

§ 14. ЕЛЕКТРИЧНИЙ СТРУМ У РІДИНАХ



Те, що звичайна вода непогано проводить електричний струм, загальновідомо. Саме тому є суворими правила безпеки під час роботи з електричними колами у вологих приміщеннях. А от яким є механізм електропровідності води і чим він відрізняється від механізму електропровідності металевих провідників? Якщо відповідь на це запитання вам відома, то одразу переходьте до контрольних запитань, а потім виконуйте вправу. Якщо ж ні, то розпочніть із вивчення параграфа.

**Що являє собою електричний струм в електролітах**

Електроліти — це будь-які тверді тіла або рідини, що мають йонну провідність. Механізм йонної провідності у твердих тілах є доволі складним, тому розглянемо йонну провідність лише рідких електролітів. Прикладами останніх є водні розчини солей, кислот або лугів.

Як ви знаєте з курсу хімії, під час розчинення у воді солей, кислот або лугів нейтральні молекули цих речовин можуть розпастися на окремі йони. Це явище називають *електролітичною дисоціацією*.

Слід зазначити, що за умови значного збільшення температури деякі солі та оксиди металів можуть розпадатися на окремі йони й без «допомоги» розчинника. Тому розплави цих речовин також є електролітами.

Разом із дисоціацією в розчинах або розплавах електролітів відбувається обернений процес — об'єднання йонів протилежних знаків у молекулу. Цей процес називають *рекомбінацією*. За незмінних умов у розчині або розплаві встановлюється *динамічна рівновага* — стан, за якого кількість молекул, що розпадаються на йони за одиницю часу, дорівнює кількості пар йонів, які за цей час об'єднуються в нейтральні молекули.

У разі відсутності електричного поля йони перебувають у хаотичному тепловому русі. Однак в електричному полі, яке створене розміщеними в розчині або розплаві різнойменно зарядженими електродами, йони, як і вільні електрони в металах, дрейфують у напрямку діючої сили: позитивні йони (катіони) — до негативного електрода (катода); негативні йони (аніони) — до позитивного електрода (анода). Тобто в розчині проходить електричний струм.



Електричний струм у розчинах і розплавах електролітів являє собою напрямлений рух вільних йонів.

**Що таке електроліз**

Проходження електричного струму через електроліт (на відміну від його проходження через метал) характеризується тим, що *йони переносять хімічні складові електроліту і ті виділяються на електродах* — відкладаються у вигляді твердого шару або виділяються

в газоподібному стані. Наприклад, якщо через водний розчин купрум хлориду протягом кількох хвилин пропускати струм (рис. 14.1), то поверхню катода вкриє тонкий шар міді, а біля анода виділиться газоподібний хлор. Наявність хлору можна визначити за характерним запахом. Це відбувається тому, що під час проходження струму через розчин купрум хлориду вільні позитивні йони Купруму (Cu^{2+}) прямують до катода, а вільні негативні йони Хлору (Cl^-) — до анода. Досягши катода, катіон Купруму «бере» з його поверхні електрони, яких йому бракує, тобто відбувається *хімічна реакція відновлення*. Унаслідок цієї реакції катіон Купруму перетворюється на нейтральний атом; на поверхні катода осідає мідь. Водночас аніони Хлору, досягши поверхні анода, навпаки, «віддають» йому надлишкові електрони — відбувається *хімічна реакція окиснення*; на аноді виділяється хлор.

Процес виділення речовин на електродах, пов'язаний з окисно-відновними реакціями, що відбуваються на електродах під час проходження струму, називають **електролізом**.

3

Закони електролізу

Уперше явище електролізу докладно вивчив англійський фізик *Майкл Фарадей*. Точно вимірюючи масу речовин, які виділялися на електродах під час проходження електричного струму через розчин електроліту, вчений сформулював закони, які згодом почали називати *законами електролізу*, або *законами Фарадея*.

Перший закон електролізу (перший закон Фарадея):

Маса m речовини, яка виділяється на електроді під час електролізу, прямо пропорційна силі струму I та часу t його проходження через електроліт:

$$m = kIt,$$

де k — коефіцієнт пропорційності, який отримав назву *електрохімічний еквівалент речовини*.

