  $ZnSO_4$ , здійснюється за допомогою електролітичного ключа, який, не допускаючи перемішування розчинів, забезпечує можливість спрямованого руху йонів з одного розчину в інший під дією електричного поля. Роль електролітичного ключа може виконувати пориста перегородка або розчин електроліту, наприклад  $KCl$ , до якого для підвищення в'язкості додають желатин чи якусь іншу високомолекулярну сполуку. Схему елемента показано на рис. 1.

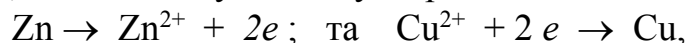


**Рис. 1. Схема мідно-цинкового гальванічного елемента**

При зануренні металу у відповідний розчин на електродах встановлюються рівноваги:



яким відповідають певні електродні потенціали. Ці потенціали різні, оскільки здатність віддавати електрони і переходити в розчин у цинку і міді неоднакова. Більш негативним є потенціал цинкового електрода. Тому, якщо мідну та цинкову пластинки з'єднати провідником першого роду, електрони рухатимуться з більш негативного цинкового електрода на мідний. Це призводить до того, що на цинковому електроді рівновага зміщується в бік утворення йонів  $Zn^{2+}$ , а на мідному – в бік утворення  $Cu$ :



Йони  $Cu^{2+}$ , відновлюються, атоми міді осідають на мідному електроді, а в розчині  $CuSO_4$  виникає деякий надлишок аніонів  $SO_4^{2-}$ . Цинковий електрод, окиснюючись (анодний процес), розчиняється, концентрація йонів  $Zn^{2+}$  у розчині  $ZnSO_4$  зростає, тобто виникає деякий надлишок цих йонів. Електричні заряди обох розчинів врівноважуються внаслідок спрямованого руху йонів через пористу перегородку (електролітичний ключ): йонів  $SO_4^{2-}$  з розчину  $CuSO_4$  у розчин  $ZnSO_4$  та йонів  $Zn^{2+}$  – у зворотному напрямі. Під час роботи в даному елементі відбувається реакція:



або в молекулярній формі:  $Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$ .

Замість рисунків гальванічні елементи прийнято позначати електрохімічними схемами. У цих схемах вертикальними лініями вказують границі розділу фаз, електролітичний ключ зображають подвійною вертикальною лінією, а в складі розчинів електролітів, з'єднаних електролітичним ключем, для спрощення наводять лише частинки, що беруть участь в окисно-відновних процесах. Зліва у схемі розташовують анод – негативний електрод (відновник), від якого по зовнішньому електричному ланцюгу (в електрохімічній схемі не наводять) електрони рухаються до катода – позитивного електрода (окисника), розташованого справа. Так, для мідно-цинкового гальванічного елемента електрохімічна схема має вигляд:



Максимальну різницю потенціалів електродів гальванічного елемента називають його *електрорушійною силою (ЕРС)*. Прямим вимірюванням різниці потенціалів за допомогою звичайного вольтметра можна дістати значення напруги  $U$ , яке менше, ніж  $ЕРС$ . Розбіжність  $ЕРС$  та напруги зумовлена тим, що в умовах проходження струму рівноваги на електродах зміщуються і величини електродних потенціалів дещо відрізняються від максимальних рівноважних значень. Крім того, треба враховувати омичне падіння напруги  $IR$ , що виникає за рахунок внутрішнього опору  $R$  елемента. Тому  $ЕРС$  вимірюють компенсаційним методом, коли струм, що проходить через елемент, наближається до нуля. Для цього до елемента підключають зовнішнє джерело протилежно напрямленого постійного струму. Змінюючи зовнішню напругу, ланцюг приводять до стану, коли сила струму в ньому дорівнює нулю. В цьому випадку напруга зовнішнього джерела струму, яку вимірюють точним вольтметром, дорівнює  $ЕРС$  гальванічного елемента. Для елемента Даніеля в стандартних умовах вона дорівнює 1,1 В.

Для гальванічних елементів, які працюють самочинно,  $EPC$  завжди має позитивні значення ( $EPC > 0$ ). Тому для визначення  $EPC$  (тобто різниці електродних потенціалів) від потенціалу позитивного електрода віднімають потенціал негативного, оскільки негативний електрод у гальванічному елементі віддає електрони і виступає як відновник, позитивний електрод приймає електрони і є окисником, отже:

$$EPC = \varphi_{\text{поз}} - \varphi_{\text{нег}} = \varphi_{\text{ок}} - \varphi_{\text{відн}}. \quad (6)$$

Звідси випливає важливе правило визначення напряму перебігу окисно-відновних реакцій: **процес відбувається самочинно** тільки в тому разі, **коли окисник має більш позитивний потенціал, ніж відновник**, тобто коли  $EPC$  відповідного гальванічного елемента більша від нуля.

Рівняння (12.4) можна використати для визначення електродних потенціалів. Дійсно, для цього треба визначити  $EPC$  гальванічного елемента, одним електродом якого є вимірюваний, а другим – електрод з відомим потенціалом. Оскільки абсолютні значення електродних потенціалів невідомі, була прийнята **воднева шкала**, відповідно до якої потенціали визначають відносно водневого електрода. **Потенціал водневого електрода за стандартних умов прийнято вважати рівним нулю.**

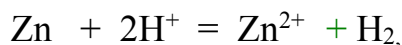
Так, для вимірювання потенціалу цинкового електрода треба в стандартних умовах визначити  $EPC$  гальванічного елемента, одним з електродів якого є цинковий, а іншим – водневий:



За певних значень потенціалів на них встановлюються рівноваги:

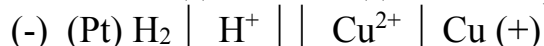


причому більш негативне значення має цинковий електрод. Тому саме він після замикання електричного кола віддає електрони в зовнішній ланцюг і виступає як відновник:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + e$ . Електрони рухаються по зовнішньому ланцюгу до більш позитивного водневого електрода, де відновлюють йони  $\text{H}^+$  які виступають у ролі окисника:  $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$ . Таким чином, електричний струм у цьому гальванічному елементі виникає внаслідок перебігу окисно-відновної реакції:



яка складається з двох наведених вище напівреакцій, що відбуваються на електродах. Значення  $EPC$  такого елемента в стандартних умовах дорівнює 0,76 В, тобто  $\varphi_{\text{ок}} - \varphi_{\text{відн}} = 0,76$  В. Оскільки потенціал водневого електрода (окисника) прийнято рівним нулю, потенціал цинкового електрода (відновника) дорівнює  $-0,76$  В.

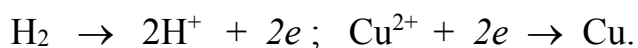
У гальванічному елементі з водневим і мідним електродами



на електродах встановлюються рівноваги:



причому у цьому випадку більш негативний потенціал має водневий електрод. Тому під час роботи елемента цей електрод є відновником, а мідний – окисником:



$E_{PC}$  такого елемента за стандартних умов дорівнює 0,34 В, тобто  $\varphi_{\text{ок}} - \varphi_{\text{відн}} = 0,34 \text{ В}$ , звідки  $\varphi_{\text{ок}}$  (стандартний потенціал мідного електрода) дорівнює +0,34 В.

На практиці потенціали електродів вимірюють не відносно водневого, а відносно інших, більш зручних для користування електродів, значення потенціалів яких відносно водневого відомі. Прикладом такого електрода є хлор-срібний ( $\text{Ag}|\text{AgCl},\text{Cl}$ ), потенціал якого за стандартних умов складає +0,2222 В.

Числові значення стандартних електродних потенціалів зведено у відповідні таблиці (табл. 1)

**Таблиця 1. Стандартні електродні потенціали**

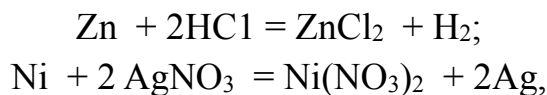
| Відновлена форма     | Окиснена форма        | Електродна реакція                         | $\varphi^0_x, \text{В}$ |
|----------------------|-----------------------|--|-------------------------|
| Li                   | Li                    | $\text{Li}^+ + e = \text{Li}$              | -3,04                   |
| K                    | $\text{K}^+$          | $\text{K}^+ + e = \text{K}$                | -2,92                   |
| Ba                   | $\text{Ba}^{2+}$      | $\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$          | -2,90                   |
| Ca                   | $\text{Ca}^{2+}$      | $\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$          | -2,87                   |
| Na                   | $\text{Na}^+$         | $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$              | -2,81                   |
| Mg                   | $\text{Mg}^{2+}$      | $\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$          | -2,34                   |
| Al                   | $\text{Al}^{3+}$      | $\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$          | -1,66                   |
| Mn                   | $\text{Mn}^{2+}$      | $\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$          | -1,18                   |
| Zn                   | $\text{Zn}^{2+}$      | $\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$          | -0,76                   |
| Cr                   | $\text{Cr}^{3+}$      | $\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$          | -0,71                   |
| Fe                   | $\text{Fe}^{2+}$      | $\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$          | -0,44                   |
| Co                   | $\text{Co}^{2+}$      | $\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$          | -0,28                   |
| Ni                   | $\text{Ni}^{2+}$      | $\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$          | -0,25                   |
| Sn                   | $\text{Sn}^{2+}$      | $\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$          | -0,14                   |
| Pb                   | $\text{Pb}^{2+}$      | $\text{Pb} + 2e = \text{Pb}$               | -0,13                   |
| <b>H<sub>2</sub></b> | <b>2H<sup>+</sup></b> | <b>2H<sup>+</sup> + 2e = H<sub>2</sub></b> | <b>0,00</b>             |
| Cu                   | $\text{Cu}^{2+}$      | $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$          | +0,34                   |
| Ag                   | $\text{Ag}^+$         | $\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$              | +0,80                   |
| Hg                   | $\text{Hg}^+$         | $\text{Hg}^+ + e = \text{Hg}$              | +0,85                   |
| Au                   | $\text{Au}^{3+}$      | $\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$          | +1,42                   |

