

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

«Харківський політехнічний інститут»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторної роботи

«Хімічна дія електричного струму»

для студентів спеціалізацій «Технічна електрохімія» і
«Хімічні технології рідкісних розсіяних елементів та
матеріалів на їх основі» денної та заочної форм навчання

Затверджено

редакційно-видавничою

радою університету,

протокол № 2 від 25.06.2020 р.

Харків
НТУ „ХПІ”
2021

Методичні вказівки до виконання лабораторної роботи «Хімічна дія електричного струму» для студентів спеціалізацій «Технічна електрохімія» і «Хімічні технології рідкісних розсіяних елементів та матеріалів на їх основі» денної та заочної форм навчання / уклад. Артеменко В. М., Майзеліс А. О., Дерібо С. Г. – Харків : Видавничий центр «МОДЕЛІСТ», 2021. – 24 с.

Укладачі В. М. Артеменко, канд. техн. наук, доц.
 А. О. Майзеліс, докт. техн. наук
 С. Г. Дерібо, канд. техн. наук, доц.

Рецензент Г. Г. Тульський, докт. техн. наук, проф., НТУ «ХП»

Кафедра технічної електрохімії

ВСТУП

Мета роботи: ознайомлення з основними кількісними законами електролізу (законами Фарадея), які встановлюють зв'язок між кількістю електрики, пропущеної через електрохімічну систему, і кількістю речовини, що взяла участь у електрохімічних перетвореннях.

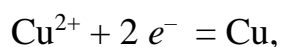
В результаті проведених занять досягається вміння студентами використовувати основні закони електролізу (закони Фарадея) при розрахунках електрохімічних еквівалентів, виходів речовини за струмом, швидкості основних і побічних реакцій, тривалості електролізу.

1. ОСНОВНІ ТЕОРЕТИЧНІ ПОЛОЖЕННЯ

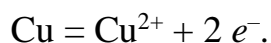
1.1 Основні закони електролізу. Електрохімічний еквівалент

Процес відновлення речовини на катоді або окиснення на аноді внаслідок перебігу електродних реакцій називається електролізом. Наприклад, при пропусканні електричного струму від зовнішнього джерела постійного струму через електрохімічну систему, яка складається з двох мідних електродів, занурених у розчин сульфату міді на електродах перебігають такі реакції:

- на електроді, з'єднаному з мінусом джерела струму (катоді), відбувається відновлення іонів міді до металу за реакцією:



- на електроді, з'єднаному з плюсом джерела струму (аноді) відбувається окиснення металеві міді до іонного стану:



Оскільки проходження електричного струму через електрохімічні системи пов'язане з хімічними перетвореннями, між кількістю електрики, що пропущена, і кількістю речовини, що прореагувала, має бути певна залежність. Цю залежність відкрив англійський вчений Майкл Фарадей у

1833–1834 рр. і відобразив у вигляді двох основних кількісних законів електрохімії. По суті, ним були введені терміни, які вживаються і дотепер: електроліз, електроліт, електрод, анод, катод, аніон, катіон.

Закони Фарадея є першими кількісними законами електрохімії. Згідно з *першим законом Фарадея* залежність між кількістю електрики, що пройшла через електрохімічну систему, і кількістю речовини, що прореагувала, є прямо пропорційною.

Математично цей закон можна подати рівнянням:

$$\Delta m = k_e \cdot I \cdot \tau = k \cdot Q, \quad (1.1)$$

де Δm – маса речовини, що прореагувала, г; k_e – коефіцієнт пропорційності; τ – тривалість електролізу, с; Q – кількість електрики, що пройшла через електрохімічну систему і дорівнює добутку сили струму на час ($I \cdot \tau$). Кількість електрики вимірюється в А·с (або Кл), в технічній електрохімії – в А·год. Кількість електрики може також виражатися у фарадеях (F).

Якщо кількість пропущеної електрики незалежно від способу її вираження дорівнює 1, то $\Delta m = k_e$. Тобто за фізичною суттю коефіцієнт k_e являє собою кількість речовини, що прореагувала на електроді в результаті проходження одиниці електрики.

Коефіцієнт пропорційності k_e носить назву *електрохімічного еквівалента*. Оскільки за одиницю кількості електрики можна взяти різні величини (1 Кл = 1 А·с; 1 F = 96500 А·с/моль, або 26,8 А·год./моль), то електрохімічний еквівалент має відповідну розмірність (мг/А·с, г/А·год., г/F).