Одиниця електрохімічного еквівалента в СІ — **кілограм на кулон** (кг/Ку).

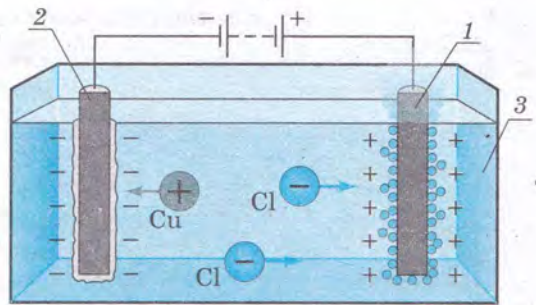


Рис. 14.1. Схема дослідження електричного струму в рідинах: 1 — анод; 2 — катод; 3 — ванна з розчином електроліту. Після замикання кола позитивні йони (катіони) рухаються до катода, негативні йони (аніони) — до анода

Електрохімічні еквіваленти деяких речовин

Речовина	Електрохімічний еквівалент k , $\times 10^{-6}$ кг/Кл	Речовина	Електрохімічний еквівалент k , $\times 10^{-6}$ кг/Кл
Алюміній (Al^{3+})	0,09	Нікель (Ni^{2+})	0,30
Водень (H^+)	0,01	Срібло (Ag^+)	1,12
Кисень (O^{2-})	0,08	Хром (Cr^{3+})	0,18
Мідь (Cu^{2+})	0,33	Хлор (Cl^-)	0,37
Натрій (Na^+)	0,24	Цинк (Zn^{2+})	0,34

Електрохімічні еквіваленти різних речовин істотно відрізняються один від одного (див. таблицю). Як визначається та від чого залежить електрохімічний еквівалент речовини? Відповідь на це запитання дає *другий закон електролізу*.

Другий закон електролізу (другий закон Фарадея):

Електрохімічний еквівалент k речовини прямо пропорційний її хімічному еквіваленту $\frac{M}{n}$:

$$k = \frac{1}{F} \cdot \frac{M}{n},$$

де F — стала Фарадея; n — валентність речовини; M — молярна (або атомна) маса речовини.

Стала Фарадея F визначається як добуток модуля заряду $|e|$ електрона на сталу Авогадро N_A : $F = |e|N_A = 9,65 \cdot 10^4$ Кл/моль. Тобто можна сказати, що стала Фарадея дорівнює модулю заряду одного моля електронів.

Після підставлення останньої рівності у формулу, яка є математичним записом другого закону електролізу, маємо:

$k = \frac{1}{|e|N_A} \cdot \frac{M}{n}$. В отриманій формулі $\frac{M}{N_A} = m_{\text{йона}}$ і $|e|n = q_{\text{йона}}$, де $m_{\text{йона}}$ і $q_{\text{йона}}$ — відповідно маса та заряд йона речовини. Отже, *електрохімічний еквівалент даної речовини дорівнює відношенню маси йона цієї речовини до модуля його заряду*: $k = \frac{m_{\text{йона}}}{q_{\text{йона}}}$.

Зверніть увагу: той самий хімічний елемент у різних сполуках може мати різну валентність і відповідно — різні електрохімічні еквіваленти.

4 Де застосовують електроліз

Електроліз лежить в основі електрохімічного методу отримання металів (наприклад, міді, нікелю, алюмінію та ін.) і очищення

металів від домішок (*рафінування*). Електроліз застосовують і для нанесення на поверхню металевого виробу покриття (з нікелю, хрому, срібла тощо), яке має певні фізичні властивості та може слугувати для захисту поверхні від корозії або для надання виробу привабливого вигляду. Електролітичний спосіб покриття виробу тонким шаром металів називають *гальваностегією*.

Виріб, який бажають покрити тонким шаром металу, опускають у ванну з розчином електроліту, до складу якого входить потрібний метал. Виріб, що покривається, є катодом, а пластинка металу, яким покривають виріб, — анодом. Під час пропускання струму метал осідає на виробі (катоді), а анодна пластинка поступово розчиняється (рис. 14.2).

