

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

О.Ю. Светкіна, С.М. Лисицька

**ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА СТРУМУ**

Методичні рекомендації до виконання індивідуальних завдань з хімії  
(розділ «Електрохімія») студентами спеціальності  
161 Хімічні технології та інженерія

Дніпро  
НТУ «ДП»  
2020

Хімічні джерела струму. Методичні рекомендації до виконання індивідуальних завдань з хімії (розділ «Електрохімія») студентами спеціальності 161 Хімічні технології та інженерія / О.Ю. Светкіна, С.М. Лисицька; М-во освіти і науки України, Нац. техн. ун-т «Дніпровська політехніка». – Дніпро : НТУ «ДП», 2020. – 33 с.

Автори:

О.Ю. Светкіна, д-р. техн. наук, проф.

С.М. Лисицька, канд. с.-г. наук, доц.;

Затверджено методичною комісією зі спеціальності 161 «Хімічні технології та інженерія» (протокол № 1 від 24.09.2020) за поданням кафедри хімії (протокол № 2 від 15.09.2020).

Методичні матеріали мають на меті допомогти студентам при вивченні важливого прикладного розділу хімії "Електрохімія", усвідомити суть балансових рівнянь хімічних реакцій утворення енергії в різних видах хімічних джерел струму; набути навичок розрахунку основних показників цього процесу. Зміст видання відповідає вимогам освітньо-кваліфікаційної програми підготовки студентів спеціальності 161 «Хімічні технології та інженерія».

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

## 1. ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ

Відповідно до вимог кредитно-модульної системи у навчальному навантаженні студентів значну частку відведено на самостійну роботу.

Такий підхід дає можливість розвивати творчий потенціал студента, удосконалювати його вміння цілеспрямовано використовувати матеріал, передбачений програмою лекційного курсу, набувати навичок самостійного виконання розрахунку основних показників електрохімічних процесів, а також засвоювати закономірності перебігу хімічних реакцій під час утворення енергії в джерелах струму.

З огляду на це, обов'язковою складовою навчального плану дисципліни "Хімія" для фахівців спеціальності 161 Хімічні технології та інженерія є виконання індивідуального завдання для закріплення матеріалу з розділу "Електрохімія".

У процесі роботи над індивідуальним завданням, студенти краще засвоюють теоретичний матеріал, мають змогу вивчати й аналізувати літературні джерела, що сприяє опануванню основних принципів дії джерел електричного струму та закономірностей перетворення енергії хімічних реакцій в електричну. Така підготовка допоможе майбутнім спеціалістам надалі вирішувати питання вибору енергетично переважних методів у гірничотранспортних технологіях.

**Мета** методично-інформаційних матеріалів:

- закріплення теоретичних знань про особливості й переваги процесів перетворення енергії хімічних реакцій в електричну, які відбуваються в спеціальних пристроях;
- опрацювання та засвоєння розділу лекційного курсу «Електрохімія», зокрема вивчення різновидів хімічних джерел струму, поширених у промислових галузях;
- самостійне вивчення основних положень прикладної електрохімії за рекомендованою літературою;
- виконання індивідуальних розрахунково-аналітичних завдань на тему «Хімічні джерела струму та їх промислове використання»;
- вміння робити висновки про доцільність і перспективу застосування хімічних джерел струму в роботі транспортних засобів.

## 2. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

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

Атоми металів здатні легко віддавати валентні електрони й утворювати вільні позитивно заряджені іони. При цьому вільні метали в хімічних реакціях

можуть виступати тільки в ролі відновників. Такі окисно-відновні взаємодії супроводжуються спрямованим переміщенням електронів або звільненням енергії, що зумовлено внутрішньою структурою металів, у вузлах кристалічних ґраток яких розміщуються іонізовані атоми, а на зовнішньому енергетичному рівні перебуває незначна кількість електронів, здатних активно видалятися. Таким чином, метали мають можливість проводити електричний струм.

Здатність різних металів віддавати електрони особливо помітна під час реакцій витіснення певного металу з його солі іншим, більш активним металом, або внаслідок його взаємодії з кислотами-неокисниками. Завдяки обміну металів зарядженими частинками в хімічній реакції виникає електричний струм.

Перетворення хімічної енергії окисно-відновних реакцій в електричну відбувається в хімічних джерелах струму (ХДС) – пристроях різної конструкції, це, зокрема *гальванічні елементи, акумулятори й паливні елементи*.

Слід зазначити, що функції деяких ХДС (наприклад, акумуляторів), крім перетворення хімічної енергії в електричну, супроводжуються також процесами *електролізу*, тобто виникнення хімічних реакцій під дією зовнішнього джерела електричного струму.

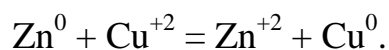
У сучасній енергетиці застосування хімічних джерел струму визнано однією з найбільш перспективних технологій.

### 3. ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА СТРУМУ

#### 3.1. Гальванічні елементи

*Гальванічними елементами* називають пристрої, що реалізують пряме окисно-відновне перетворення хімічної енергії наявних там реагентів в електричну. Реагенти (окисник і відновник) у процесі роботи таких елементів витрачаються повністю й безповоротно, а відтак являють собою джерела струму одноразової дії. Гальванічний елемент слугує також джерелом електрохімічної енергії.

Якщо занурити цинкову пластину в розчин купрум (II) сульфату, то її поверхня покриється плівкою металевої міді. При цьому відбувається окисно-відновна реакція, описана таким рівнянням:



Як бачимо, має місце перенесення електронів від цинку до іонів купруму, тобто окиснення цинку й відновлення купруму. Якщо тепер фізично розділити ці дві напівреакції, зануривши цинкову пластину в розчин цинк сульфату, а мідну – у розчин купрум (II) сульфату, а потім з'єднати ці два напівелементи іонним провідником – «соляним містком», і металевим провідником, то одержимо електрохімічний гальванічний елемент, схему якого зображено на рис. 1.

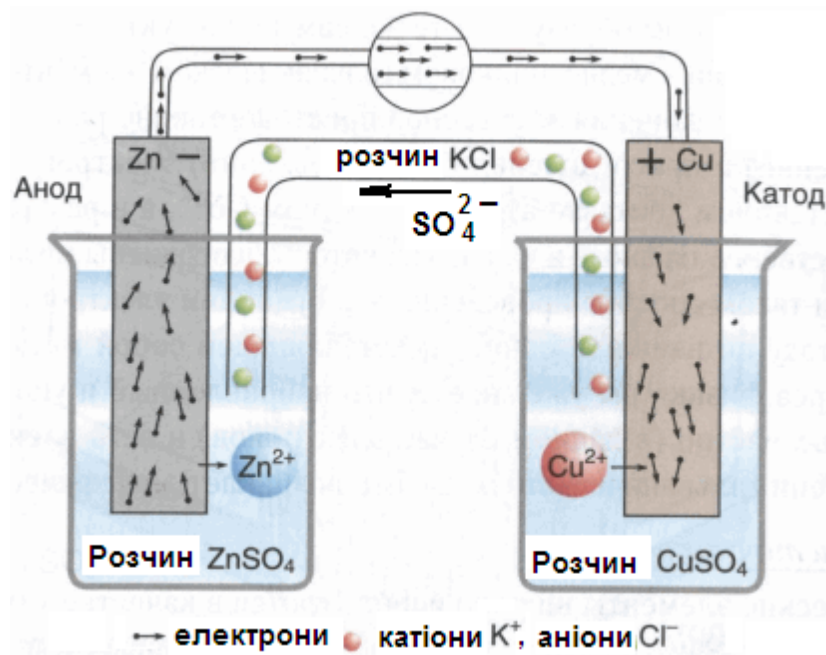
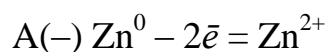


Рис. 1. Схема роботи гальванічного елемента

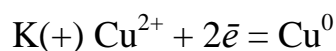
Принцип дії гальванічного елемента базується на різній хімічній активності двох, наявних у ньому металевих напівелементів, або *електродів*.