На честь М. Фарадея одиниця кількості електрики, яка дорівнює добутку елементарного заряду e_0 ($e_0 = 1,60218 \cdot 10^{-19}$ Кл) і сталої Авогадро N_a ($N_a = 6,0221 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹), названа *сталю Фарадея* – F (1 F = $e \cdot N_a = 96484,93$ Кл·моль⁻¹, в розрахунках – 96500 Кл·моль⁻¹).

При проходженні 1 F електрики на електроді реагує кількість речовини, яка дорівнює її молярній масі (молярному об'єму) еквівалента. Електрохімічний еквівалент розраховується як

$$k_e = \frac{A(M)}{z \cdot F}, \quad \text{або} \quad k_e = \frac{A_e(M_e)}{F}. \quad (1.2)$$

Для газів:

$$k_e = \frac{V_{н.у.}}{z \cdot F}, \quad \text{або} \quad k_e = \frac{V_e}{F}, \quad (1.3)$$

де $A(M)$ або (A) – атомна маса металу, або (M) – молярна маса речовини; z – кількість електронів, що беруть участь в електродній реакції; $A_e(M_e)$ – молярна маса еквівалента металу (речовини); $V_{н.у.}$ – об'єм молю газу при нормальних умовах; F – стала Фарадея, V_e – молярний об'єм еквівалента газу.

Другий закон Фарадея встановлює зв'язок між кількістю речовини, що прореагувала, та її природою і формулюється таким чином: **при сталій кількості електрики, що пройшла через електрохімічну систему, маси речовин, що прореагували, відносяться між собою як молярні маси (об'єми) їх еквівалентів:**

$$\frac{\Delta m_1}{M_{e1}} = \frac{\Delta m_2}{M_{e2}} = \frac{\Delta m_3}{M_{e3}} = \dots = \text{const}, \quad (1.4)$$

де $\Delta m_1, \Delta m_2, \Delta m_3$ – маси речовин, що прореагували. г; M_{e1}, M_{e2}, M_{e3} – відповідні маси (об'єми) їх еквівалентів.

Обидва закони Фарадея об'єднуються наступним: **при пропусканні через електрохімічну систему одного фарадея (1 F) електрики на катоді відновлюється, а на аноді окиснюється кількість речовини, яка дорівнює молярній масі еквівалента даної речовини.**

1.2 Вихід за струмом

Хоча закони Фарадея є найбільш загальними і точними законами електролізу, проте на практиці зазвичай електрохімічного перетворення зазнає менша кількість речовини, ніж розрахована за законом Фарадея. Таке явище пояснюється перебігом на електроді не однієї, а декількох реакцій, або наявністю хімічних реакцій, внаслідок яких змінюється кількість речовини, отриманої в результаті електролізу. Щоб урахувати вплив паралельних і вторинних реакцій було введено поняття *вихід за струмом ВС*. Вихід за струмом визначає, яку частину кількості електрики, що пройшла через електрохімічну систему, було витрачено на окрему парціальну електродну реакцію. Розраховують вихід за струмом або у долях від одиниці:

$$BC = \frac{Q_i}{\sum Q_i}, \quad (1.5)$$

де BC – вихід за струмом; Q_i – кількість електрики, витраченої на дану реакцію, Кл; $\sum Q_i$ – загальна кількість пропущеної електрики, Кл, або у відсотках:

$$BC = \frac{Q_i}{\sum Q_i} \cdot 100 \% . \quad (1.6)$$

Вихід за струмом можна також виразити як відношення теоретично розрахованої кількості електрики ($Q_{\text{теор}}$) до практично витраченої ($Q_{\text{практ.}}$), тобто:

$$BC = \frac{Q_{\text{теор}}}{Q_{\text{практ}}} \cdot 100 \% . \quad (1.7)$$

Досить часто вихід за струмом визначають як відношення маси практично перетвореної речовини ($\Delta m_{\text{практ.}}$) до тієї, яка б мала теоретично прореагувати, якби весь струм витрачався тільки на дану реакцію ($\Delta m_{\text{теор}}$):

$$BC = \frac{\Delta m_{\text{практ}}}{\Delta m_{\text{теор}}} \cdot 100\% . \quad (1.8)$$

Практичну зміну маси електрода ($\Delta m_{\text{практ}}$) знаходять як різницю ваги електрода до і після електролізу.

Таким чином, якщо з декількох можливих електродних процесів цільовим є лише один, то для підвищення ефективності електролізу необхідно створити такі умови, щоб вихід за струмом цієї реакції був якомога вищим.