### ЗНАЧЕННЯ СТАНДАРТНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ І НАПРЯМ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Кожний із вказаних у табл.1 потенціалів відповідає рівновазі між окисненою і відновленою формами елемента. Окиснена форма елемента може приймати електрони і в реакціях виступати в ролі окисника; відновлена форма того ж елемента – віддавати електрони, тобто бути відновником. Відновна

здатність (тобто здатність віддавати електрони) відновленої форми елементів тим вища, чим більше негативне значення має відповідний електродний потенціал. Окисні ж властивості окиснених форм елементів, навпаки, зростають зі зміщенням потенціалів у область позитивних значень. У таблицях електродні рівноваги розташовані в порядку зростання значень потенціалів. З наведених у табл.1 даних для рівноваг у водних розчинах видно, що найсильнішим відновником є металічний літій, найсильнішим окисником – йон  $\text{Li}^+$ , найсильнішим окисником – фтор, а найслабшим відновником, відповідно, йон  $\text{F}^-$ .

Якщо із загальної таблиці стандартних окисно-відновних потенціалів виділити рівноваги металів з їх катіонами ( $\text{Me}^{2+} + ze = \text{Me}$ ), дістанемо **ряд активності металів** або ряд напруг. Напрямок реакцій заміщення за участю металів залежить від їх положення в ряду активності. Дійсно, якщо розглянути, наприклад, такі реакції:



можна дійти висновку, що метал, який заміщує водень у кислоті або витискує інший метал із солі, виступає як відновник. Тому метал, який має більш негативний потенціал, може виступати відновником і витискувати із солі інший метал, який має більш позитивний потенціал. Аналогічний висновок можна зробити для реакцій металів з кислотами: **усі метали, які мають негативні потенціали, витискують водень із кислот.**

Користуючись таблицею окисно-відновних потенціалів, можна обчислювати ЕРС гальванічних елементів за стандартних умов. Наприклад, для описаного вище елемента Даніеля, у якому окисником є мідний ( $\phi^0 = +0,34\text{В}$ ), а відновником – цинковий ( $\phi^0 = -0,76\text{В}$ ) електроди,

$$EPC = \phi_{\text{ок}} - \phi_{\text{від}} = 0,34 - (-0,76) = 1,1\text{ В}.$$

Для цинк-магнієвого гальванічного елемента:



цинковий електрод, який має більш позитивний потенціал, виступає в ролі окисника:  $\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$  ( $\phi_{\text{ок}} = -0,76\text{В}$ ), а магнієвий електрод – у ролі відновника:  $\text{Mg} = \text{Mg}^{2+} + 2e$  ( $\phi_{\text{від}} = -2,34\text{В}$ ). У цьому випадку:

$$EPC = \phi_{\text{ок}} - \phi_{\text{від}} = -0,76 - (-2,34) = 1,58\text{ В}.$$

Таблиця окисно-відновних потенціалів дає можливість судити про напрям перебігу окисно-відновних реакцій у водних розчинах за стандартних умов. Як уже зазначалось, в окисно-відновних процесах електрони переходять від відновника до окисника, тому відновник повинен мати більш негативний потенціал, ніж окисник, і різниця потенціалів окисника й відновника (ЕРС) має бути більшою від нуля.

**Приклад 1.** Стандартний електродний потенціал ніколу більше, ніж кобальту (табл. 2.). Чи зміниться це співвідношення, якщо виміряти потенціал



ніколу в розчині його іонів із концентрацією 0,001 моль/л, а потенціал кобальту – у розчині з концентрацією 0,1 моль/л?

*Розв'язок.* Електродний потенціал металу ( $\phi$ ) залежить від концентрації його іонів у розчині. Ця залежність виражається рівнянням Нернста: 0,059

$$\phi = \phi^0 - \frac{0,059}{n} \lg C$$

де  $\phi^0$  – стандартний електродний потенціал;  $n$  – кількість електронів, що беруть участь у процесі;  $C$  – концентрація (при точних обчисленнях – активність) гідратованих іонів металу в розчині, моль/л;  $\phi^0$  для ніколу і кобальту відповідно рівні -0,25 і -0,277 В. Визначимо електродні потенціали цих металів за даних в умові концентрацій:

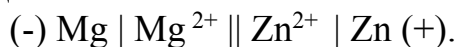
$$\phi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-3} = -0,339 \text{ В,}$$

$$\phi_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,277 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = -0,307 \text{ В.}$$

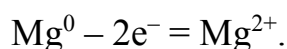
Таким чином, при концентрації, що змінилася, потенціал кобальту став більшим за потенціал ніколу.

**Приклад 2.** Складіть схему гальванічного елемента, у якому електродами є магнієва і цинкова пластинки, занурені в розчини їхніх іонів з активною концентрацією 1 моль/л. Який метал є анодом, який катодом? Напишіть рівняння окисно-відновлювальної реакції, що протікає в цьому гальванічному елементі та обчисліть його ЕРС.

*Розв'язок.* Схема даного гальванічного елемента



Вертикальна лінійка позначає границю розділу між металом і розчином, а дві лінійки – межу поділу двох рідких фаз – пористу перегородку (або з'єднувальну трубку, заповнену розчином електроліту). Магній має менший потенціал (- 2,37 в) і є анодом, на якому протікає окисний процес:



Цинк, потенціал якого 0,763 В, – катод, тобто електрод, на якому протікає відновлювальний процес:

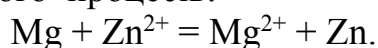


**Таблиця 2. Стандартні електродні потенціали ( $E^\circ$ ) деяких металів**

(ряд напруг)

| Електрод             | $E^\circ$ , В | Електрод                           | $E^\circ$ , В |
|----------------------|---------------|------------------------------------|---------------|
| Li <sup>+</sup> /Li  | - 3,045       | Cd <sup>2+</sup> /Cd               | - 0,403       |
| Rb <sup>+</sup> /Rb  | - 2,925       | Co <sup>2+</sup> /Co               | - 0,277       |
| K <sup>+</sup> /K    | - 2,924       | Ni <sup>2+</sup> /Ni               | - 0,25        |
| Cs <sup>+</sup> /Cs  | - 2,923       | Sn <sup>2+</sup> /Sn               | - 0,136       |
| Ba <sup>2+</sup> /Ba | - 2,90        | Pb <sup>2+</sup> /Pb               | - 0,127       |
| Ca <sup>2+</sup> /Ca | - 2,87        | Fe <sup>3+</sup> /Fe               | - 0,037       |
| Na <sup>+</sup> /Na  | - 2,714       | 2H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub>    | - 0,000       |
| Mg <sup>2+</sup> /Mg | - 2,37        | Sb <sup>3+</sup> /Sb               | + 0,20        |
| Al <sup>3+</sup> /Al | - 1,70        | Bi <sup>3+</sup> /Bi               | + 0,215       |
| Ti <sup>2+</sup> /Ti | - 1,603       | Cu <sup>2+</sup> /Cu               | + 0,34        |
| Zr <sup>2+</sup> /Zr | - 1,58        | Cu <sup>+</sup> /Cu                | + 0,52        |
| Mn <sup>2+</sup> /Mn | - 1,18        | Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> /2Hg | + 0,79        |
| V <sup>2+</sup> /V   | - 1,18        | Ag <sup>+</sup> /Ag                | + 0,80        |
| Cr <sup>2+</sup> /Cr | - 0,913       | Hg <sup>2+</sup> /Hg               | + 0,85        |
| Zn <sup>2+</sup> /Zn | - 0,763       | Pt <sup>2+</sup> /Pt               | + 1,19        |
| Cr <sup>3+</sup> /Cr | - 0,74        | Au <sup>3+</sup> /Au               | + 1,50        |
| Fe <sup>2+</sup> /Fe | - 0,44        | Au <sup>+</sup> /Au                | + 1,70        |

Рівняння окисно-відновної реакції, що характеризує роботу даного гальванічного елемента, можна одержати, склавши електронні рівняння анодного і катодного процесів:



Для визначення ЕРС гальванічного елемента із потенціалу катода слід відняти потенціал анода. Оскільки концентрація іонів у розчині дорівнює 1 моль/л, то ЕРС елемента дорівнює різниці стандартних потенціалів двох його електродів:

$$\text{ЕРС} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} - E^\circ_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -0,763 - (-2,37) = 1,607 \text{ В}.$$

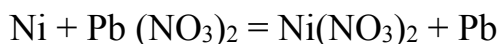
### Контрольні запитання, вправи і задачі

- 1.1. У дві посудини з блакитним розчином мідного купоросу занурили в першу – цинкову пластинку, а в другу – срібну. У якій посудині колір розчину поступово зникає? Чому? Складіть електронні молекулярні рівняння відповідної реакції.
- 1.2. Збільшиться, зменшиться чи залишиться без зміни маса цинкової пластинки при взаємодії її з розчинами: а) CuSO<sub>4</sub>; б) MgSO<sub>4</sub>; в) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>? Чому? Складіть електронні і молекулярні рівняння відповідних реакцій.