У такому пристрої відбуваються реакції окиснення й відновлення, вони фізично відділені одна від одної, так що електрони мають рухатися по зовнішньому колу, і це дозволяє вимірювати їхню енергію перенесення від цинку до купруму. Соляний місток, що з'єднує два напівелементи, складається із скляної трубки, заповненої агар-агаром (рослинною желеподібною речовиною), змішаним з електролітом KCl. Ця суміш створює контакт між двома розчинами і являє собою електричний провідник, по якому іони можуть рухатися із середовища одного напівелемента в порожнину іншого. Металеві провідники, з'єднуючи електроди з вольтметром, замикають електричне коло.

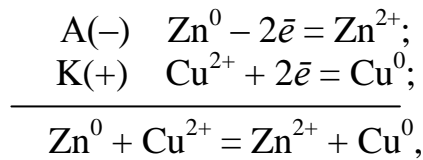
Електрод називають *анодом*, коли на ньому відбувається реакція окиснення, тобто



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

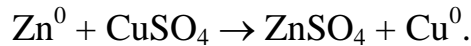


Напруга елемента, вимірювана вольтметром, показує, з якою енергією відбуваються описані реакції залежно від реальних величин іонної концентрації розчину солі. Сумарну реакцію, що характеризує роботу купрум-цинкового елемента, можна сформулювати шляхом алгебраїчного додавання рівнянь двох реакцій, що проходять на електродах, тобто



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

Молекулярне хімічне рівняння такої реакції має такий вигляд:



Як бачимо, у роботі розглянутого гальванічного елемента задіяно окисно-відновну реакцію між цинком і купрумом.

Для позначення суті процесу в гальванічних елементах часто використовується символічна схема, що надзвичайно спрощує їх розуміння. Наприклад, схема цинково-мідного елемента, зображеного на рис. 1, має такий вигляд:



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

Перед початком роботи гальванічного елемента в обох розчинах кількість катіонів строго відповідає числу аніонів. У процесі експлуатації гальванічного елемента в розчин  $\text{ZnSO}_4$  безперервно надходять катіони  $\text{Zn}^{2+}$ , тому аніонів стає недостатньо для утворення молекулярної речовини, а з розчину  $\text{CuSO}_4$  катіони  $\text{Cu}^{2+}$  постійно відновлюються на мідному катоді, відтак утворюється надлишок аніонів, які рухаються через сольовий місток або електрохімічний ключ від розчину  $\text{CuSO}_4$  до розчину  $\text{ZnSO}_4$ .

У момент замикання провідником двох електродів між двома металами виникає потенціал, названий контактним.

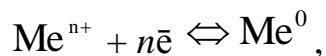
**Гальванічний елемент** характеризується такими показниками як електрорушійна сила (ЕРС), напруга, ємність й енергія, яку він може віддати у зовнішнє електричне коло.

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

$$\text{ЕРС} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} > 0,$$

де  $\varphi_{\text{к}}$  – рівноважний електродний потенціал катода,  $\varphi_{\text{а}}$  – рівноважний електродний потенціал анода. Одиниця виміру ЕРС – вольт (В).

У загальному вигляді при зануренні металевого електрода в розчин, що містить однойменні з металом іони, на поверхні розподілу двох фаз встановлюється динамічна рівновага, тобто



де  $n$  – число електронів, що беруть участь в електродному процесі.

Між металом і розчином утворюється *подвійний електричний шар*, а в ньому відбувається певний стрибок потенціалу, названий *електродним потенціалом* ( $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0}$ ).

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

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

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

Концентрацію іонів металу в розчині можна визначити за такою формулою:

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

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

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

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

За *стандартний водневий електрод* беруть умовний еталон, що являє собою платинову пластину, покриту платиновою черню й занурену в розчин  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , концентрація іонів  $\text{H}^+$ , у якому становить 1 моль/л (схему зображено на рис. 2).

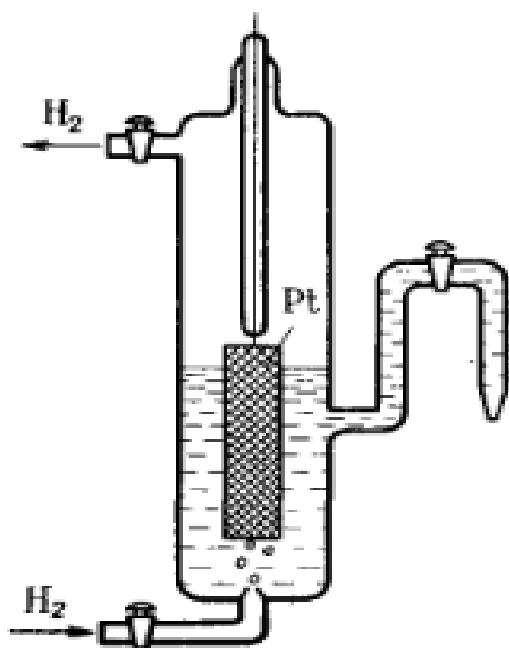


Рис. 2. Схема стандартного водневого електрода

Платинова пластина насичена газоподібним  $H_2$ , його тиск дорівнює 101,3 кПа і температура 298 К.

На *стандартному водневому електроді* відбувається така реакція:



Оскільки значення електрохімічного потенціалу цієї зворотної реакції залежить від концентрації катіонів і температури, то очевидно, що стандартний елемент має діяти тільки за певних умов. Прийнято вважати, що стандартний водневий елемент умовно має потенціал 0,00 В.

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

Потенціал водневого електрода за рівнянням Нернста має таке значення:

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

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

Окисно-відновний потенціал інертного електрода, на поверхні якого проходять різні окисно-відновні процеси, визначають за таким виразом:



$$\varphi_{\text{Ox/Red}} = \varphi_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]},$$

де [Ox], [Red] – рівноважні концентрації задіяних в реакції речовин, що мають окисну й відновну форму відповідно.

**Ємність елемента** – це кількість електрики, яку джерело струму віддає при розряді.

Величина цього параметра залежить від кількості наявних в елементі реагентів, їх еквівалентів і ступеня перетворення.

**Питомою енергією** називають таку, що віднесена до одиниці маси або об'єму елемента.

Високої питомої енергії можна досягти, якщо елемент має високу ЕРС, низьку поляризацію, незначний електрохімічний еквівалент і високий ступінь перетворення реагентів. Для цього анодами в елементах слугують електроди, виготовлені з оксидів металів (мангану, міді, ртуті, срібла) і хлоридів (міді та свинцю).

Характеристику найбільш поширених гальванічних елементів подано в табл. 1.

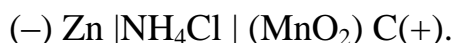
Таблиця 1

### Характеристика деяких промислових гальванічних елементів

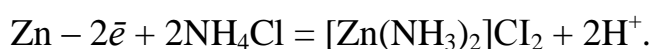
Назва елемента	Електрохімічна система	Контакт, стан електроліту
1. Мангано-цинковий сольовий	Zn/NH <sub>4</sub> Cl/MnO <sub>2</sub> (C)	Постійний, водний, пастовий
2. Мангано-цинковий лужний	Zn/KOH/MnO <sub>2</sub> (C)	Постійний, водний, пастовий
3. Повітряно-цинковий лужний	Zn/KOH/O <sub>2</sub> (C)	Постійний, водний, пастовий
4. Срібно-цинковий лужний	Zn/KOH/Ag <sub>2</sub> O	Постійний, водний, пастовий
5. Ртутно-цинковий лужний	Zn/KOH/HgO	Постійний, водний, пастовий
6. Мідно-цинковий	Zn/KOH/CuO	Постійний, водний, незагущений
7. Літій-оксид мангану (IV)	Li/LiClO <sub>4</sub> /MnO <sub>2</sub>	Постійний, апротонний, матричний
8. Літій-оксид сірки (IV)	Li/LiBr/SO <sub>2</sub>	Постійний, апротонний, матричний
9. Магній-хлорид срібла	Mg/NaCl/AgCl	Наливний, водний, незагущений
10. Магній-оксид свинцю (IV)	Mg/NaCl/PbO <sub>2</sub>	Наливний, водний, незагущений
11. Магній- хлорид міді (I)	Mg/NaCl/CuCl	Наливний, водний, незагущений
12. Срібло-йод	Ag/Ag <sub>4</sub> I <sub>5</sub> /I <sub>2</sub>	Твердий, пресований
13. Кальцій-хлорид кальцію	Ca/LiCl, KCl/CaCrO <sub>4</sub>	Розплав, твердий

Розглянемо принцип дії сухого *мангано-цинкового елемента*, який застосовують для живлення радіоприладів, апаратури зв'язку, кишенькових ліхтариків та ін.