Прикладами перебігу декількох реакцій є сумісне виділення на катоді металу і водню, відновлення на катоді іонів металу, що мають різні ступені окиснення, сумісне виділення на аноді кисню і хлору та ін.

1.3 Швидкість електрохімічних процесів

Швидкість електрохімічної реакції, як і швидкість хімічної реакції, визначається кількістю речовини, що прореагувала за одиницю часу:

$$V = \pm \frac{d(\Delta m)}{d\tau} . \quad (1.9)$$

Використовуючи перший закон Фарадея можна виразити Δm через кількість пропущеної електрики за формулою (9.1). Тоді,

$$V = \pm \frac{d(k_e \cdot I \cdot \tau)}{d\tau} = \pm k_e \cdot I , \quad (1.10)$$

або

$$V = \pm I(z \cdot F), \quad (1.11)$$

Таким чином, швидкість електрохімічної реакції пропорційна силі струму, що пропускається.

Оскільки всі електрохімічні реакції здійснюються виключно на межі розділу фаз електрод/електроліт, то їх швидкість залежить також від площі поверхні електрода S . У зв'язку з цим швидкість електрохімічної реакції прийнято відносити до одиниці площі поверхні електрода. Це відношення називається густиною струму і позначається буквою j :

$$j = \frac{I}{S}, \quad (1.12)$$

Густина струму виражається в А/м^2 , А/дм^2 , А/см^2 . Враховуючи, що катод і анод можуть мати різні площі поверхні, розрізняють катодну (j_k) і анодну (j_a) густину струму:

$$j_k = \frac{I}{S_k} \text{ та } j_a = \frac{I}{S_a}, \quad (1.13)$$

де S_k і S_a – відповідно площа поверхні катода і анода.

Таким чином, *швидкість електрохімічної реакції визначається густиною струму j . Густина струму є однією з найбільш важливих характеристик електрохімічної кінетики.*

1.4 Методи визначення кількості електрики, що пройшла через електрохімічну систему

Для визначення кількості пропущеної електрики існують спеціальні прилади, які носять назву *кулонометри*. В кулонометрах використовуються тільки такі електрохімічні системи, в яких весь струм витрачається на одну електродну реакцію. Кулонометри використовують при визначенні виходів за струмом і загальної кількості пропущеної електрики, а також в кулонометричному методі аналізу.

Існують три типа кулонометрів: *вагові, об'ємні і титраційні*.

У *вагових кулонометрах* кількість пропущеної електрики розраховується, виходячи зі збільшення ваги катода після електролізу (Δm).

В об'ємних кулонометрах вихідними даними для розрахунку кількості пропущеної електрики служать об'єми продуктів електрохімічних реакцій. В титраційних кулонометрах кількість речовини, що прореагувала, розраховується за результатами титрування.

При визначенні катодних виходів за струмом **кулонометри включаються до електричної схеми послідовно з електролізером**, в якому проводяться дослідження.

До вагових кулонометрів належать **срібний і мідний**.

Срібний кулонометр складається з платинової чашки, яка служить катодом, срібного аноду, керамічної діафрагми і електроліту (розчину нітрату срібла AgNO_3 концентрацією $150\text{--}200 \text{ г/дм}^3$).

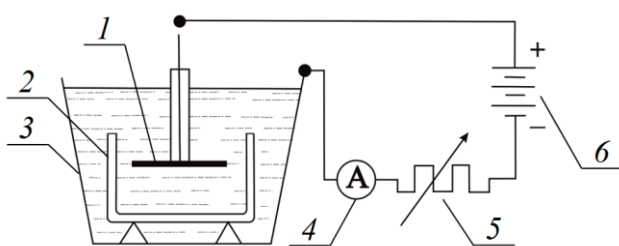


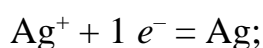
Рисунок 1 – Срібний кулонометр:

1 – срібний анод; 2 – чаша з поруватого фарфору; 3 – катод (платиновий тигель);

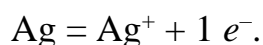
4 – амперметр; 5 – реостат;

6 – джерело постійного струму.

При пропусканні електричного струму на електродах перебігають наступні реакції на катоді:



на аноді:



В результаті електролізу на катоді (платиновій чашці) осаджуються кристали срібла. Для уникнення попадання в чашку крупинок срібла, які можуть утворюватись при розчиненні срібного аноду, його обов'язково

поміщують в матерчатий чохол або відділяють керамічною діафрагмою. Катодну густину струму встановлюють на рівні 2 А/дм², анодну – не більшу, ніж 20 А/дм².