- 1.3. Збільшиться, зменшиться чи залишиться без зміни маса кадмієвої пластинки при взаємодії її з розчинами: а)  $\text{AgNO}_3$ ; б)  $\text{ZnSO}_4$ ; в)  $\text{NiSO}_4$ ? Чому? Складіть електронні і молекулярні рівняння відповідних реакцій.
- 1.4. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС мідно-кадмієвого гальванічного елемента, у якому  $[\text{Cd}^{2+}] = 0,1$  моль/л;  $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$  моль/л.
- 1.5. Складіть схему двох гальванічних елементів, в одному з яких мідь була б катодом, а в іншому – анодом. Напишіть для кожного з цих елементів електронні рівняння реакцій, що відбуваються на катоді й на аноді.
- 1.6. Який гальванічний елемент називається концентраційним? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається із срібних електродів, занурених: перший у 0,01 н., а другий у 0,1 н. розчину  $\text{AgNO}_3$ .
- 1.7. За яких умов працюватиме гальванічний елемент, електроди якого зроблені із одного і того самого металу? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, у якому один нікелевий електрод знаходиться в 0,001 М розчину, а інший такий же електрод – у 0,01 М розчину сульфату нікелю.
- 1.8. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається із свинцевої та магнієвої пластин, занурених у розчини своїх солей із концентрацією  $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Mg}^{2+}] = 0,01$  моль/л.
- 1.9. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких нікель є катодом, а в іншому – анодом. Напишіть для кожного з цих елементів електронні рівняння реакцій, що відбуваються на катоді й на аноді.
- 1.10. Складіть схему гальванічного елемента, в основі роботи якого лежить реакція, що відбувається згідно з рівнянням:  

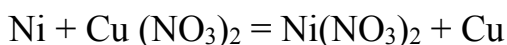
$$\text{Ni} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}.$$
Напишіть електронні рівняння анодного і катодного процесу. Обчисліть ЕРС цього елемента, якщо  $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01$  моль/л;  $[\text{Pb}^{2+}] = 0,0001$  моль/л.
- 1.11. Обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається із стандартного водневого та кадмієвого електродів. Кадмієвий електрод занурений у розчин  $\text{CdSO}_4$  з концентрацією  $[\text{Cd}^{2+}] = 0,01$  моль/л.
- 1.12. Обчисліть електродний потенціал купруму, зануреного у розчин  $\text{CuSO}_4$  з концентрацією йонів купруму 0,01 моль/л.
- 1.13. Обчисліть ЕРС гальванічного елемента  $(-) \text{Mg} | \text{MgSO}_4 || \text{NiSO}_4 | \text{Ni} (+)$ . Відомо, що  $[\text{Mg}^{+2}] = [\text{Ni}^{+2}] = 1$  моль/л.

- 1.14. Скласти схему гальванічного елементу, при роботі якого відбувається реакція:



і обчислити його ЕРС, якщо  $[\text{Ni}^{2+}] = [\text{Pb}^{2+}] = 1$  моль/л

- 1.15. Обчисліть ЕРС гальванічного елементу, що складається із стандартного водневого та нікелового електродів. Нікеловий електрод занурений у розчин  $\text{NiSO}_4$  з концентрацією  $[\text{Ni}^{2+}] = 0,1$  моль/л.
- 1.16. Обчисліть ЕРС гальванічного елементу, що складається із стандартного водневого та цинкового електродів. Цинковий електрод занурений у розчин  $\text{ZnSO}_4$  з концентрацією  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,01$  моль/л.
- 1.17. Обчисліть ЕРС гальванічного елементу, що складається із олов'яного електроду, який занурений у розчин  $\text{SnCl}_2$ , в якому концентрація  $[\text{Sn}^{2+}] = 0,01$  моль/л та мідного електроду. Мідний електрод занурений у розчин  $\text{Cu SO}_4$  з концентрацією  $[\text{Cu}^{2+}] = 0,1$  моль/л.
- 1.18. Обчисліть ЕРС гальванічного елементу  $(-)\text{Zn} | \text{ZnSO}_4 || \text{CuSO}_4 | \text{Cu} (+)$ . Відомо, що  $[\text{Zn}^{2+}] = [\text{Cu}^{2+}] = 1$  моль/л.
- 1.19. Обчисліть електродний потенціал цинку, зануреного у розчин  $\text{ZnCl}_2$  з концентрацією йонів цинку  $0,1$  моль/л.
- 1.20. Складіть схему двох гальванічних елементів, в одному з яких ферум був би катодом, а в іншому – анодом. Напишіть для кожного з цих елементів електронні рівняння реакцій, що відбуваються на катоді й на аноді.
- 1.21. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів та обчисліть ЕРС мідно–кадмієвого гальванічного елементу, у якому  $[\text{Cd}^{2+}] = 0,01$  моль/л;  $[\text{Cu}^{2+}] = 0,1$  моль/л.
- 1.22. Обчисліть ЕРС гальванічного елементу  $(-)\text{Mg} | \text{MgSO}_4 || \text{NiSO}_4 | \text{Ni} (+)$ . Відомо, що  $[\text{Mg}^{2+}] = 0,1$  моль/л, а  $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01$  моль/л.
- 1.23. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів обчисліть ЕРС гальванічного елементу, що складається із свинцевої та магнієвої пластин занурених у розчини своїх солей із концентрацією  $[\text{Pb}^{2+}] = 1$  моль/л, а  $[\text{Mg}^{2+}] = 0,01$  моль/л.
- 1.24. Скласти схему гальванічного елементу, при роботі якого відбувається реакція:



і обчислити його ЕРС, якщо  $[\text{Ni}^{2+}] = [\text{Cu}^{2+}] = 0,1$  моль/л.

- 1.25. Обчисліть ЕРС гальванічного елементу, що складається із стандартного водневого та цинкового електродів. Цинковий електрод занурений у розчин  $\text{ZnSO}_4$  з концентрацією  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,1$  моль/л.

## Тема: КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

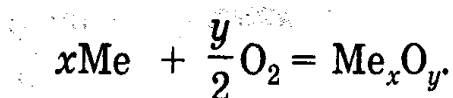
**Корозія** – це процес руйнування металів внаслідок їх фізико-хімічної взаємодії з навколишнім середовищем. Метали при цьому окиснюються і утворюють продукти корозії, склад яких залежить від умов перебігу процесу.

Корозія призводить до суттєвих матеріальних втрат внаслідок руйнування металічних частин машин та металічних конструкцій, корпусів суден, морських споруд, цистерн тощо. Щорічні втрати металів внаслідок корозії складають близько 10 % від об'ємів їх добування. При цьому вартість самого зруйнованого металу може складати лише невелику частку загальних збитків, зумовлених витратами на ремонт обладнання, ліквідацію наслідків можливих аварій та ін. Тому вивчення даного явища та розробка методів захисту металів від корозії має велике теоретичне і практичне значення.

За механізмом процесів руйнування металів корозію розрізняють як хімічну й електрохімічну.

**Хімічна корозія** – це процес взаємодії металу з агресивним середовищем, яке не проводить електричний струм. Найчастіше – це високотемпературна або газова корозія та корозія в неводних середовищах. Метали, що використовуються як конструкційні матеріали, окиснюються киснем уже за звичайних температур, на їхній поверхні з'являється шар оксидів, який гальмує подальший процес окиснення:

Для переважного числа металів утворення оксидної плівки за стандартних умов є термодинамічно можливим. Оксидні плівки за цих умов не виникають лише у благородних металів (золото, платинові метали). Якщо ж



умови відрізняються від стандартних, більшість металів реагує з киснем, тобто піддається хімічній корозії.