Тут анодом слугує цинковий електрод, а катодом – електрод із суміші манган оксиду  $MnO_2$  й графіту  $C$ . Для струмовідводу катода використано графітовий стрижень. Електроліт являє собою пасту у вигляді розчину амоній хлориду  $NH_4Cl$  з домішкою загусника (борошна або крохмалю). Елемент відповідає такій схемі:



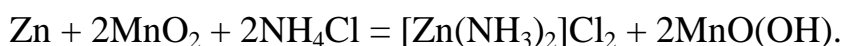
На аноді відбувається окиснення цинку з утворенням діаміноцинкодихлориду, а саме:



На катоді  $Mn^{+4}$  відновлюється до  $Mn^{+3}$  з утворенням манган гідроксиду, тобто



Сумарне рівняння струмоутворювальної реакції має такий вигляд:



Якщо напруга в елементі становить 1,4–1,6 В, то питома енергія буде дорівнювати 10–15 Вт·год/кг. В елементах з такими самими електродами, але коли електролітом слугує луг (KOH), можна досягти більших значень питомої енергії – 20–80 Вт·год/кг.

**Ртутно-цинкові елементи** здатні забезпечити високу питому енергію, до того ж вони довго зберігаються в робочому стані. Напруга в такому елементі становить 1,0–1,3 В, а питома енергія сягає 50–130 Вт·год/кг.

Елементи цього типу встановлюють в портативних радіопристроях, слухових апаратах, кардіостимуляторах тощо. Підвищити ЕРС такого елемента можна, використовуючи металеві аноди з більш від'ємним значенням потенціалу, наприклад, магній у мідно-магнієвому елементі.

З метою уникнення корозії магнію у водному розчині елемент зберігають сухим, а водою заливають перед використанням. Аноди, виготовлені з літію чи інших активних металів, захищають від корозії, експлуатуючи в неводних розчинах електролітів. В елементах з такими анодами зосереджено високу розрядну напругу (2,0 – 3,0 В) і високу питому енергію (200 – 500 Вт·год/кг).

Налагоджено промисловий випуск значної кількості різних гальванічних елементів. Їх зазвичай поділяють на дві групи: *активні*, у яких електроди постійно контактують з електролітом, і *резервні (активовані)*, які заповнюють електролітом безпосередньо перед експлуатацією. Активні гальванічні

елементи, у свою чергу, групують у такі, де використано водний (загущений), неводний (апротонний), розплавлений і твердий електроліт.

### 3.2. Джерела струму з використанням електролізу

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

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

Електролізер складається з двох електродів, занурених у посудину, заповнену розплавом або розчином електроліту (рис. 3).

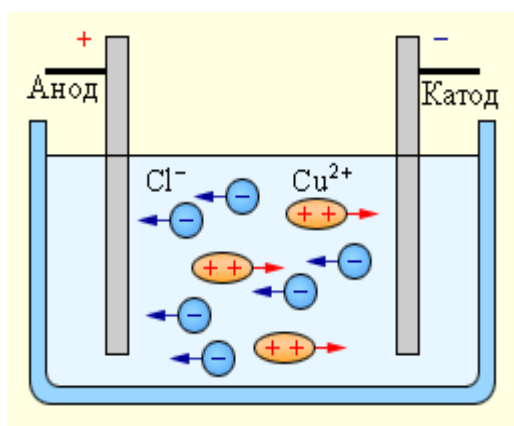


Рис. 3. Схема електролізера (електроди занурено в розплав або розчин солі  $\text{CuCl}_2$ )

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

Коли струм по електричному колу не йде, напруга в електролізері буде дорівнювати різниці рівноважних потенціалів анода ( $\varphi_{pa}$ ) і катода ( $\varphi_{pk}$ ), тобто

$$E = \varphi_{pa} - \varphi_{pk}$$

У момент проходження електричного струму через електролізер потенціал електродів змінюється. Цю зміну називають **електродною поляризацією**, що відповідає такому виразу:

$$\Delta\varphi = \varphi_i - \varphi_p$$

де  $\Delta\varphi$  – поляризація електрода;  $\varphi_i$  – потенціал електрода під час проходження струму;  $\varphi_p$  – рівноважний потенціал електрода.

Оскільки  $\varphi_i - \varphi_p = \Delta\varphi$ , то різниця потенціалів електродів при проходженні струму  $E_i = \varphi_{ia} - \varphi_{ik}$ , і перевищує величину  $E$ . Тут  $\Delta\varphi_a$ ,  $\Delta\varphi_k$ ,  $E_i$  – анодна, катодна та електродна поляризація відповідно.

Виникнення електродної поляризації пов'язано з ускладненням перебігу процесів у приелектродному просторі або на самому електроді.

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

### 3.2.1. Типи електролізу

**I. Електроліз розплавів електролітів.** Типовий приклад такого процесу – електроліз розплаву солі NaCl, де задіяно нерозчинний (інертний) анод (рис. 4). Як наслідок реакції термічної дисоціації в розплаві утворюються іони  $\text{Na}^+$  і  $\text{Cl}^-$ .

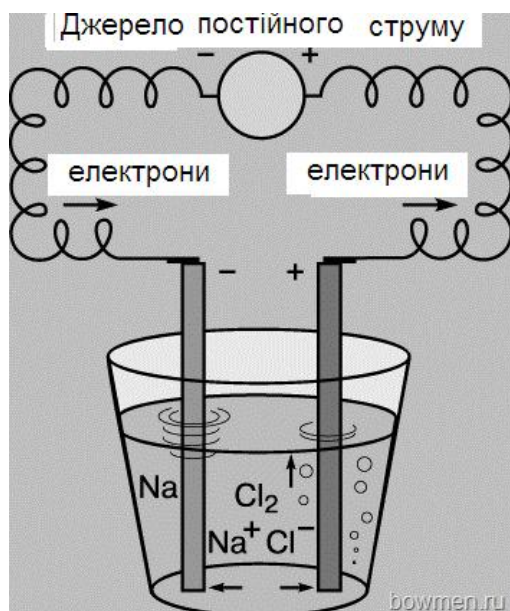
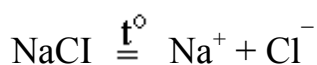
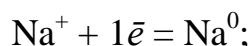


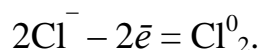
Рис. 4. Схема електролізу в розплаві солі

Під час проходження струму через електролізер з графітовими електродами (див. рис. 4) в розплаві електроліту починається спрямований рух іонів, а на електродах будуть спостерігатись такі реакції:

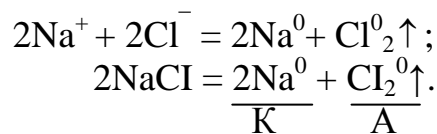
на **катоді** (–) відновлення катіонів  $\text{Na}^+$  до металевого натрію, тобто



на **аноді** (+) окиснення іонів  $\text{Cl}^-$  до газоподібного хлору, а саме:



Сумарна реакція має такий вигляд:



Як бачимо, на катоді в першу чергу буде відновлюватися більш сильний окисник, тобто та окисна форма, якій відповідає найбільш додатне значення електродного потенціалу.