Платинову чашку зважують до електролізу і після. Знаходять приріст ваги Δm і розраховують кількість пропущеної електрики:

$$Q = \frac{\Delta m}{k_{\text{Ag}}} \quad (1.14)$$

Електрохімічний еквівалент срібла розраховують за формулою:

$$k_{\text{Ag}} = \frac{A_{\text{Ag}}}{F} = \frac{101,87}{26,8} = 4,025 \frac{\text{г}}{\text{А} \cdot \text{год.}} \quad (1.15)$$

Срібний кулонометр є одним з найбільш точних кулонометрів, похибка не перевищує 0,005 %.

Менш точним, але простішим і більш доступним є мідний кулонометр, тому переважно цей кулонометр використовується при проведенні лабораторних робіт.

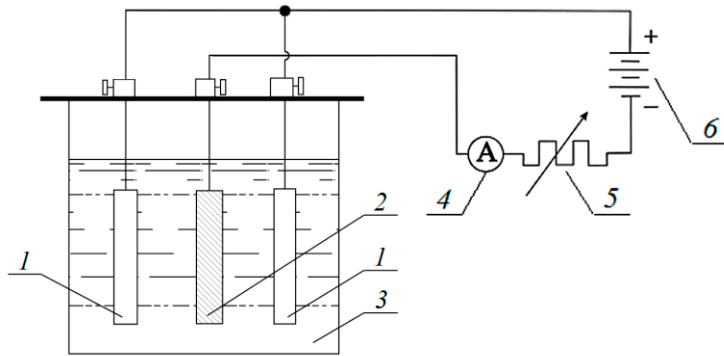
Мідний кулонометр складається з мідного катоду, який розміщується між двома мідними анодами в прямокутному електролізері.

В електролізер заливається електроліт такого складу (г/дм³):

CuSO ₄ · 5 H ₂ O	– 150
H ₂ SO ₄	– 50
C ₂ H ₅ OH	– 50

Призначення компонентів електроліту: сульфат міді – основний компонент, поставляє у розчин іони Cu²⁺, сульфатна кислота запобігає гідролізу сульфату міді та підвищує електропровідність розчину, етанол покращує структуру катодного осаду.

Рисунок 2 – Мідний

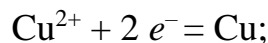


кулонметр:

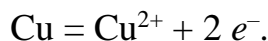
- 1 – мідні аноди;
- 2 – мідний катод;
- 3 – електроліт;
- 4 – амперметр;
- 5 – реостат; 6 – джерело постійного струму.

При пропусканні електричного струму мають місце наступні реакції

- на катоді:



- на аноді:



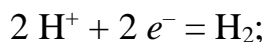
Важливо, щоб катодна густина струму знаходилася у межах 0,2–2 А/дм², через те, що при зниженій густині струму можливий перебіг побічної реакції неповного відновлення іонів Cu^{2+} до Cu^{+} , що призводить до неточних результатів. Розрахунки кількості пропущеної електрики проводяться аналогічно розрахункам за допомогою срібного кулонметра.

До *об'ємних кулонметрів* належать *газовий* і *ртутний*. Останній є неточним і на даний час майже не використовується. Розглянемо газовий кулонметр.

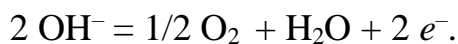
Газовий кулонметр складається з газовимірювальної бюретки, сполученої з судиною, в якій розташовані нікелеві електроди (нікель обрано завдяки його високій стійкості у лужному середовищі). Перед електролізом судину і бюретку заповнюють електролітом – 15–20 % розчином луку (KOH, NaOH).

При пропусканні електричного струму на електродах перебігають реакції:

- на катоді:



- на аноді:



Таким чином, продуктами і катодної, і анодної реакцій є гази – водень і кисень, відповідно. Об'єм газової суміші, що виділилась, пропорційний кількості пропущеної електрики. Його заміряють за відмітками каліброваної бюретки і приводять до нормальних умов ($T = 273 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$). Кількість електрики розраховують за пропорцією, виходячи з того, що при пропусканні $1 F$ електрики (26,8 А·год.) при нормальних умовах на катоді відновлюється один молярний об'єм еквівалента водню ($11,2 \text{ дм}^3$), а на аноді – окиснюється один молярний об'єм еквівалента кисню ($5,6 \text{ дм}^3$), тобто загальний об'єм газової суміші складає $16,8 \text{ дм}^3$.