Механізм газової корозії досить складний, і швидкість її залежить від багатьох факторів. Спочатку на поверхні металу утворюється дуже тонка оксидна плівка. Далі швидкість окиснення металів залежить від дифузії реагентів крізь цю плівку. Зазвичай до зовнішньої поверхні плівки дифундують не атоми, а катіони металу, які вже існують у кристалічній решітці металу. Катіони мають менші розміри, ніж атоми, і тому швидкість їх дифузії крізь оксидну плівку більша, ніж у атомів. У тому ж напрямку рухаються електрони металу. Молекули кисню розпадаються на атоми, і ці атоми, розміри яких менші, ніж у молекул, дифундують назустріч катіонам металу. Атоми кисню приєднують електрони ( $\text{O} + 2e \rightarrow \text{O}^{2-}$ ), далі йони  $\text{O}^{2-}$  сполучаються з катіонами металу і утворюють оксид, внаслідок чого оксидна плівка потовщується. Швидкість корозії залежить від суцільності і дифузійної здатності оксидної плівки. Суцільність оксидної плівки металу можна наближено оцінити,

використовуючи об'ємний коефіцієнт  $\alpha$ , який дорівнює відношенню об'єму оксиду до об'єму металу, що витрачається на утворення оксиду:

$$\alpha = \frac{V(\text{Me}_x\text{O}_y)}{V(\text{Me})}$$

У цьому рівнянні  $V(\text{Me})$  та  $V(\text{Me}_x\text{O}_y)$  можна визначити як відношення молярної маси речовин до їх густин. Метали, у яких  $\alpha < 1$ , не можуть давати суцільні плівки. Це – лужні й лужноземельні метали, які швидко руйнуються на повітрі. Суцільні і стійкі плівки утворюються, коли  $1,2 < \alpha < 1,6$ . Для таких металів (Al, Co, Mn, Cr) при збільшенні товщини плівки газова корозія істотно уповільнюється. Якщо значення  $\alpha > 1,6$ , оксидні плівки внаслідок внутрішніх напруг легко відшаровуються від поверхні металу (прикладом може бути залізна окалина).

Розрізняють тонкі, середні та товсті плівки. Тонкі плівки мають товщину не більшу 40 нм, їх утворення можна встановити лише за допомогою спеціальних методів. Більш товсті плівки стають видимими завдяки їх забарвленню. Товсті плівки можуть розтріскуватись, що зменшує їх захисні властивості.

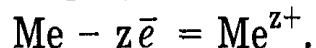
Важливе значення має не тільки товщина плівки, але й її механічні властивості (міцність, пружність) та хімічна стійкість. За низьких температур окиснення більшості конструкційних металів іде звичайно доти, доки оксидна плівка не досягне деякої граничної за даних умов товщини, після чого корозія практично припиняється. За високих температур відбувається подальше окиснення металу. Це зумовлено прискоренням дифузії реагентів крізь оксидну плівку. У деяких випадках за високих температур оксидні плівки випаровуються. Прикладами можуть бути молібден, вольфрам і реній, вищі оксиди яких є леткими.

Крім кисню, з металами можуть активно реагувати деякі інші гази: фтор, хлор, сірководень, оксид сульфуру (IV), оксиди нітрогену тощо, їх агресивність до металів залежить від природи реагентів. Так, алюміній, нержавіюча сталь стійкі до кисню, але швидко руйнуються в атмосфері хлору. Корозія нелегованої сталі у вихлопних газах двигунів залежить від співвідношення CO і O<sub>2</sub>. Корозія прискорюється з ростом концентрації кисню; наявність CO, навпаки, уповільнює корозію. Нікель швидко руйнується в атмосфері SO<sub>2</sub>, а мідь, навпаки, стійка до дії цього газу.

**Електрохімічна корозія** відбувається на межі поділу метал-розчин електроліту. Процеси, що відбуваються під час електрохімічної корозії, дуже подібні тим, які спостерігаються в гальванічних елементах. Корозійні гальванічні пари виникають, коли два різних метали контактують між собою та з розчином електроліту; контактними парами можуть бути метал та домішки, яким властива металічна провідність, наприклад, карбіди, нітриди, силіциди d-елементів. Головною відмінністю звичайних гальванічних елементів та корозійних гальванічних пар є відсутність в останньому випадку зовнішнього електричного ланцюга, тобто **корозійні гальванічні елементи є короткозамкненими**. Електролітами в гальванічних елементах під час корозії

в природному навколишньому середовищі є солі, що містяться в ґрунтових водах та в морській воді, деякі основи –  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  та кислоти:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  (ці кислоти в невеликих кількостях присутні навіть у дощовій воді).

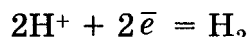
У всіх випадках метал, що кородує, окиснюється (*анодний процес*):



Окисниками можуть бути кисень повітря, гідроген-іони  $\text{H}^+$ , рідше – інші реагенти. Корозія за участю кисню:



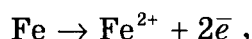
називається *кисневою деполаризацією*, за участю гідроген-іонів:



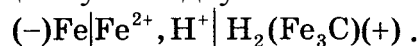
– *водневою деполаризацією*.

*Катодні процеси* (відновлення) можуть перебігати з достатньою швидкістю, коли домішки, що містяться на катодних ділянках металу, не тільки мають металічну електричну провідність, але й каталітичні властивості.

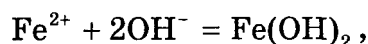
Схему процесу корозії можна розглянути на прикладі сталі, в якій здійснюється контакт заліза і цементиту (карбіду феруму  $\text{Fe}_3\text{C}$ ). Під час стикання з розчином електроліту залізо переходить у розчин:



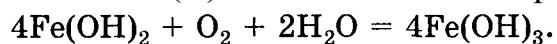
а електрони – на цементит. У кислому середовищі на поверхні цементиту відновлюється водень. Рівновага між йонами  $\text{Fe}^{2+}$  і залізом зміщується в бік йонів  $\text{Fe}^{2+}$ , які накопичуються в розчині. Електрохімічну схему корозійного елемента в цьому випадку можна записати в такому вигляді:



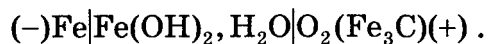
У лужному й нейтральному середовищах на цементиті відновлюються не йони гідрогену  $\text{H}^+$ , а розчинений у воді кисень, продуктом відновлення якого є гідроксид-іони  $\text{OH}^-$ . Йони  $\text{Fe}^{2+}$ , що утворюються під час розчинення заліза, сполучаються з йонами  $\text{OH}^-$ .



а утворений гідроксид заліза (II) окиснюється до гідроксиду заліза (III):



Електрохімічна схема корозійного елемента в цьому випадку набуває іншого вигляду:



Відновлення водню і кисню під час корозії металів може відбуватись одночасно.

Розглянемо *термодинамічні умови*, за яких можливою стає корозія з водневою і кисневою деполаризацією.

Як і інші окисно-відновні процеси, корозія відбувається, якщо окисник має більш позитивний потенціал, ніж відновник, тобто  $\varphi_{\text{ок}} - \varphi_{\text{відн}} > 0$ .

Під час виділення водню його тиск за звичайних умов має бути не меншим атмосферного. Якщо взяти, що  $P(\text{H}_2) = 1$  атм, то для розрахунку потенціалу відновлення водню можна застосувати рівняння (12.6), оскільки

$$\varphi^0_{(H^+/H_2)} = 0, \text{ то } \varphi_{H^+/H_2} = -0,059 \text{ рН.}$$

У нейтральному середовищі (рН = 7)  $\Phi_{H^+/H_2} = -0,41 \text{ В}$ , а в кислому – значення потенціалу наближаються до 0 В. Стандартні потенціали таких конструкційних металів, як залізо, алюміній, цинк, є більш негативними. Крім того, треба враховувати, що концентрації йонів цих металів в оточуючому метал розчині значно менші, ніж стандартні, тому потенціали металів зміщуються до ще більш негативних значень. Отже, воднева деполяризація під час корозії цих металів є принципово можливою. Для металів, у яких значення потенціалів більш позитивні, ніж потенціали відновлення водню (срібло, золото та ін.), воднева деполяризація не відбувається.

Для наведеної вище реакції відновлення кисню значення потенціалу за стандартних умов може бути розраховане за формулою:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{z} \cdot \lg \frac{a_{ок}}{a_{відн}} = 0,401 + \frac{0,059}{4} \cdot \lg \frac{P(O_2)}{a_{ОН^-}^4}.$$

Парціальний тиск кисню в атмосфері близький до 0,2 атм, концентрація йонів  $ОН^-$  у нейтральних розчинах  $10^{-7}$  моль/л. Якщо підставити ці значення в формулу, дістанемо значення потенціалу відновлення кисню +0,804 В. У лужному середовищі згідно з цією формулою потенціали дещо зменшуються, наближаючись до +0,4 В. У кислому середовищі значення потенціалів зростають до величини +1,23 В (див. табл. 2). Всі ці величини більш позитивні, ніж у переважної більшості конструкційних металів. Тому корозія цих металів може відбуватись з кисневою деполяризацією. Лише благородним металам відповідають більш позитивні потенціали, і вони за цих умов не кородують.