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

I група – катіони алюмінію, лужних і лужноземельних металів, тих, що стоять вище (лівіше) алюмінію в ряду електрохімічних потенціалів металів, причому значення їхніх потенціалів набагато від’ємніші від  $-0,41$  В, причому у водних розчинах розрядження цих іонів на катоді не відбувається, а виділяється водень.

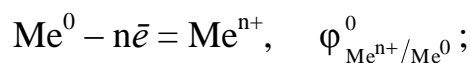
II група – катіони  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  та інші, що перебувають у ряду електрохімічних потенціалів між алюмінієм і воднем, а їхні потенціали близькі до  $-0,41$  В. Залежно від умов електролізу (щільності струму, температури, складу розчину та його концентрації) можливе як відновлення іонів металу, так і виділення іонів водню. При цьому частіше спостерігається одночасне виділення металу й водню.

III група – катіони  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Au}^{3+}$ , платинових металів, значення їхніх потенціалів набагато додатніші, від  $-0,41$  В, а також окисники  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ , що відновлюються в першу чергу. Виділення  $\text{H}_2$  при цьому не відбувається.

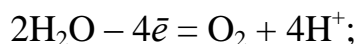
Під час електролізу **на аноді** проходить реакція окиснення, тобто віддача електронів відновником, причому в першу чергу буде окиснюватися найбільш активний з них, тобто та відновлена форма, якій відповідає найбільш негативний потенціал.

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

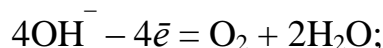
1) окиснення (розчинення) металу анода (анод розчинний), тобто



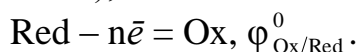
2) окиснення  $\text{OH}^-$  і  $\text{H}_2\text{O}$  з виділенням  $\text{O}_2$  (анод нерозчинний), а саме:  
– у кислому та нейтральному середовищах



– у лужному середовищі



3) окиснення інших відновників ( $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ), наявних у розчині (анод нерозчинний), тобто



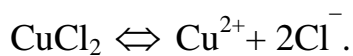
**Якщо анод нерозчинний**, то за наявності в розчині сульфід-іона  $S^{2-}$  і галогенід-іонів  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$  відбувається саме їх окиснення до утворення простої речовини.

Іони  $NO_3^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$  на аноді не окиснюються, тому за їх наявності в кислому та нейтральному розчинах на інертному аноді проходить тільки реакція виділення кисню.

Інертні (нерозчинні) аноди виготовляють із графіту, золота, платинових металів.

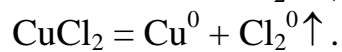
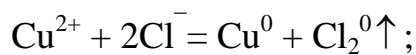
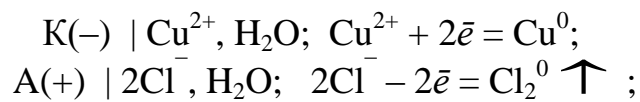
Розглянемо декілька типових випадків електролізу водних розчинів електролітів.

**II. Електроліз водного розчину  $CuCl_2$  в системі інертного анода.** Процес відбувається спочатку через дисоціацію  $CuCl_2$  на іони за такою реакцією:



Крім того, у розчині є молекули води, що можуть брати участь як в анодному, так і в катодному процесах. Купрум належить до третьої групи катіонів, які в першу чергу відновлюються на катоді. Біля анода в даному випадку будуть окиснюватися аніони  $Cl^-$  до газоподібного  $Cl_2$ .

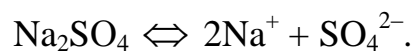
Схема електролізу водного розчину  $CuCl_2$  має такий вигляд:



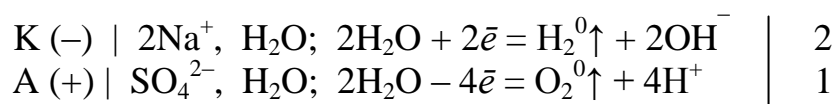
K      A

**III. Електроліз водного розчину  $Na_2SO_4$  в системі інертного анода.**

Реакція дисоціації у водному середовищі супроводжується утворенням іонів  $Na^+$  і  $SO_4^{2-}$ , тобто



Натрій належить до катіонів першої групи, тому біля катода буде відбуватися утворення газоподібного водню й скупчення іонів  $OH^-$ , а біля анода – виникнення газоподібного кисню й накопичення іонів  $H^+$ . При цьому біля катода буде зосереджуватись луг, а біля анода – кислота як наслідок таких окисно-відновних реакцій:





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

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

$$m = \frac{M_{\text{ек}}}{F} * Q .$$

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

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{ек}1}}{M_{\text{ек}2}} .$$

Якщо при електролізі на електроді відбувається кілька процесів, то частка загальної кількості електрики, витраченої на утворення однієї з речовин, називається **виходом за струмом** цієї речовини. Цей показник визначається таким чином:

$$\eta_i = \frac{m_i}{m} \cdot 100, \%$$

де  $\eta_i$  – вихід за струмом  $i$ -ї речовини;  $m_i$  – маса  $i$ -ї речовини, що утворилася фактично при електролізі під дією електричного струму;  $m$  – теоретично можлива маса речовини, відповідна кількості електрики, яка проходить через електрод (її величина відповідає першому закону Фарадея).

### 3.3. Акумулятори

**Акумулятором** називається пристрій, здатний накопичувати електричну енергію з метою її подальшого використання.

Специфіка **електричного акумулятора** полягає у зворотності внутрішніх хімічних процесів, які забезпечують багатократність циклічного використання завдяки реакціям **розрядження та зарядження**.

Процеси накопичення хімічної енергії під дією зовнішнього джерела струму називаються **зарядженням акумулятора**, а процеси перетворення хімічної енергії в електричну – **розрядженням акумулятора**. У першому випадку акумулятор працює як електролізер, а в другому – як гальванічний елемент.

Процеси **зарядження й розрядження** здійснюються багато разів, тому акумулятори є вторинними джерелами струму багаторазової дії.



*Акумулятор* складається із схожих за будовою елементів живлення. Для підвищення напруги ці елементи з'єднані послідовно (рис. 5). Принцип дії кожного елемента базується на фізико-хімічних реакціях, що формують перебіг електрохімічних процесів.