Найбільш точним є *титраційний кулонометр Кистяковського* (похибка не перевищує 0,001 %). Кулонометр складається з бюретки, нижня частина якої заповнена 15–20 %-м розчином KNO_3 , а верхня частина – розчином 0,5 %-м HNO_3 .

Анодом служить срібна спіраль, катодом – платинова пластина. При пропусканні струму срібний анод розчиняється за реакцією



а на платиновому катоді виділяється водень:

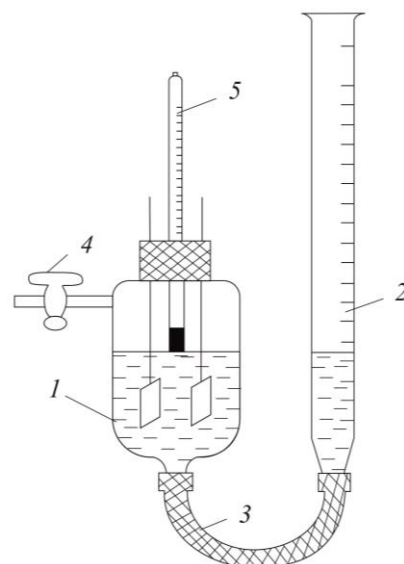
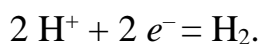


Рисунок 3 – Газовий кулонометр:

1 – судина для електролізу розчину;
2 – калібрована бюретка; 3 – сполучна трубка; 4 – вентиль; 5 – термометр



Після електролізу відкривають кран бюретки, випускають розчин і титруванням визначають кількість срібла у розчині (Δm). Виходячи з маси розчиненого срібла проводять розрахунок кількості пропущеної електрики по аналогії з розрахунком для вагового срібного кулометра.

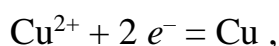
Контрольні запитання

1. Які кількісні закони електрохімії були встановлені М. Фарадеєм?
2. Що являє собою електрохімічний еквівалент? Наведіть приклади розрахунків електрохімічного еквівалента.
3. Що являє собою стала Фарадея? Чому вона дорівнює?
4. Чи є закони Фарадея точними законами? З чим пов'язані відхилення від законів Фарадея, які мають місце на практиці?
5. Поняття виходу за струмом. Як можна виразити цю величину?
6. Яка величина характеризує швидкість електрохімічної реакції?
7. Як визначити катодну і анодну густини струму?
8. Як визначити кількість пропущеної електрики?
9. Для чого використовуються кулометри? Як треба включати кулометри до електричної схеми електролізу?
10. Які електрохімічні системи можуть використовуватися для визначення кількості пропущеної електрики?
11. Які типи кулометрів Вам відомі?
12. Вагові кулометри: їх будова, принцип визначення кількості пропущеної електрики.
13. Об'ємні кулометри. Газовий кулометр: будова, електродні реакції, розрахунок кількості пропущеної електрики.

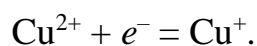
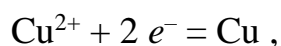
2. ПРАКТИЧНА ЧАСТИНА

2.1. Розрахункове завдання за темою «Хімічна дія електричного струму»

При електролізі розчину сульфату міді залежно від густини струму на катоді може перебігати або тільки одна (основна) реакція:



або дві – основна і побічна реакції:



В табл. 1 наведено значення густин струму (j), при яких осаджували мідь на катоді, тривалість електролізу (τ) і кількість міді (Δm), що виділилася на катоді площею поверхні 1 cm^2 .

Необхідно розрахувати виходи за струмом та визначити діапазон густин струму, в якому на катоді перебігають дві реакції – основна і побічна, а також діапазон густин струму, в якому має місце тільки основна реакція.