**Швидкість корозії** може бути визначена як кількість металу, що втрачається внаслідок корозії за одиницю часу з одиниці поверхні. Швидкість корозії пропорційна густині корозійного електричного струму. Згідно з законом Ома сила корозійного електричного струму залежить від різниці електродних потенціалів, оцінка значень яких була розглянута вище. Але цей фактор не єдиний, оскільки корозія є складним багатоступінчастим процесом. Швидкість корозії залежить від швидкості найбільш повільної (лімітуючої) стадії. Корозійні гальванічні елементи є короткозамкненими, тому рух електронів від анода до катода не може бути лімітуючим процесом. Рух йонів у розчині також найчастіше не є лімітуючою стадією, оскільки відстані між електродами мікрогальванічних корозійних пар невеликі. Винятком тут можуть бути лише розчини з незначною концентрацією електролітів. Найчастіше лімітуючою стадією корозії є процес катодного відновлення окисника, рідше – реакції анодного окиснення металу або обидва ці процеси одночасно.

Розглянемо найбільш характерний випадок з кисневою деполяризацією. Розчинність кисню у воді невелика: за температури  $298^0 \text{ К}$  та тиску 0,21 атм або 21 кПа (парціальний тиск кисню в повітрі) вона складає



лише  $0,24 \cdot 10^{-6}$  моль в  $1 \text{ см}^3$ . Тому швидкість катодного відновлення кисню визначається швидкістю його дифузії до поверхні металу. Швидкість дифузії у свою чергу, залежить від температури і товщини шару електроліту. Швидкість дифузії зростає під час перемішування, оскільки зменшується товщина шару розчину, крізь який дифундує кисень. Крива залежності швидкості від температури проходить через максимум за  $343 \dots 353 \text{ K}$ . Це зумовлене тим, що за нагрівання збільшується коефіцієнт дифузії кисню, але зменшується його розчинність у воді.

Метали, потенціали яких більш негативні, ніж потенціал водневого електрода, кородують як з поглинанням кисню, так і виділенням водню.

На швидкість процесу значно впливає природа катодних ділянок. Присутність таких металів, як кобальт, нікель та деяких інших, що є каталізаторами реакцій за участю водню, прискорює реакцію відновлення водню, а, отже, і процес корозії. Інші метали (Pb, Sn, Cd та ін.) не каталізують.

Іноді процеси корозії лімітуються катодними реакціями. Зазвичай це спостерігається для металів, здатних до пасивації (хрому, алюмінію, титану, цирконію та ін.). **Пасивацією** металу називається стан його підвищеної корозійної стійкості, зумовлений гальмуванням анодного процесу. Ці метали, як правило, мають досить великі негативні значення стандартних потенціалів, і можна було б чекати, що вони будуть піддаватись швидкій корозії як з водневою, так і кисневою деполяризаціями. Але на їх поверхні утворюються захисні плівки (найчастіше оксиди), які є хімічно стійкими й інертними, мають високу щільність і тому гальмують процес корозії, переводячи метали в пасивний стан.

Швидкість корозії значною мірою залежить від природи електроліту в розчині, що контактує з корозійною гальванічною парою. Наявність у ньому окисників, які можуть взяти участь у катодному процесі, прискорює цей процес і тому збільшує швидкість корозії. З іншого боку, під дією окисників на поверхні металу може утворитись або потовщуватись оксидна плівка, що призведе до його пасивації.

Наявність деяких йонів, наприклад  $\text{Cl}^-$ , навпаки, прискорює процес корозії. Це пояснюється тим, що ці йони добре адсорбуються поверхнею металу і витискують реагенти, що пасивують метали.

## ЗАХИСТ МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ

Захист металів від корозії може здійснюватись різними методами. Вибір методу залежить від його ефективності та економічної доцільності. Найчастіше застосовують такі методи, як легування металів, нанесення захисних покриттів, електрохімічний захист, зміна властивостей корозійного середовища.

**Легування металів** – ефективний, хоча і дорогий метод боротьби з корозією. Леговані сплави містять компоненти, що гальмують анодний процес окиснення завдяки утворенню на їх поверхні захисних оксидних плівок. Найбільш відомим є приклад нержавіючих сталей. Такі сталі містять до 18 %

Cr, до 10 % Ni, до 1 % титану (інше – залізо). Вони не піддаються корозії не тільки при дії природних вод, але й у розчинах слабких кислот та лугів.

Деякі леговані сплави є стійкими до газової корозії за високих температур, тобто є жаростійкими. Так, хром та кремній підвищують жаростійкість сталей. Сплави, що містять до 12 % хрому, а також молібден і кремній, застосовують для виготовлення парогенераторів, лопаток газових турбін, двигунів внутрішнього згорання. Сплав на основі заліза, що містить 30 % Cr, 5 % Al та 0,5 % Si, стійкий на повітрі до 1300°C. Його застосовують для виготовлення спіралей електричних печей.

**Захисні покриття** – це штучно утворені на поверхні металу шари матеріалів, які запобігають процесу корозії завдяки тому, що не допускають контакту металу з агресивним середовищем. Ці покриття можуть мати як органічну, так і неорганічну природу.

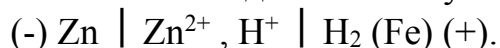
До органічних належать мастила, лаки, бітуми, фарби тощо. Мастила та бітуми мають невисокі механічні властивості та легко видаляються з поверхні металу, але вони порівняно дешеві й легко наносяться на поверхню. Бітуми широко використовують для захисту трубопроводів від корозії, а мастила незамінні для металічних деталей, які зазнають тертя. **Фарби** – це суспензії частинок пігменту (барвника) в органічній в'язучій речовині. Як пігменти найчастіше використовують оксиди металів, такі як ZnO, PbO, TiO<sub>2</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, f, j c, k s ZnCrO<sub>4</sub>, BaSO<sub>4</sub> та ін. **Лаки** – це розчини високомолекулярних речовин в органічних розчинниках. Під час сушки фарб і лаків розчинник випаровується і перебігають процеси полімеризації, поліконденсації, окиснення органічних в'язучих речовин. Внаслідок цього на поверхні металу лаки створюють щільну плівку високомолекулярних речовин, а фарби – плівки з неорганічного пігменту та органічної в'язучої речовини. Такі покриття захищають метал від корозії, поки зберігається їх суцільність. Але під дією навколишнього середовища, за нагрівання, при механічних навантаженнях ці покриття з часом руйнуються і відокремлюються від поверхні металу.

До неорганічних покриттів належать металічні покриття, емалі та поверхневі пасивуючі плівки з неорганічних сполук металу, який захищають від корозії (оксидів, карбідів, нітридів, фосфатів, вольфраматів тощо).

Металічні покриття мають найкращі механічні властивості: висоту, міцність, пластичність, високу енергію зчеплення з основою. Для таких покриттів можуть використовуватися метали як більш активні (анодне покриття), так і менш активні (катодне покриття), ніж той метал, що захищають від корозії. У першому випадку вибирають метали, які стають пасивними внаслідок утворення на їх поверхні щільного оксидного шару (Al, Cr, Ni, Zn), у другому – метали, пасивні за своїми хімічними властивостями (Sn, Ag, Au). Коли порушується цілісність металічного покриття, активніший метал продовжує захищати виріб, а менш активний – сприяє корозії.

Для прикладу розглянемо процеси, що відбуваються, коли на оцинковане залізо потрапляє волога. У місці порушення цілісності цинкового

шару виникає гальванічна пара цинк-залізо, робота якої залежно від умов може відбуватися як з кисневою, так і водневою деполяризацією. За  $pH < 7$  переважає воднева деполяризація, і електрохімічну схему гальванічного корозійного елемента можна подати в такому вигляді:



Оскільки цинк має більш негативний потенціал, ніж залізо, він переходить у розчин:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e$ . Електрони переміщуються на залізо, внаслідок чого рівновага  $\text{Fe}^{2+} + 2e \leftrightarrow \text{Fe}$  зміщується в бік металу і залізо помітної корозії не зазнає. Оскільки йони заліза в розчині практично відсутні, на металічному залізі відновлюються йони водню:  $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$ . У лужному середовищі на металічному залізі переважно відновлюється кисень ( $\text{O}_2 + 4e + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{OH}^-$ ), а потім йони  $\text{Zn}^{2+}$  зв'язуються з йонами  $\text{OH}^-$ , утворюючи нерозчинний гідроксид цинку:  $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$ .