За допомогою електролізу можна виготовити точні копії рельєфних виробів. Цей процес називають *гальванопластикою*. Спочатку роблять зліпок рельєфного предмета з воску або іншого пластичного матеріалу. Щоб поверхня зліпка проводила струм, її покривають тонким шаром графіту. Потім зліпок поміщають у ванну з розчином електроліту; зліпок слугуватиме катодом. Анодом буде пластинка металу. Під час пропускання струму через розчин на зліпку нарощується досить товстий шар металу, що заповнює всі нерівності зліпка. Після припинення електролізу восковий зліпок відділяють від шару металу і в результаті отримують точну копію виробу (рис. 14.3).

Зрозуміло, що застосування електролізу в сучасній техніці не обмежене розглянутими прикладами. За допомогою електролізу можна здійснити полірування поверхні анода; електроліз лежить в основі заряджання та розряджання кислотних і лужних акумуляторів тощо.

★ 5 Учимося розв'язувати задачі

Задача. Під час рафінування міді анодом слугує пластина з неочищеної міді, яка має 12 % домішок. Скільки електроенергії необхідно витратити для очищення 2 кг такої міді, якщо процес відбувається за напруги 5 В?

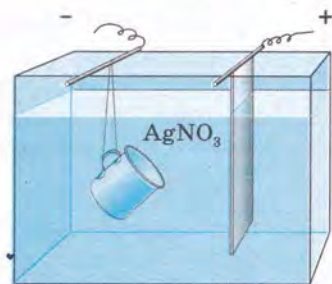


Рис. 14.2. Гальванічне сріблення. Предмет, який покривають сріблом (кружка), є катодом, срібна пластинка — анодом; ванна наповнена розчином аргентум нітрату

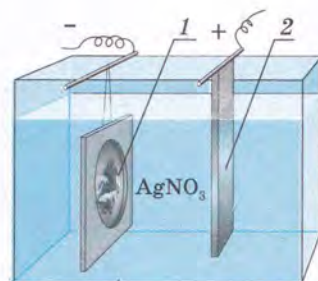


Рис. 14.3. Схема пристрою для отримання рельєфних копій за допомогою електролізу: восковий зліпок, покритий тонким шаром графіту, є катодом (1), срібна пластинка — анодом (2); ванна наповнена розчином аргентум нітрату

W — ?

Дано:

$$m_d = 0,12m_m$$

$$m_m = 2 \text{ кг}$$

$$U = 5 \text{ В}$$

Аналіз фізичної проблеми. Витрати електроенергії можна знайти за формулою $W = qU$, де q — заряд, який пройшов через електроліт за час рафінування. Подавши заряд q із першого закону Фарадея і скориставшись табличним значенням електрохімічного еквівалента міді (Cu^{2+}), визначимо шукану величину.

Розв'язання. За першим законом Фарадея $m = kIt$, де (відповідно до умови задачі) m — маса чистої міді, що виділяється на електроді за весь час рафінування, а $It = q$. Отже, $q = \frac{m}{k}$ (1).

З іншого боку, маса m чистої міді за умовою дорівнює:

$$m = m_m - m_d = m_m - 0,12m_m = 0,88m_m \quad (2).$$

Після підставлення (1) і (2) у формулу $W = qU$ отримаємо:

$$W = \frac{0,88m_m U}{k}.$$

Визначимо значення шуканої величини:

$$[W] = \frac{\text{кг} \cdot \text{В}}{\text{кг/Кл}} = \frac{\text{Дж} \cdot \text{Кл}}{\text{Кл}} = \text{Дж};$$

$$\{W\} = \frac{0,88 \cdot 2 \cdot 5}{0,33 \cdot 10^{-6}} \approx 27 \cdot 10^6, \quad W \approx 27 \cdot 10^6 \text{ Дж}.$$

Відповідь: для очищення міді необхідно витратити $W \approx 27$ МДж енергії. ★



Підбиваємо підсумки

Електроліти — це будь-які тверді або рідкі речовини, які мають йонний характер провідності.