Таблиця 1 – Вихідні дані для проведення розрахунків

$j, \text{ A/cm}^2$	$\tau, \text{ c}$	$\Delta m, \text{ мг}$	$\tau, \text{ c}$	$\Delta m, \text{ мг}$
1	2	3	4	5
	Варіант 1		Варіант 2	
0,0001	12100	0,359	14600	0,4334
0,0005	11000	1,63	9300	1,389
0,001	8000	2,394	7100	2,14
0,002	6500	3,996	5600	3,43

0,003	4200	3,93	56700	53,055
0,006	630	1,244	1340	2,65
0,008	600	1,58	1860	4,9
0,01	720	2,37	21300	70,12
0,012	960	3,79	15100	59,65
0,013	400	1,975	16200	79,99
	Варіант 3		Варіант 4	
0,0001	9600	0,285	14700	0,436
0,0005	71100	10,626	34700	5,186
0,001	8000	2,412	19200	5,788
0,002	9620	5,888	36400	22,328
0,003	15700	14,69	31500	29,475,
0,004	4900	6,45	43200	56,89
0,005	5100	8,39	17150	28,23
0,006	36200	71,5	19300	38,72
0,008	7420	19,54	19450	24,89
0,01	18500	60,9	16700	54,98
	Варіант 5		Варіант 6	
0,0001	19600	0,581	31900	0,946
0,0005	21300	3,183	44560	0,659
0,001	22800	6,874	43970	13,257
0,002	9750	5,980	51500	31,59
0,003	8430	7,858	49800	46,589
0,006	18900	37,33	37600	74,27
0,008	17600	46,35	21400	56,368
0,01	15200	50,04	27900	91,85
0,012	21400	84,54	24200	95,61
0,015	27900	137,76	24800	122,47

	Варіант 7		Варіант 8	
0,0001	32400	0,961	17450	0,517
0,0005	49800	7,442	19640	2,935
0,001	41150	12,406	12390	3,735
0,002	31600	19,383	14860	9,115
0,003	29800	27,884	16740	15,663
0,006	27300	59,93	21500	42,47
0,008	12500	32,92	23700	62,42
0,01	14200	46,75	9680	31,87
0,012	7260	28,68	8100	32,0
0,015	8150	40,25	6900	43,95

2.2. Лабораторна робота

«ХІМІЧНА ДІЯ ЕЛЕКТРИЧНОГО СТРУМУ»

2.2.1 Завдання для виконання лабораторної роботи

Встановити залежність виходу металу за струмом від густини струму у електролітах цинкування та нікелювання, олов'янування .

2.2.2 Вихідні дані

При заданому режимі отримати покриття нікелем, цинком, оловом з електролітів, склади яких наведені в табл. 2. Визначити теоретичні і практичні маси отриманих металів. Пояснити розбіжності отриманих результатів, якщо такі мають місце. Розрухувати виходи за струмом для основної реакції – відновлення на катоді іонів металу.

2.2.3 Методика виконання роботи

Металеві покриття наносяться на мідні зразки розміром 20x25 мм, які служать катодами. Електроліз проводиться за допомогою електричної схеми електролізу, до складу якої входять джерело постійного струму, електролізер, мідний кулонометр, амперметр та перемінний опір (реостат). Принципова схема представлена на рис. 4.

Таблиця 2 – Вихідні дані для проведення електролізу

№	Компоненти електроліту	Концентрація, г/дм ³	pH	Густина струму, А/дм ²	Ступінь окиснення металу, що осаджується
1	2	3	4	5	5
1	Сульфат нікелю	80	4,0	0,5	2
	Боратна кислота	25		1,0	
	Хлорид натрію	15		1,5	
2	Сульфат нікелю	230	4,5	1,0	2
	Боратна кислота	25		1,5	
	Хлорид натрію	15		2,0	
3	Сульфат нікелю	300	5,0	1,0	2
	Боратна кислота	30		2,0	
	Хлорид натрію	20		2,5	
6	Сульфат нікелю	300	2,5	1,0	2
	Боратна кислота	30		2,0	
	Хлорид натрію	20		3,0	
7	Сульфат нікелю	300	3,5	1,0	2
	Боратна кислота	30		2,0	
	Хлорид натрію	20		3,0	
	Формалін	0,5			
9	Сульфат нікелю	300	2,0	1,0	2
	Боратна кислота	30		2,0	
	Хлорид натрію	20		3,0	

1	2	3	4	5	6
8	Сульфат нікелю	300	4,5	1,0	2
	Боратна кислота	30		2,0	
	Хлорид натрію	20			
	Формалін	0,5			
	1,4-бутиндіол	0,5			
	Хлорамін Б.	2,0			
10	Сульфат нікелю	300	5,5	1,0	2
	Боратна кислота	30		2,0	
	Хлорид натрію	20			
	Формалін	0,5			
	1,4-бутиндіол	0,5			
	Хлорамін Б	2,0			
11	Сульфат цинку	200	3,5	1,0	2
	Сульфат натрію	100		2,0	
	Сульфат алюмінію	30			
	Декстрин	5			
15	Сульфат цинку	200	5,0	1,0	2
	Сульфат натрію	100		2,0	
	Сульфат алюмінію	30			
	Декстрин	5			
16	Сульфат цинку	200	2,0	1,0	2
	Сульфат натрію	100		2,0	
	Сульфат алюмінію	30			
	Декстрин	5			
18	Оксид цинку	10		1,0	2
	Натрію гідроксид	100		1,5	
	ПАР	6		2,0	