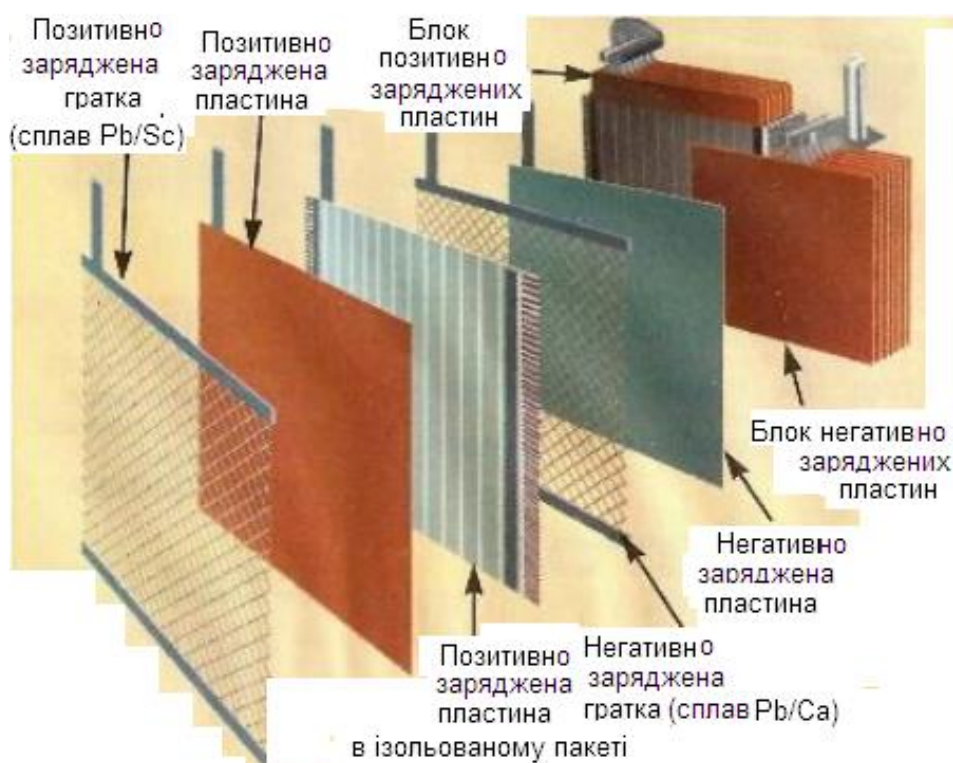


Рис. 5. Схема внутрішньої будови кислотного акумулятора

Найбільшого поширення набули кислотні (свинцеві) й лужні (залізо-нікелеві, кадмієво-нікелеві, цинково-срібні та ін.) акумулятори (табл. 2).

Таблиця 2

### Характеристика різних видів акумуляторів

Назва елемента	Електрохімічна система	Стан електроліту
1. Свинцево-кислотний	$Pb/H_2SO_4/PbO_2$	Кислота, рідкий, загущений, матричний
2. Свинцево-водневий	$H_2/H_2SO_4/PbO_2$	Кислота, рідкий, матричний
3. Залізонікелевий	$Fe/KOH/Ni(OH)_2$	Луг, рідкий, матричний
4. Кадмієво-нікелевий	$Cd/KOH/Ni(OH)_2$	Луг, рідкий, матричний
5. Цинково-нікелевий	$Zn/KOH/Ni(OH)_2$	Луг, рідкий, матричний

Продовження табл. 2

6. Нікол-водневий	$H_2/KOH/Ni(OH)_2$	Луг, рідкий, матричний
-------------------	--------------------	------------------------

7. Цинково-срібний	Zn/КОН/Ag <sub>2</sub> O	Луг, рідкий, матричний
8. Кадмієво-срібний	Cd/КОН/Ag <sub>2</sub> O	Луг, рідкий, матричний
9. Срібно-водневий	H <sub>2</sub> /КОН/Ag <sub>2</sub> O	Луг, рідкий, матричний
10. Сірчано-натрієвий	Na/Na <sub>2</sub> S/S	Твердий, β-глинозем, мембрана
11. Літій-залізусульфідний	Li/LiA/FeS <sub>x</sub>	Розплав, А – аніон
12. Хлор-літійовий	Li/LiCl/Cl <sub>2</sub>	Твердий, мембрана

### 3.3.1. Свинцево-кислотний акумулятор

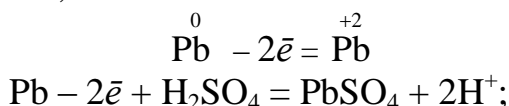
При використанні цих акумуляторів електродами слугують гратчасті свинцеві пластини, заповнені активною масою і занурені у 32–39%-ний розчин H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ρ = 1,24 – 1,30 г/см<sup>3</sup>). У зарядженому стані активною масою із позитивним зарядом пластин є плюмбум оксид (IV) PbO<sub>2</sub>, а з негативним – губчастий свинець.

Схематичне позначення акумулятора виглядає таким чином:

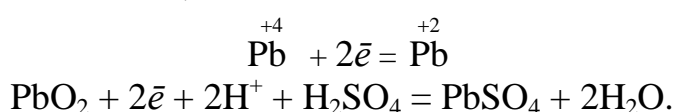


**Розрядження акумулятора.** Тут пристрій діє як гальванічний елемент, тому на пластинці з негативним зарядом негативній відбувається процес анодного окиснення, а з позитивним – катодного відновлення відповідних активних мас, що супроводжується такими реакціями:

на **аноді** (–) – окиснення, тобто



на **катоді** (+) – відновлення, а саме:



Повне рівняння реакції, яка супроводжує розрядження акумулятора, має такий вигляд:

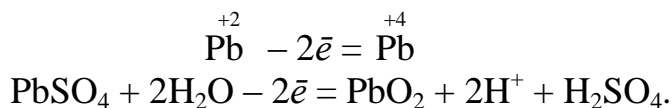


У процесі розрядження акумулятора зменшується густина електроліту (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) і напруга в ньому. Початкова напруга змінюється несуттєво, проте коли вона стає нижчою 1,7 В (ρ = 1,17 г/см<sup>3</sup>), то має місце її швидше незворотне падіння. При цьому на електродах утворюється неактивна плівка PbSO<sub>4</sub> особливої кристалічної структури (унаслідок сульфатування), яка ізолює

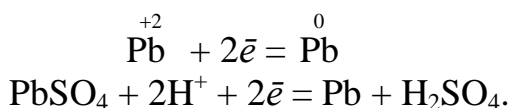
активну масу електрода від електроліту. У зв'язку з цим не рекомендується розряджати акумулятор до напруги нижче 1,7 В.

**Зарядження акумулятора** полягає в тому, що на пластині з негативним зарядом, відбувається відновлення, а з позитивним – окиснення  $\text{PbSO}_4$  до вихідних речовин. У процесі зарядження проходять такі реакції:

на **аноді (+)** – окиснення



на **катоді (-)** – відновлення



Підсумкове рівняння процесу зарядження має такий вигляд:



Під час зарядження показники густини електроліту й напруги в акумуляторі зростають. У кінці процесу напруга сягає значення, достатнього для електролізу води з виділенням водню. Ось чому поява бульбашок газу (“кипіння” електроліту) слугує ознакою завершення процесу зарядження акумулятора.

Свинцевий акумулятор має ряд *переваг*, зокрема високий ККД (близько 80 %), високу ЕРС (~ 2,1 В), доступність і низьку вартість.

Кислотному акумулятору властива добра здатність заряджатися й розряджатися близько 500 разів при збереженні номінальних параметрів.

Серед *недоліків* цих акумуляторів треба назвати невисоку питому енергію (20–30 Вт·год/кг), саморозрядження при зберіганні нетривалий термін експлуатації (2–5 років). Свинцеві акумулятори широко використовуються на автомобільному й залізничному транспорті, на підводних човнах і літаках та ін.

### 3.3.2. Залізонікелевий лужний акумулятор

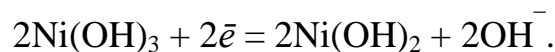
У цьому пристрої електроди являють собою залізні ґратчасті пластини, заповнені активною масою й занурені у 21–28 %-ний розчин КОН. Активна маса позитивно заряджених пластин – це  $\text{Ni}(\text{OH})_3$ , а негативно заряджених – губчасте залізо. Хімічна схема акумулятора має такий вигляд:



**Розрядження акумулятора** полягає в тому, що на аноді (-) відбувається окиснення  $\overset{0}{\text{Fe}}$  до  $\overset{+2}{\text{Fe}}$ , тобто проходить така реакція:



При цьому на катоді (+) має місце відновлення  $\overset{+3}{\text{Ni}}$  до  $\overset{+2}{\text{Ni}}$ , а саме:



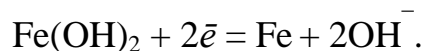
Процес розрядження можна подати таким сумарним рівнянням:



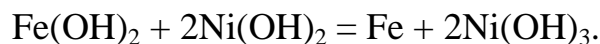
**Зарядження акумулятора** супроводжується регенерацією вихідних речовин на позитивно й негативно заряджених пластинах. Причому на аноді (+) відбувається окиснення  $\overset{+2}{\text{Ni}}$  до  $\overset{+3}{\text{Ni}}$ , а саме:



На катоді (-)  $\overset{+2}{\text{Fe}}$  відновлюється до  $\overset{0}{\text{Fe}}$ , тобто



Сумарне рівняння процесу заряду запишеться так:



До переваг залізнікелевого акумулятора слід віднести тривалий термін експлуатації (до 10 років), високу механічну міцність, а серед недоліків – невисокі показники ККД (60–65 %) й ЕРС (~1,3 В).