Менш активні метали добре захищають залізо від корозії, коли не порушена цілісність покриття. Але, коли це покриття не суцільне, при контакті з розчином електроліту утворюється гальванічна пара, в якій відновником є залізо, а катодною ділянкою – саме покриття. Залізо окиснюється і переходить у розчин. Корозійні процеси, що відбуваються, аналогічні розглянутим вище. Якщо метал покриття має каталітичні властивості, він прискорює процес корозії. Але не треба вважати, що покриття більш активними металами завжди надійніше і краще. Неактивні метали, як правило, більш стійкі до корозії, мають кращі механічні, електричні та хіміко-біологічні властивості, і їх застосування в багатьох випадках цілком виправдане (наприклад, лудіння жерсті, сріблення електричних контактів тощо).

Нанесення металічних покриттів здійснюється різними способами: електрохімічним (електроліз), термічним розкладом леткої сполуки металу на поверхні іншого, напиленням у вакуумі, зануренням одного металу в розплав іншого, нанесенням розплавленого металу на поверхню струменем стисненого газу, відновленням металу з хімічних сполук дією відновників (хімічний спосіб) та ін.

Неорганічними *емаліями* покривають багато чорних та кольорових металів. Найчастіше – це силікатні матеріали, які в розплавленому стані наносять на поверхню металу. Емалі є хімічно стійкими, але крихкими. Вони розтріскуються при деформаціях, ударах та різкій зміні температури.

Ряд захисних неорганічних покриттів створюють хімічною обробкою поверхні металу. Так, за високотемпературного окиснення на повітрі на металах можна утворити щільну захисну оксидну або оксидно-нітридну плівки. Захисні плівки утворюються внаслідок дії на метал розчинів деяких окисників, а також анодного окиснення під час електролізу. Так, дією на сталі ортофосфатною кислотою або розчинами гідро- чи дигідрофосфатів на поверхні можна утворити фосфатні плівки. Оксидні та фосфатні плівки не дуже добре захищають метал від електрохімічної корозії, але їхні захисні якості значно зростають після додаткової обробки маслами, лаками, фарбами.

**Методи, пов'язані зі зміною властивостей корозійного середовища,** ґрунтуються на видаленні або зменшенні концентрації компонентів середовища, найбільш небезпечних щодо корозії (видалення розчиненого у воді кисню, зменшення кислотності середовища), та введенні добавок спеціальних речовин – інгібіторів корозії. Ці методи застосовують, коли метал контактує з обмеженим об'ємом розчину, наприклад, в деяких хімічних апаратах, парогенераторах, рідинних системах опалення та ін. Так, кисень можна видалити кип'ятінням, пропусканням через розчин інертного газу або додаванням відновників (гідразину, сульфїту натрію та ін.). Розчинені кислоти нейтралізують розчинами лугів, соди та ін.

**Інгібітори** – це речовини, при введенні яких в агресивне середовище, що контактує з металом, швидкість корозії значно зменшується. За механізмом дії інгібітори можна розділити на анодні й катодні. До анодних інгібіторів належать окисники (дихромат натрію, нітрит натрію), які пасивують метал завдяки утворенню щільної оксидної плівки. Катодні інгібітори – це, найчастіше, органічні сполуки (наприклад, формальдегід), що адсорбуються на активних каталітичних центрах катодних ділянок, внаслідок чого значно зменшується швидкість катодного процесу.

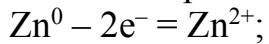
**Електрохімічні методи захисту металів** найбільш ефективні, коли метал контактує з розчином, що має достатню йонну електропровідність. Використовуються для захисту кабелів, підземних трубопроводів та великих металокопструкцій, що знаходяться у водних середовищах (корпуси суден, мости, хімічне обладнання тощо). Суть такого способу захисту металу полягає в тому, що на нього подається негативний потенціал від зовнішнього джерела постійного струму. Позитивний полюс цього джерела струму підключають до допоміжного електрода (малоцінного залізного виробу), зануреного у те саме середовище. В результаті припиняється перехід йонів металу, що захищають від корозії, у розчин, і його корозія припиняється. На цьому металі відновлюються йони  $H^+$  або розчинений кисень. Допоміжний електрод поступово розчиняється, і його замінюють іншим. Якщо допоміжний електрод виготовлений з більш активного металу, ніж той, що захищають, виникає гальванічний елемент, в якому метал, який захищають, виконує функцію катода, і він корозії не піддається. В цьому випадку відпадає необхідність у зовнішньому джерелі струму. Такі допоміжні електроди називають **протекторами**, їх виготовляють з магнію, алюмінію, цинку або сплавів цих металів.

Для металів, що легко пасивуються, використовують анодний захист. На цей метал подають позитивний потенціал від зовнішнього джерела струму, на ньому відбуваються процеси окиснення і виникають оксидні плівки, що гальмують корозійні процеси. Прикладом може бути анодний захист нержавіючої сталі в кислому середовищі.

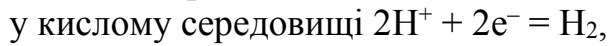
**Приклад.** Як відбувається корозія цинку, який знаходиться в контактї з кадмієм у нейтральному і кислому розчинах. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?

*Розв'язок.* Цинк має більш негативний потенціал (-0,763 В), ніж кадмій (-0,403 В), тому він є анодом, а кадмій – катодом.

Анодний процес:



катодний процес:



Іони  $\text{Zn}^{2+}$  з гідроксильною групою утворюють нерозчинний гідроксид, тому продуктом корозії буде  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .

### Контрольні запитання, вправи і задачі

1. Як відбувається атмосферна корозія лудженого й оцинкованого заліза при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.
2. Як відбувається атмосферна корозія лудженого заліза і лудженої міді при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.
3. Залізний виріб покрили нікелем. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі та хлороводневій (хлоридній або соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому та другому випадку?
4. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів із кисневою і водневою деполяризацією при корозії пари: магній – нікель. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому випадках?
5. Яке покриття металу називається анодним і яке – катодним? Назвіть декілька металів, що можуть служити для анодного і катодного покриття заліза. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів, що відбуваються при корозії заліза, покритого міддю, у вологому повітрі і в кислому середовищі.
6. Залізний виріб покрили кадмієм. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі і в хлороводневій (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому випадках?
7. Залізний виріб покрили свинцем. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі і у

хлороводневій (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому випадках?

8. Дві залізні пластинки, частково покриті одна оловом, інша міддю, знаходяться у вологому повітрі. На якій із цих пластинок швидше утворюється іржа? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цих пластинок. Який склад продуктів корозії заліза?
9. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів із кисневою і водневою деполяризацією при корозії пари: манган – залізо. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому випадках?
10. Як відбувається атмосферна корозія заліза, покритого шаром нікелю, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?
11. Залізний виріб покрили оловом. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі і в хлороводневій (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому випадках?
12. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів із кисневою і водневою деполяризацією при корозії пари: цинк – магній. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому випадках?
13. Як відбувається атмосферна корозія цинку, покритого шаром нікелю, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?
14. Залізний виріб покрили сріблом. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі і в хлороводневій (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому випадках?
15. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів із кисневою і водневою деполяризацією при корозії пари: цинк – нікель. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому випадках?
16. Як відбувається атмосферна корозія заліза, покритого шаром міді, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?
17. Залізний виріб покрили сріблом. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі і в

хлороводневій (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому випадках?

18. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів із кисневою і водневою деполяризацією при корозії пари: олово – нікель. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому випадках?
19. Як відбувається атмосферна корозія заліза, покритого шаром мангану, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?
20. Як відбувається атмосферна корозія заліза, покритого шаром кадмію, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?
21. Як відбувається атмосферна корозія заліза, покритого шаром срібла, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?
22. Як відбувається атмосферна корозія заліза, покритого шаром міді, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?
23. Як відбувається атмосферна корозія заліза, покритого шаром магнію, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?
24. Як відбувається атмосферна корозія олова, покритого шаром нікелю, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?
25. Як відбувається атмосферна корозія цинку, покритого шаром олова, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?

## Тема: ЕЛЕКТРОЛІЗ

Окисно-відновні процеси, які відбуваються на електродах внаслідок пропускання постійного електричного струму від зовнішнього джерела, називають *електролізом*.

Процес відновлення катіонів, який відбувається на катоді, що має негативний потенціал, називають *катодним процесом*, а процес окиснення аніонів, який відбувається на аноді, що має позитивний потенціал, – *анодним*. Перебіг цих процесів залежить від багатьох чинників: природи окисника і відновника, концентрації йонів, температури, природи електродів, розчинника тощо.

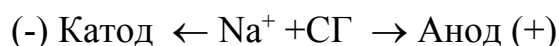
Електролізу можна піддавати як водні розчини електролітів, так і їхні неводні розчини, зокрема розплави. Майже всі метали, що легко окиснюються (натрій, калій, кальцій тощо), добувають електролізом їхніх розплавлених солей або основ.