Продовження табл. 2

1	2	3	4	5	6
19	Оксид цинку	10		0,8	2
	Натрію гідроксид	100		1,4	
	ПАР	6		2,5	
20	Оксид цинку	10		1,0	2
	Натрію гідроксид	100		2,0	
	ПАР	6		3,0	
21	Хлорид олова	60	8,5	1,0	2
	Калію дифосфат	300		1,5	
	Клей столярний	1		2,0	
22	Хлорид олова	90	8,0	1,0	2
	Калію дифосфат	330		2,0	
	Клей столярний	1		3,0	
23	Хлорид олова	60	7,0	1,0	2
	Калію дифосфат	300		1,5	
	Клей столярний	2		3,0	
24	Хлорид олова	90	7,5	1,0	2
	Калію дифосфат	450		2,0	
	Клей столярний	2		3,0	
25	Сульфат цинку	60	8,5	1,0	2
	Калію дифосфат	300		1,5	
	Амонію гідрофосфат	45		2,0	
	Декстрин	1		1,5	
				2,0	

27	Сульфат цинку	60	7,5	1,0	2
	Калію дифосфат	300		1,5	
	Амонію гідрофосфат	45		2,0	
	Декстрин	1			
28	Сульфат цинку	60	8,5	1,0	2
	Калію дифосфат	300		1,5	
	Амонія гідрофосфат	20		2,0	
	Декстрин	1			
29	Сульфат цинку	60	8,5	1,0	2
	Калію дифосфат	300		1,5	
	Амонію гідрофосфат	10		2,0	
	Декстрин	1			
30	Сульфат цинку	60	8,8	1,0	2
	Калію дифосфат	300		1,5	
	Декстрин	1		2,0	

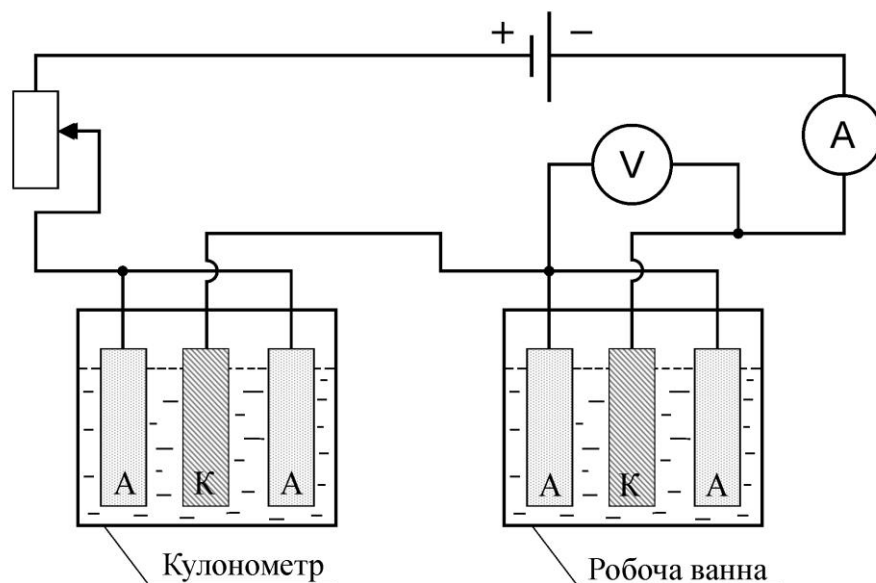


Рисунок 4 – Схема проведення електролізу

Підготовка поверхні зразків перед електролізом полягає в їх зачищенні наждаковим папером, знежиренні та травленні. Промиті і висушені зразки зважують на аналітичних вагах і завішують як катод в електролізер з відповідним електролітом і розчинними анодами. Послідовно з електролізером підключається мідний кулонометр, катод якого підготовлюють таким же чином, як і катод електролізера. На схему подається постійний електричний струм, сила якого розраховується із врахуванням заданої густини струму і поверхні зразка. Після електролізу катоди електролізера і кулонометра ретельно промиваються, сушаться та знову зважуються на тих же аналітичних вагах.