Акумулятори застосовуються для живлення апаратури зв'язку, радіоприймачів та різних електронних пристроїв.

У лужних цинково-срібних акумуляторах відновником слугує цинк, а окисником – аргентум (I) оксид. Питома енергія цих систем відносно висока (60–100 Вт·год/кг), проте через значну вартість вони застосовуються досить обмежено.

### 3.4. Паливні елементи й електрохімічні генератори

**Паливними елементами** називаються пристрої, у яких хімічна енергія відновлювача (палива) та окиснювача, безперервно й роздільно спрямованих до електродів, перетворюється в електричну.

Відновниками в таких елементах бувають рідкі й газоподібні речовини, зокрема водень, вуглець, гідразин  $\text{N}_2\text{H}_4$ , метанол  $\text{CH}_3\text{OH}$ , а окисниками – кисень, пероксид водню  $\text{H}_2\text{O}_2$  та ін.

### 3.4.1. Киснево-водневий паливний елемент

Принципова схема киснево-водневого паливного елемента зображена на рис. 6.

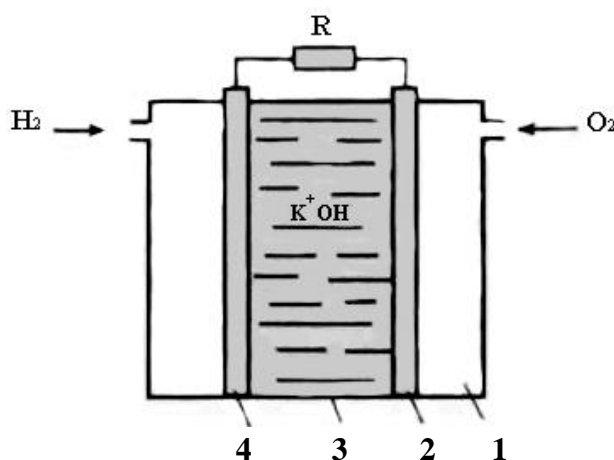


Рис. 6. Схема киснево-водневого паливного елемента:  
1 – корпус; 2 – катод; 3 – електроліт; 4 – анод; R – двигун

Електроди в цьому елементі, що мають пористу структуру, виготовляють із металевих порошків. Для зниження поляризації до їх складу введено каталізатори – метали групи Pt, а також Ni, Co, Ag та ін. Розчин KOH в таких пристроях виконує функцію електроліту.

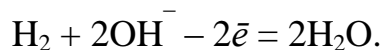
До анода підводиться відновник – водень, а до катода – окисник (чистий кисень).

Схема киснево-водневого елемента буде такою:

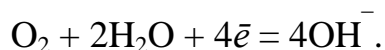


де Me – метал, що відіграє роль каталізатора електродного процесу й струмовідводу.

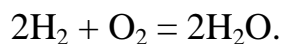
На аноді елемента проходить реакція окиснення водню, тобто



На катоді відбувається відновлення кисню, а саме:



Рівняння струмоутворювальної реакції буде мати такий вигляд:



ЕРС киснево-водневих паливних елементів дорівнює 1,23 В, а їхній ККД є достатньо високим, практично сягає 60–80 %.

Паливні елементи, що працюють при низьких температурах, називаються *низькотемпературними*.

Ці пристрої не можуть працювати з використанням природних видів палива: нафти й нафтопродуктів, природного газу. У зв'язку з цим проблему вирішують, експлуатуючи *високотемпературні* елементи або проводять попередню хімічну обробку палива для надання йому електрохімічної активності.

### **3.5. Електрохімічні генератори**

Система, що складається з батареї паливних елементів, пристроїв для подачі палива й окисника, виведення продуктів реакції, підтримання та регулювання температури, називається *електрохімічним генератором*.

Потужність сучасних електрохімічних генераторів сягає 1000 кВт, питома енергія, залежно від виду й кількості палива в посудині для зберігання становить 400–800 Вт·год/кг, а ККД – 60–70 %.

Найсучасніші киснево-водневі генератори застосовуються на космічних кораблях. Вони забезпечують орбітальні станції та космонавтів не тільки електроенергією, а й водою, яка є продуктом реакції в паливному елементі.

## **4. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ**

### **4.1. Загальні зауваження**

Щоб краще засвоїти самостійно опрацьований матеріал дисципліни, студенти мають виконати індивідуальні розрахунково-аналітичні завдання.

*Дидактичні цілі* цих завдань такі:

- ♦ вивчення результатів аналітичного огляду джерел інформації про електрохімічні процеси, що відбуваються в ХДС;
- ♦ розвиток умінь самостійного аналізу переваг кожного виду ХДС та електрохімічних процесів одержання енергії;
- ♦ вироблення навичок узагальнення даних про доцільність використання ХДС у сучасній енергетиці.

### **4.2. Організаційні моменти виконання завдань**

Студент виконує аналітично-розрахункові завдання самостійно, консультуючись при цьому з викладачем, який керує цим видом роботи.

*Перед початком роботи студент повинен:*

- ♦ отримати індивідуальне завдання (воно містить теоретичне питання й умови розрахунку);

♦ самостійно дати повну відповідь на теоретичне питання й виконати розрахунки, використавши матеріали методичного та інформаційного забезпечення дисципліни;

- ♦ систематично відвідувати консультації;
- ♦ подати виконану роботу на перевірку.

**Викладач зобов'язаний:**

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

### 4.3. Структура індивідуального завдання й загальні вимоги до його оформлення

Індивідуальне завдання виконують на аркушах паперу формату А4, передбачивши такі розділи:

- ♦ Зміст завдання.
- ♦ Відповідь на теоретичне питання з висновком про сферу застосування описаного електрохімічного процесу.
- ♦ Виконання розрахунків на базі поданих у завданні вихідних даних, необхідних формул (закономірностей) для отримання правильного результату.
- ♦ Перелік бібліографічних посилань з описом джерел інформації, якими студент користувався під час виконання роботи.

### 4.4. Варіанти завдань

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

До кожного з варіантів завдання (відповідає номеру студентського прізвища в журналі академічної групи) використати такі значення параметрів  $C_{M_1}, \alpha_1$  і  $C_{M_2}, \alpha_2$ , що характеризують солі металів  $Me_1$  і  $Me_2$  відповідно:

01 – Cu; 0,001;	95	Ni; 0,1;	43
02 – Fe; 0,01;	88	Sn; 0,001;	95
03 – Cd; 0,1;	43	Co; 0,1;	43
04 – Pb; 0,001;	95	Ni; 0,01;	88
05 – Ag; 0,01;	85	Mg; 0,01;	66
06 – Zn; 0,01;	88	Co; 0,001;	87
07 – Cu; 0,01;	88	Ni; 0,1;	75
08 – Cd; 0,001;	87	Sn; 0,1;	75
09 – Ag; 0,001;	98	Co; 0,01;	66
10 – Mg; 0,1;	43	Fe; 0,1;	43
11 – Zn; 0,1;	75	Mg; 0,001;	87