Процес електролізу не може відбуватися самочинно, для його проведення потрібна енергія електричного струму, який підводять ззовні. Під час роботи гальванічного елемента, навпаки, енергія хімічної реакції, що відбувається в ньому самочинно, перетворюється на електричну. Тому електроди під час проведення електролізу мають протилежні знаки зарядів, ніж під час роботи гальванічного елемента: під час електролізу катод заряджений негативно, а анод – позитивно.

У разі електролізу водних розчинів електролітів крім йонів електроліту у водному розчині є йони  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  – продукти дисоціації води. Йони Гідрогену в електричному полі рухаються до катода, а гідроксид-іони – до анода.

Якщо в розчині містяться одночасно декілька йонів, то розрядження їх відбувається в певній послідовності: з катіонів, насамперед, розряджається той, потенціал розрядження якого найменш негативний (найбільш позитивний), а з аніонів – той, потенціал розрядження якого найменш позитивний (найбільш негативний).

Під час проходження електричного струму крізь водні розчини солей активних металів, розміщених у ряду електрохімічних потенціалів до алюмінію включно, на катоді відновлюватимуться не йони металу, а молекули води. Так, електроліз водного розчину хлориду натрію відбувається за схемою

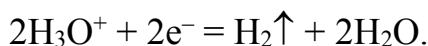


Електродний потенціал процесу відновлення йонів  $\text{H}^+$  залежить від концентрації йонів Гідрогену: в нейтральних розчинах ( $\text{pH} = 7$ ) електродний потенціал  $\varphi = -0,059 \cdot 7 = -0,41$  В. Тому в разі, коли катіоном електроліту є метал, електродний потенціал якого значно позитивніший, ніж  $-0,41$  В, то на катоді з нейтрального розчину такого електроліту виділятиметься метал. У ряду електрохімічних потенціалів такі метали розміщені поблизу водню



(приблизно від олова до водню). Якщо ж катіоном електроліту є метал, електродний потенціал якого значно негативніший, ніж  $-0,41$  В, на катоді виділятиметься водень, а метал відновлюватися не буде. В ряду електрохімічних потенціалів такі метали розміщені на самому його початку (приблизно до титану). Якщо ж потенціал металу близький до  $-0,41$  В (Zn, Cr, Fe, Cd, Ni тощо), то може відбуватися і відновлення металу, і виділення водню, залежно від концентрації розчину та умов електролізу.

З кислих розчинів під час електролізу відновлюються, насамперед, йони гідроксонію:



Слід мати на увазі, що під час електролізу матеріал анода може окиснюватися. Тому розрізняють електроліз з інертним і з активним анодом.

Анод, матеріал якого не окиснюється під час електролізу, називається *інертним*. Найчастіше інертні аноди виготовляють із графіту, вугілля, платини. Анод, матеріал якого здатний окиснюватися під час електролізу, називається *активним*.

Під час електролізу водних розчинів лугів, оксигеновмісних кислот та їхніх солей, фторидної кислоти і фторидів на інертному аноді відбувається процес окиснення води з виділенням кисню.

Оксигеновмісні аніони ( $\text{SO}_4^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  тощо) або взагалі не здатні до окиснення, або потребують дуже високих потенціалів.

Під час електролізу водних розчинів безоксигенних кислот та їхніх солей (за винятком фторидної кислоти і фторидів) на аноді розряджаються аніони.

Електроліз із застосуванням розчинного анода застосовують для добування металів високої чистоти, а також для покриття одного металу шаром іншого.

Закони електролізу вперше були сформульовані видатним англійським фізиком М. Фарадеєм у 30-х роках XIX ст.

Згідно з *першим законом Фарадея*, маса речовини, що виділяється на електроді під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь розчин електроліту.

За *другим законом Фарадея*, однакові кількості електрики, що проходять крізь розчини різних електролітів, під час електролізу виділяють еквівалентні кількості речовин. Це означає, що відношення мас різних речовин, виділених внаслідок проходження однієї й тієї самої кількості електрики, до їхніх еквівалентів є сталими величинами.

У разі пропускання крізь електроліт 96500 кулонів електрики виділяється один еквівалент будь-якої речовини. Цю кількість електрики називають фарадеєм і позначають буквою F.

За другим законом Фарадея роблять різні обчислення для електрохімічних виробництв, а також безпосередньо визначають еквіваленти різних елементів.

**Приклад 1.** Яка маса міді виділиться на катоді при електролізі розчину  $\text{CuSO}_4$  протягом 1 год. при силі струму 4 А?

*Розв'язок.* Відповідно до законів Фарадея

$$m = E It / 96500, \quad (1)$$

де  $m$  – маса речовини, окисленої чи відновленої на електроді;  $E$  – еквівалентна маса речовини;  $I$  – сила струму, А;  $t$  – тривалість електролізу, с. Еквівалентна маса міді в  $\text{CuSO}_4$  дорівнює  $63,54:2 = 31,77$  г/моль. Підставивши у формулу (1) значення  $E = 31,77$ ,  $I = 4$  А,  $t = 60 \times 60 = 3600$  с, одержимо:

$$m = \frac{31,77 * 4 * 3600}{96500} = 4,74 \text{ г.}$$

**Приклад 2.** Чому дорівнює сила струму при електролізі, який відбувається протягом 1 год. 40 хв 25 с, якщо на катоді виділилося 1,4 л водню (н.у.)?

*Розв'язок.* З формули (1):

$$I = m * 96500 / Et.$$

Оскільки заданий об'єм водню, то відношення  $m/E$  замінюємо відношенням  $V_{\text{H}_2} / V_{\text{E}(\text{H}_2)}$ , де  $V_{\text{H}_2}$  – об'єм водню;  $V_{\text{E}(\text{H}_2)}$  – еквівалентний об'єм водню, л.

Тоді:

$$I = V_{\text{H}_2} * 96500 / V_{\text{E}(\text{H}_2)} * t.$$

Еквівалентний об'єм водню при н.у. дорівнює половині молярного об'єму  $22,4/2 = 11,2$  л. Підставивши в наведену формулу значення  $V_{\text{H}_2} = 1,4$  л,  $V_{\text{E}(\text{H}_2)} = 11,2$  л,  $t = 6025$  (1год. 40 хв 25 с = 6025 с), знаходимо:

$$I = 1,4 * 96500 / 11,2 * 6025 = 2 \text{ А.}$$

### **Контрольні запитання, вправи і задачі**

1. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{NaNO}_2$  (електроди вугільні).
2. Електроліз розчину  $\text{NaCl}$  проводили при силі струму 5 А протягом 3,5 год. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах, і обчисліть масу речовини, що виділилася на катоді та аноді?
3. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{MgCl}_2$  (електроди вугільні).
4. Електроліз розчину  $\text{CoSO}_4$  проводили протягом 15 хв при силі струму 2,5 А. При цьому утворилося 0,72 г кобальту. Складіть електронні рівняння

процесів, що відбуваються на електродах у випадку кобальтового і вугільного аноду. Обчисліть вихід по струму (відношення маси речовини, що утворилася, до теоретично можливої).

5. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$  (електроди вугільні).

6. Електроліз розчину  $\text{NaI}$  проводили при силі струму 6 А протягом 2,5 год. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах, і обчисліть масу речовини, що виділилася на катоді та аноді? *Відповідь:* 0,56 г; 71,0 г.

7. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{CdSO}_4$  (електроди вугільні).

8. Електроліз розчину  $\text{CuSO}_4$  проводили протягом 15 хв при силі струму 2,5 А. При цьому утворилося 0,72 г міді. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах у випадку мідного і вугільного аноду. Обчисліть вихід по струму (відношення маси речовини, що утворилася, до теоретично можливої). *Відповідь:* 97,3 %.

9. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  (електроди вугільні).

10. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах при електролізі розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Обчисліть масу речовини, що утворюється на катоді, якщо на аноді виділяється 1,12 л газу (н.у.). Яка маса  $\text{H}_2\text{SO}_4$  утвориться при цьому біля анода? *Відповідь:* 0,2 г; 9,8 г.

11. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$  (електроди вугільні).

12. При електролізі розчину солі кадмію витрачено 3434 Кл електрики. При цьому утворилося 2 г кадмію. Чому дорівнює еквівалентна маса кадмію? *Відповідь:* 56,26 г/моль.

13. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  (електроди вугільні).

14. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах при електролізі розчину  $\text{KOH}$ . Чому дорівнює сила струму, якщо протягом 1 год 15 хв 20 с на аноді виділилося 6,4 г газу? Скільки літрів газу (н.у.) виділилося при цьому на катоді? *Відповідь:* 17,08 А; 8,96 л.

15. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{CaI}_2$  (електроди вугільні).

16. При електролізі солі деякого металу протягом 1,5 год при силі струму 1,8 А на катоді утворилося 1,75 г цього металу. Обчисліть еквівалентну масу металу. *Відповідь:* 17,37 г/моль.

17. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{BaCl}_2$  (електроди вугільні).
18. Електроліз розчину сульфату деякого металу проводили при силі струму 6 А протягом 45 хв, у результаті чого на катоді утворилося 5,49 г металу. Обчисліть еквівалентну масу металу. *Відповідь:* 32,7 г/моль.
19. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{K}_2\text{SO}_3$  (електроди вугільні).
20. Електроліз розчину сульфату цинку проводили протягом 5 год, у результаті чого утворюються 6 л кисню (н.у.). Складіть рівняння електродних процесів і обчисліть силу струму. *Відповідь:* 5,74 А.
21. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{NaOH}$  (електроди вугільні).
22. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах при електролізі розчину  $\text{AgNO}_3$ . Якщо електроліз проводити зі срібним анодом, то його маса зменшується на 5,4 г. Визначте витрату електрики при цьому. *Відповідь:* 4830 Кл.
23. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  (електроди вугільні).
24. При електролізі солі трьохвалентного металу при силі струму 1,5 А протягом 30 хв на катоді утворилося 1,071 г металу. Обчисліть атомну масу металу. *Відповідь:* 114,82.
25. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах під час електролізу розчину  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  (електроди вугільні).

## СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. *Басов В. П., Родіонов В. М., Юрченко О. Г.* Хімія. – К.: Каравелла, 2002. – 280 с.
2. *Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П.* Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравелла, 2003. – 352 с.
3. *Романова Н. В.* Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – 480 с.
4. *Хомченко И. Г.* Общая химия. – М.: Химия, 1987. – 464 с.
5. *Ярошенко О. Т., Новицька В.І.* Завдання і вправи з хімії. – К.: «Станіца», 1998. – 174 с.
6. *Висоцька Т. І.* Навчально-методичний посібник до підготовки та виконання лабораторних робіт з хімії для студентів усіх спеціальностей денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2007.
7. *Висоцька Т. І.* Методичні вказівки та завдання до виконання контрольної роботи з хімії (для студентів заочного факультету). – К.: ДЕТУТ, 2008.
8. *Висоцька Т. І.* Методичні вказівки та завдання до виконання контрольної роботи з хімії для студентів заочного факультету (скорочена форма навчання). – К.: ДЕТУТ, 2010.
9. *Висоцька Т. І.* Методичні вказівки та завдання для підготовки до першого модульного контролю знань студентів. – К.: ДЕТУТ, 2012.
10. *Висоцька Т. І.* Методичні вказівки та завдання для підготовки до другого модульного контролю знань студентів. – К.: ДЕТУТ, 2013.
11. *Висоцька Т. І.* Конспект лекцій з хімії. Для студентів денної та заочної форм навчання. – К.: ДЕТУТ, 2015.
12. *Висоцька Т. І.* Методичні рекомендації до самостійного вивчення тем «Класифікація та номенклатура неорганічних сполук», «Розчини електролітів» для студентів за напрямками підготовки бакалаврів 6.050202 «Автоматизація та комп'ютерно-інтегровані технології», 6.050702 «Електромеханіка», 6.070105 «Рухомий склад залізниць», 6.070101 «Транспортні технології (залізничний транспорт)», 6.070108 «Залізничні споруди та колійне господарство» денної форми навчання. – К.: ДЕТУТ, 2016. – 41 с.

Таблиця .1. Стандартні електродні потенціали

| Відновлена форма                   | Окиснена форма                              | Електродна реакція   | $\varphi^0_x, \text{В}$ |
|------------------------------------|---|--|-------------------------|
| Li                                 | Li <sup>+</sup>                             | Li <sup>+</sup> + e = Li   | -3,04                   |
| K                                  | K <sup>+</sup>                              | K <sup>+</sup> +e=K  | -2,92                   |
| Ba                                 | Ba <sup>2+</sup>                            | Ba <sup>2+</sup> +2e =Ba   | -2,90                   |
| Ca                                 | Ca <sup>2+</sup>                            | Ca <sup>2+</sup> +2e=Ca  | -2,87                   |
| Na                                 | Na <sup>+</sup>                             | Na <sup>+</sup> +e=Na  | -2,81                   |
| Mg                                 | Mg <sup>2+</sup>                            | Mg <sup>2+</sup> +2e =Mg   | -2,34                   |
| Al                                 | Al <sup>3+</sup>                            | Al <sup>3+</sup> +3e=Al  | -1,66                   |
| Mn                                 | Mn <sup>2+</sup>                            | Mn <sup>2+</sup> +2e=Mn  | -1,18                   |
| 2OH <sup>-</sup> +H <sub>2</sub>   | 2H <sub>2</sub> O                           | 2H <sub>2</sub> O+2e=2OH <sup>-</sup> +H <sub>2</sub>                          | -0,83                   |
| Zn                                 | Zn <sup>2+</sup>                            | Zn <sup>2+</sup> +2e=Zn  | -0,76                   |
| Cr                                 | Cr <sup>3+</sup>                            | Cr <sup>3+</sup> +3e = Cr  | -0,71                   |
| Fe                                 | Fe <sup>2+</sup>                            | Fe <sup>2+</sup> +2e=Fe  | -0,44                   |
| Co                                 | Co <sup>2+</sup>                            | Co <sup>2+</sup> +2e =Co   | -0,28                   |
| Ni                                 | Ni <sup>2+</sup>                            | Ni <sup>2+</sup> +2e=Ni  | -0,25                   |
| Sn                                 | Sn <sup>2+</sup>                            | Sn <sup>2+</sup> +2e =Sn   | -0,14                   |
| Pb                                 | Pb <sup>2+</sup>                            | Pb+2e=Pb   | -0,13                   |
| H <sub>2</sub>                     | 2H <sup>+</sup>                             | 2H <sup>+</sup> +2e=H <sub>2</sub>   | <b>0,00</b>             |
| Cu                                 | Cu <sup>2+</sup>                            | Cu <sup>2+</sup> +2e =Cu   | +0,34                   |
| 4OH <sup>-</sup>                   | O <sub>2</sub> +2H <sub>2</sub> O           | O <sub>2</sub> +2H <sub>2</sub> O+4e=4OH <sup>-</sup>                          | +0,40                   |
| S <sup>2-</sup>                    | S   | S+2e=S <sup>2-</sup>   | +0,48                   |
| 2I <sup>-</sup>                    | I <sub>2</sub>                              | I <sub>2</sub> +2e=2I <sup>-</sup>   | +0,53                   |
| NO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O | NO <sub>3</sub> + 2H <sup>2+</sup>          | NO <sub>3</sub> + 2H <sup>+</sup> +e=NO <sub>2</sub> +                         | +0,76                   |
| Fe <sup>2+</sup>                   | Fe <sup>3+</sup>                            | Fe <sup>3+</sup> +e=Fe <sup>2+</sup>   | +0,77                   |
| Ag                                 | Ag <sup>+</sup>                             | Ag <sup>+</sup> +e=Ag  | +0,80                   |
| NO + 2H <sub>2</sub> O             | NO <sub>3</sub> +4H <sup>+</sup>            | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> +4H <sup>+</sup> +e=                              | +0,96                   |
| 2Br <sup>-</sup>                   | Br <sub>2</sub>                             | Br <sub>2</sub> +2e=2Br <sup>-</sup>   | +1,06                   |
| 2H <sub>2</sub> O                  | O <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup>            | O <sub>2</sub> +4H <sup>+</sup> +4e=2H <sub>2</sub> O                          | +1,23                   |
| 2Cl <sup>-</sup>                   | Cl <sub>2</sub>                             | Cl <sub>2</sub> +2e=2Cl <sup>-</sup>   | +1,36                   |
| Au                                 | Au <sup>3+</sup>                            | Au <sup>3+</sup> +3e=Au  | +1,42                   |
| SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>      | S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup> | S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup> +2e=2SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> | +2,01                   |
| O <sub>2</sub> +H <sub>2</sub> O   | O <sub>3</sub> + 2H <sup>+</sup>            | O <sub>3</sub> + 2H <sup>+</sup> +2e=  | +2,07                   |
| 2F <sup>-</sup>                    | F <sub>2</sub>                              | O <sub>2</sub> +H <sub>2</sub> O<br>F <sub>2</sub> +2e=2F <sup>-</sup>         | +2,86                   |

*Навчально-методичне видання*

**ВИСОЦЬКА ТЕТЯНА ІВАНІВНА**  
**ХІМІЯ**

Методичні рекомендації  
з дисципліни «Хімія»  
до самостійного вивчення тем «Класифікація та номенклатура неорганічних  
сполук» та «Розчини електролітів»

*для студентів за напрямками підготовки бакалаврів  
денної форми навчання*

Відповідальний за випуск О. Я. Пилипчук

Редактор: Щербак Н. В.

Верстка і макет: Андрієнко В. О.

Підписано до друку 24.03.2017 р. Замовлення №50/17  
Підготовлено до подання в електронну бібліотеку ДЕТУТ Редакційно-  
видавничим відділом  
Свідоцтво про реєстрацію Серія ДК № 3079 від 27.12.2007 р.