2.2.4 Результати експериментів та їх обговорення

Виходячи з умов електролізу розраховується теоретична маса катодного осаду, а з отриманих результатів розраховується практична маса покриття, його товщина та вихід за струмом. Отримані дані та результати розрахунків заносяться до табл 3.

Таблиця 3 – Результати експериментів та розрахунків

Катод електролізера			Катод кулонометру			Теоретичний приріст ваги катоду електролізера $\Delta m_{теор.}$, г	Вихід металу за струмом ВС, %
Маса до електролізу, г	Маса після електролізу, г	Приріст маси $\Delta m_{прат.}$, г	Маса до електролізу, г	Маса після електролізу, г	Приріст маси, г		

Пояснити розбіжність між теоретичною та практичною масами металевого осаду та вказати реакції, які перебігають на катоді.

2.2.5 Висновок

На основі аналізу одержаних результатів висловити власну думку щодо ефективності процесів, які перебігають на катоді.

2.2.6 Порядок оформлення звіту до лабораторної роботи.

Оформити звіт до лабораторної роботи згідно з вимогами за планом:

- назва роботи;
- мета роботи;
- основні теоретичні положення;
- завдання на проведення експерименту (викласти суть завдання);
- методика експерименту;
- результати експерименту;
- обговорення отриманих результатів та проведення розрахунків;
- висновки;
- дати виконання роботи та її захисту:

Роботу виконано «__»_____20_р.

Роботу захищено «__»_____20_р.

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Антропов Л. І. Теоретична електрохімія: підручник / Л. І. Антропов; пер. з рос. В. П. Ріжко. – Київ : Либідь, 1993. – 544 с.
2. Тульський Г. Г. Теоретична електрохімія Ч.1: навч. посібник / Тульський Г. Г., Артеменко В. М., Дерібо С. Г.; – Харків : НТУ «ХП», Видавництво Іванченко І. С., 2019. – 182 с.
3. Newman J., Thomas-Alyea K. E. Electrochemical systems. John Wiley & Sons, 2012. – 647 p.
4. Дамаскин Б. Б. Электрохимия: учеб. пособ. 3-е изд. / Дамаскин Б. Б., Петрий О. А., Цирлина Г. А.; – СПб.: Издательство «Лань», 2015. – 672 с.

ЗМІСТ

Передмова	4
1. Основні теоретичні положення.....	4
1.1 Основні закони електролізу. Електрохімічний еквівалент	4
1.2 Вихід за струмом	7
1.3 Швидкість електрохімічних процесів	8
1.4 Методи визначення кількості електрики, що пройшла через електрохімічну систему	9
2. Практична частина	15
2.1. Розрахункове завдання за темою «Хімічна дія електричного струму»	15
2.2. Лабораторна робота за темою «Хімічна дія електричного струму»	17
2.2.1 Завдання для виконання лабораторної роботи	
2.2.2 Вихідні дані	17
2.2.3 Методика виконання роботи	17
2.2.4 Результати експериментів та їх обговорення	23
2.2.5 Висновок.....	25
2.2.6 Порядок оформлення звіту до лабораторної роботи	26
СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ.....	24

Навчальне видання

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до виконання лабораторної роботи
«Хімічна дія електричного струму»
для студентів спеціалізацій «Технічна електрохімія» і
«Хімічна технологія рідкісних розсіяних елементів та
матеріалів на їх основі» денної та заочної форм навчання

Укладачі АРТЕМЕНКО Валентина Мефодіївна
МАЙЗЕЛІС Антоніна Олександрівна
ДЕРІБО Світлана Германівна

Роботу до видання рекомендував проф. Пітак Я. М.
Відповідальний за випуск проф. Тульский Г. Г.

В авторській редакції

План 2020 р., поз. 141

Підп. до друку 04.03.2021. Формат 60×84 1/16. Папір офсетний. Друк –
ризографія. Гарнітура Times New Roman. Ум. друк. арк. 1,1. Наклад 50 прим.
Зам. № ____. Ціна договірна.

Видавничий центр НТУ «ХПІ». 61002, Харків, вул. Кирпичова, 2.
Свідоцтво про державну реєстрацію ДК № 5478 від 21.08.2017 р.

Видавничий центр «МОДЕЛІСТ».
(ФО-П Миронов М.В., свідоцтво про державну реєстрацію ВО4 № 022953)
м. Харків, вул. Мистецтв, 3, літер Б-1
тел.: (057) 717-03-54, www.modelist.in.ua