12 – Fe; 0,001;	95	Zn; 0,001;	95
13 – Sn; 0,01;	88	Fe; 0,1;	42
14 – Cr; 0,1;	65	Ag; 0,01;	93
15 – Cu; 0,1;	43	Cd; 0,01;	66
16 – Ni; 0,001;	95	Cu; 0,01;	43
17 – Cd; 0,01;	66	Cr; 0,01;	65
18 – Ag; 0,01;	95	Sn; 0,01;	88
19 – Zn; 0,001;	95	Fe; 0,001;	95
20 – Fe; 0,1;	43	Zn; 0,1;	75
21 – Mg; 0,001;	87	Ag; 0,001;	98
23 – Sn; 0,1;	75	Cd; 0,001;	87
24 – Cu; 0,01;	88	Zn; 0,01;	88
25 – Ni; 0,1;	75	Ag; 0,1;	85
26 – Co; 0,001;	87	Cu; 0,01;	88
27 – Mg; 0,01;	66	Pb; 0,001;	96
28 – Ni; 0,01;	88	Cd; 0,1;	43
29 – Co 0,1;	43	Fe; 0,01;	88
30 – Sn; 0,001;	95	Cu; 0,001;	95

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

- 01 – Sn/SnSO<sub>4</sub> (0,01M; α = 43 %) // CdSO<sub>4</sub> (0,01M; α = 66 %) /Cd
- 02 – Ni/NiCl<sub>2</sub> (0,01M; α = 88 %) // FeSO<sub>4</sub> (0,1M; α = 48 %) /Fe
- 03 – Cu/CuSO<sub>4</sub> (0,001M; α = 87 %) // Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,1M; α = 75 %) /Pb
- 04 – Zn/ZnSO<sub>4</sub> (0,001M; α = 87 %) // AgNO<sub>3</sub> (0,1M; α = 85 %) /Ag
- 05 – Ag/AgNO<sub>3</sub> (0,01M; α = 93 %) // CuSO<sub>4</sub> (0,001M; α = 87 %) /Cu
- 06 – Ni/NiSO<sub>4</sub> (0,1M; α = 43 %) // ZnCl<sub>2</sub> (0,1M; α = 75 %) /Zn
- 07 – Mg/MgCl<sub>2</sub> (0,001M; α = 95 %) // FeCl<sub>2</sub> (0,01M; α = 88 %) /Fe
- 08 – Zn/ZnCl<sub>2</sub> (0,1M; α = 75 %) // MgSO<sub>4</sub> (0,1M; α = 43 %) /Mg
- 09 – Pb/Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,01M; α = 88 %) // Cu (NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,001M; α = 95 %) /Cu
- 10 – Sn/SnCl<sub>2</sub> (0,1M; α = 75 %) // AgNO<sub>3</sub> (0,001M; α = 98 %) /Ag
- 11 – Zn/ZnSO<sub>4</sub> (0,1M; α = 43 %) // CrCl<sub>3</sub> (0,1M; α = 65 %) /Cr
- 12 – Fe/FeSO<sub>4</sub> (0,01M; α = 65 %) // CuSO<sub>4</sub> (0,1M; α = 43 %) /Cu
- 13 – Cu/CuCl<sub>2</sub> (0,001M; α = 95 %) // SnCl<sub>2</sub> (0,01M; α = 88 %) /Sn
- 14 – Cd/CdSO<sub>4</sub> (0,01 M; α = 66 %) // CuSO<sub>4</sub> (0,001M; α = 87 %) /Cu
- 15 – Pb/Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,1M; α = 75 %) // NiCl<sub>2</sub> (0,01M; α = 88 %) /Ni
- 16 – Ag/AgNO<sub>3</sub> (0,1M; α = 85 %) // NiSO<sub>4</sub> (0,1M; α = 43 %) /Ni
- 17 – Cu/CuSO<sub>4</sub> (0,001M; α = 87 %) // MgCl<sub>2</sub> (0,001M; α = 95 %) /Mg
- 18 – Zn/ZnCl<sub>2</sub> (0,1M; α = 75 %) // Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,01M; α = 88 %) /Pb
- 19 – Fe/FeCl<sub>2</sub> (0,01M; α = 88 %) // SnCl<sub>2</sub> (0,1M; α = 75 %) /Sn
- 20 – Mg/MgSO<sub>4</sub> (0,1M; α = 43 %) // FeSO<sub>4</sub> (0,01M; α = 60 %) /Fe



- 21 – Cu/Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,001M; α = 95 %) // CdSO<sub>4</sub> (0,01M; α = 66 %) /Cd  
 22 – Sn/SnCl<sub>2</sub> (0,01M; α = 43 %) // Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,1M; α = 75 %) /Pb  
 23 – Cu/CuSO<sub>4</sub> (0,01M; α = 66 %) // ZnSO<sub>4</sub> (0,1M; α = 43 %) /Zn  
 24 – Cr/CrCl<sub>3</sub> (0,1M; α = 65 %) // MgCl<sub>2</sub> (0,001M; α = 95 %) /Mg  
 25 – Ni/NiCl<sub>2</sub> (0,1M; α = 75 %) // CuSO<sub>4</sub> (0,001M; α = 87 %) /Cu  
 26 – Sn/SnSO<sub>4</sub> (0,01M; α = 66 %) // AgNO<sub>3</sub> (0,1M; α = 85 %) /Ag  
 27 – Mg/MgSO<sub>4</sub> (0,001M; α = 87 %) // FeSO<sub>4</sub> (0,1M; α = 43 %) /Fe  
 28 – Cu/Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,01M; α = 88 %) // CrCl<sub>3</sub> (0,1M; α = 65 %) /Cr  
 29 – Fe/FeCl<sub>2</sub> (0,1M; α = 75 %) // Co(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,001M; α = 95 %) /Co  
 30 – Co/CoSO<sub>4</sub> (0,001M; α = 87 %) // Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,01M; α = 88 %) /Mg

3. Через водний розчин метал-нітрату пропустили 193000 Кл електричного струму. Розрахуйте кількість (г) виділеного на катоді одного з поданих нижче у варіантах завдання металу\*

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

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

Напишіть рівняння реакцій, які спостерігаються на електродах при електролізі водного розчину метал-нітрату, якщо анод виготовлений з цього металу.

4. Через водний розчин метал-хлориду пропустили струм силою  $I$ , А протягом  $t$ , год. Розрахувати кількість одного з поданих нижче у варіантах завдання металу, що виділяється на катоді. Крім металів, подано також відповідні їм значення параметрів  $I$  і  $t$ .

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

\*Якщо в умовах завдання не подано значень виходу за струмом, то прийнято вважати, що він дорівнює 100 %.

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

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

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

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

6. У кислотному акумуляторі через розчин плюмбуму сульфату пропущено 25 А-год електрики ( $Q$ ). При цьому на катоді виділилося  $m$  (г) плюмбуму. Обчислити вихід за струмом, скориставшись одним з варіантів значення параметра  $m$ :

01 – 38,2	07 – 41,2	13 – 44,2	19 – 47,2	25 – 50,2
02 – 38,7	08 – 41,7	14 – 44,7	20 – 47,7	26 – 50,7
03 – 39,2	09 – 42,2	15 – 45,2	21 – 48,2	27 – 51,2
04 – 39,7	10 – 42,7	16 – 45,7	22 – 48,7	28 – 51,7
05 – 40,2	11 – 43,2	17 – 46,2	23 – 49,2	29 – 52,2
06 – 40,7	12 – 43,7	18 – 46,7	24 – 49,7	30 – 52,7

Написати рівняння реакцій, які мають місце на електродах, під час електролізу водного розчину плюмбуму сульфату, коли анод являє собою плюмбум.

7. При електролізі феруму (II) сульфату на аноді за нормальних умов виділилося  $V$  мл кисню. Обчисліть, скільки грамів заліза виділиться на катоді, беручи до уваги один з таких варіантів значення параметра  $V$ :

01 – 100	06 – 350	11 – 600	16 – 850	21 – 225	26 – 475
02 – 150	07 – 400	12 – 650	17 – 900	22 – 275	27 – 525

03 – 200	08 – 450	13 – 700	18 – 950	23 – 325	28 – 575
04 – 250	09 – 500	14 – 750	19 – 125	24 – 375	29 – 625
05 – 300	10 – 550	15 – 800	20 – 175	25 – 425	30 – 675

Написати рівняння реакцій, що відбуваються на нерозчинних електродах, під час електролізу водного розчину  $\text{FeSO}_4$ .