Електричний струм в електролітах — це напрямлений рух вільних йонів. Процес виділення речовин на електродах, пов'язаний з окисно-відновними реакціями, що відбуваються на електродах під час проходження струму, називають електролізом.

Перший закон електролізу: маса речовини, що виділяється на електроді, прямо пропорційна силі струму та часу його проходження через електроліт: $m = kIt$. Коефіцієнт пропорційності k — електрохімічний еквівалент речовини.

Другий закон електролізу: електрохімічні еквіваленти різних речовин прямо пропорційні їх хімічним еквівалентам: $k = \frac{1}{F} \cdot \frac{M}{n}$, де F — стала Фарадея; $F = 9,65 \cdot 10^4$ Кл/моль.

За допомогою електролізу одержують метали, а також очищують їх. Спосіб очищення металів за допомогою електролізу називають рафінуванням.

Електролітичний спосіб покриття виробу тонким шаром металу називають гальваностегією, а одержування за допомогою електролізу точних копій рельєфних виробів — гальванопластикою.



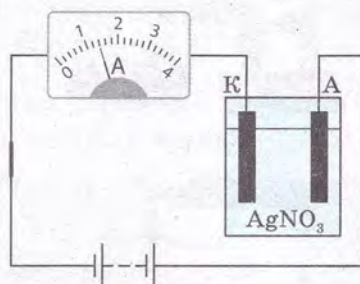
Контрольні запитання

1. У чому полягає явище електролітичної дисоціації? Наведіть приклади.
2. Що таке електроліт?
3. Що являє собою електричний струм у розчинах і розплавах електролітів?
4. Опишіть процес електролізу.
5. Сформулюйте закони Фарадея.
6. Яким є фізичний зміст електрохімічного еквівалента речовини?
7. Наведіть приклади застосування електролізу.



★ Вправа № 14

1. Через розчин аргентум нітрату протягом двох годин пропускали електричний струм. Визначте масу срібла, яке утворилося на катоді під час електролізу, якщо напруга на електродах становила 2 В, а опір розчину — 0,4 Ом.
2. Під час електролізу розчину сульфатної кислоти за 50 хв виділилося 3 г водню. Визначте потужність, яку витрачено на нагрівання розчину електроліту, якщо його опір становив 0,4 Ом.
3. На рисунку наведено схематичне зображення електричного пристрою, одним із елементів якого є посудина з водним розчином аргентум нітрату. За даними рисунка визначте час, необхідний для утворення на електроді шару срібла завтовшки 8 мкм, якщо густина срібла $10,5 \text{ г/см}^3$. Яка енергія буде при цьому витрачена, якщо напруга на електродах становить 11 В? Активна площа електрода дорівнює $0,03 \text{ м}^2$.
4. Батарея гальванічних елементів складається з 30 елементів, з'єднаних у три однакові паралельні групи. Яка кількість міді виділиться на катоді ванни за 5 хв роботи батареї, яка ввімкнена в навантаження з опором 205 Ом? ЕРС кожного елемента 0,9 В, внутрішній опір кожного елемента 0,6 Ом. ★



Л. І. Анатичук

ФІЗИКА ТА ТЕХНІКА В УКРАЇНІ

Інститут термоелектрики НАН і МОН молодьспорт України (Чернівці)

Інститут термоелектрики був створений у 1990 р.

Основні напрямки наукової діяльності вчених інституту: перехід від точкових джерел термоелектрики до просторових джерел; термоелектричне матеріалознавство; технологія термоелектричних матеріалів.

Інститут термоелектрики успішно співпрацює з російськими, японськими, італійськими вченими.

В інституті створено серію термоелектричних пристроїв, які суттєво розширюють можливості використання термоелектрики: пристрої, які дозволяють використовувати теплову енергію ґрунтів і водних просторів; термоелектричні генератори, що перетворюють ту теплову енергію від двигунів внутрішнього згорання, яка зазвичай втрачалася; системи термоелектричного охолодження, у тому числі космічного призначення, тощо. В інституті створено також серію термоелектричних приладів виміральної техніки.

Засновник і незмінний директор Інституту термоелектрики — академік НАНУ **Лук'ян Іванович Анатичук**.