8. Через розчин купрум (II) сульфату пропустили струм силою  $I$ , А протягом часу  $t$  із значенням виходу за струмом  $\eta$ , %. Обчислити кількість (г) міді, що виділилася на катоді, та об'єм (мл) кисню (за нормальних умов), що виділився на аноді, скориставшись одним з поданих нижче варіантів значень показників  $I$ ,  $t$ ,  $\eta$  відповідно.

01 – 1,1; 1 год 13 с;	90	16 – 4,1; 2 год;	92
02 – 1,3; 2 год 20 хв;	95	17 – 4,3; 2 год 50 хв;	86
03 – 1,5; 2 год 10 с;	80	18 – 4,5; 1 год 50 с;	94
04 – 1,7; 2 год;	85	19 – 4,7; 1 год 5 хв;	82
05 – 1,9; 3 год 20 хв;	90	20 – 4,9; 1 год;	83
06 – 2,1; 3 год;	75	21 – 5,1; 3 год 20 с;	85
07 – 2,3; 20 хв 30 с;	92	22 – 5,3; 4 год;	84
08 – 2,5; 66 хв 25 с;	84	23 – 5,5; 4 год 10 хв;	91
09 – 2,7; 32 хв 15 с;	82	24 – 5,7; 2 год 15 с;	92
10 – 2,9; 2 год 10 хв;	84	25 – 5,9; 2 год 15 хв;	93
11 – 3,1; 2 год 20 хв;	92	26 – 6,0; 45 хв;	98
12 – 3,3; 25 хв;	94	27 – 6,2; 1 год 45 хв;	82
13 – 3,5; 3 год;	89	28 – 6,4; 1 год 45 с;	95
14 – 3,7; 1 год 30 хв;	88	29 – 6,6; 2 год 50 хв;	97
15 – 3,9; 1 год 10 хв;	96	30 – 6,8; 2 год 50 с;	88

Написати рівняння реакцій, які проходять на нерозчинних електродах у процесі електролізу водного розчину  $\text{CuSO}_4$ .

9. Скільки грамів  $\text{H}_2\text{SO}_4$  утворилось при електролізі водного розчину електроліту  $\text{K}_2\text{SO}_4$  поблизу нерозчинного анода, якщо за нормальних умов на аноді виділилося  $V$  л кисню. В обчисленнях скористатись одним з поданих нижче варіантів значення параметра  $V$ :

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

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

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

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

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

#### 4.5. Критерії оцінювання аналітично-розрахункового завдання

Робота оцінюється на **відмінно** (90–100/А), якщо студент використав потрібні джерела інформації, виявивши засвоєння достатнього обсягу знань і набуття вмінь у якісному та повному висвітленні змісту індивідуального завдання, до того ж було підтверджено залучення ним навчального матеріалу на рівні творчого використання; причому завдання виконано ретельно й самостійно, матеріал викладено в логічній послідовності, продемонстровано точність і чіткість мови, відсутність мовних помилок різного роду, а власні висновки студента відповідають темі завдання.

Робота заслуговує на оцінку **добре** (82–89/В) в тому разі, коли студент залучив до її виконання відповідні джерела інформації, показав оволодіння достатнім обсягом знань і вмінь у повному висвітленні змісту індивідуального завдання; продемонстрував якість оформлення роботи, самостійність її виконання, точність і чіткість мови, при цьому в тексті роботи не було зафіксовано помилок, а власні висновки студента відповідають темі завдання.

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

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

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

Робота заслуговує на оцінку **незадовільно** (35–59/FX) з можливістю її повторного виконання, якщо поданий студентом теоретичний матеріал не відповідає темі завдання, у ньому допущено принципові змістові й лексичні помилки, розрахунки не здійснено, тобто студент не виявив певних знань і вміннь у межах навчальної програми.

## ПЕРЕЛІК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Фізична хімія : навч. посіб. / В.В. Кочубей, Н.О. Бутиліна, П.І. Топільницький, Ю.А. Раєвський; М-во освіти і науки України, Нац. ун-т «Львівська політехніка». – Львів : Львівська політехніка, 2008. – 112 с.

2. Кириченко В.І. Загальна хімія : навч. посіб. / В.І. Кириченко. – К. : Вища шк., 2005. – 639 с.

3. Загальна хімія : підруч. для студ. нехіміч. спец. вищ. навч. закл. / В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич, О.А. Голуб. – К.: Вища шк., 2009. – 471 с.

4. Рейтер Л.Г. Теоретичні розділи загальної хімії : підруч. для студ. вищ. навч. закл. /Л.Г. Рейтер, О.М. Степаненко, В.П. Басов. – К.: Каравела, 2006. – 303 с.

5. Мустяца О.Н. Окисно-відновні реакції та електрохімія: навч. посіб. [Текст] / О.Н. Мустяца. – 3-тє видання, перероб. та доп. – К. : Арістей, 2007. – 148 с.

6. Пінчук С.І. Хімія твердого тіла (короткий курс) : підручник / С.І. Пінчук, О.Е. Чигиринець. – Київ : АртЕк, 2018. – 124 с.

7. Пахолюк А.П. Основи матеріалознавства і конструкційні матеріали : посібник / А.П. Пахолюк, О.А. Пахолюк. – Львів : Світ, 2005. – 172 с.

8. Національна електронна бібліотека [Електрон. ресурс] / Спосіб доступу: URL: [http://dpva.info/Guide\\_Chemistry/Properties\\_of\\_Organic\\_solvents](http://dpva.info/Guide_Chemistry/Properties_of_Organic_solvents).

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

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

Зразок оформлення титульного аркуша індивідуального завдання

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
НАЦІОНАЛЬНИЙ ГІРНИЧИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
"ДНІПРОВСЬКА ПОЛІТЕХНІКА"**

Кафедра хімії

**ІНДИВІДУАЛЬНЕ ЗАВДАННЯ**

до розділу "ЕЛЕКТРОХІМІЯ"

на тему:

**«ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА СТРУМУ ТА ЇХ ПРОМИСЛОВЕ  
ВИКОРИСТАННЯ»**

Студент \_\_\_\_\_ групи \_\_\_\_\_  
(ПІБ)

Керівник від університету \_\_\_\_\_  
(підпис, науковий ступінь, посада, прізвище, ініціали)

Дніпропетровськ  
201\_

## ЗМІСТ

1. ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ.....	3
2. ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ.....	3
3 ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА СТРУМУ.....	4
3.1. Гальванічні елементи .....	4
3.2. Джерела струму з використанням електролізу.....	10
3.2.1. Типи електролізу.....	12
3.3. Акумулятори.....	16
3.3.1. Свинцево-кислотний акумулятор.....	18
3.3.2. Залізонікелевий лужний акумулятор.....	19
3.4. Паливні елементи й електрохімічні генератори.....	20
3.4.1. Киснево-водневий паливний елемент.....	21
3.5. Електрохімічні генератори.....	22
4. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ.....	22
4.1. Загальні зауваження.....	22
4.2. Організаційні моменти виконання завдань.....	22
4.3. Структура завдання й загальні вимоги до його оформлення.....	23
4.4. Варіанти завдання.....	23
4.5. Критерії оцінювання аналітично-розрахункового завдання.....	28
ПЕРЕЛІК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	29
Додатки.....	30



**Светкіна Олена Юріївна**  
**Лисицька Світлана Майорівна**

## **ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА СТРУМУ**

Методичні рекомендації до виконання індивідуальних завдань з хімії (розділ «Електрохімія») студентами спеціальності 161 «Хімічні технології та інженерія»

У редакції авторів.

Підп. до друку                      Формат 30x42/4.  
Папір офсет. Ризографія. Ум. друк. арк. 2,07.  
Обл.-вид. арк.1,5. Тираж пр. Зам. № .

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