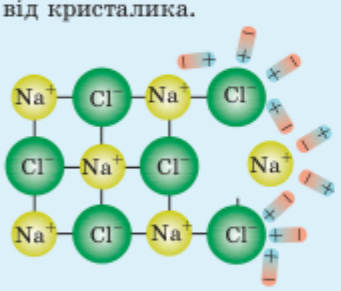
§ 6. ЕЛЕКТРИЧНИЙ СТРУМ В ЕЛЕКТРОЛІТАХ. ЕЛЕКТРОЛІЗ

Насправді прикраса на малюнку не є золотою — вона виготовлена зі срібла, а тонкий шар золота (6 мікронів) нанесено на прикрасу електрохімічним способом — способом *електролізу*. Автомобільний диск виготовлений зі сплаву алюмінію, а блиску йому надає тонкий шар хрому. І вироблення алюмінію, і рівномірне нанесення хрому на поверхню деталі — це теж електроліз. Про електроліз та його застосування згадаємо в цьому параграфі.

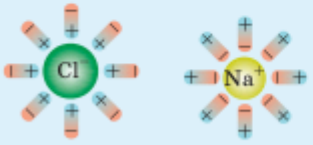
Нагадуємо

Електролітична дисоціація (від латин. *dissociatio* — розділення) — це *розпад речовин на йони внаслідок дії полярних молекул розчинника*.

Так, коли кристалик кухонної солі потрапляє у воду, полярні молекули води оточують йони Натрію та йони Хлору і відокремлюють їх від кристалика.



У результаті в розчині з'являються вільні заряджені частинки — позитивні й негативні йони.



1 Що являє собою електричний струм в електролітах

Електроліти — тверді або рідкі речовини, які мають йонну провідність.

Механізм йонної провідності твердих речовин є досить складним, тому розглянемо йонну провідність лише рідких електролітів.

Солі, кислоти або луги під час розчинення можуть розпастися на окремі йони. Це явище називають *електролітичною дисоціацією* (див. текст ліворуч), а розчини відповідних речовин — електролітами.

Розпад речовин на йони може бути спричинений не тільки розчинником. Деякі солі та оксиди металічних елементів розпадаються на йони внаслідок значного підвищення температури. Розплави цих речовин теж є електролітами.

За відсутності електричного поля йони перебувають у хаотичному тепловому русі. А от якщо в розчин або розплав помістити електроди, приєднані до різнойменних полюсів джерела струму, то, як і вільні електрони в металах, йони дрейфуватимуть у певному напрямку: позитивні йони (катіони) — до негативного електрода (катода); негативні йони (аніони) — до позитивного електрода (анода). Тобто в розчині виникне *електричний струм*.

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

Зазначимо, що *зі збільшенням температури* кількість йонів в електроліті значно збільшується, тому, незважаючи на збільшення кількості ефективних зіткнень, *опір електроліту зменшується* (рис. 6.1).

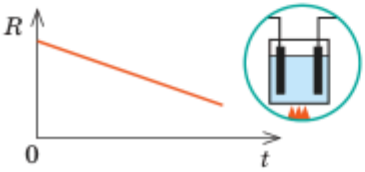


Рис. 6.1. Приблизний графік залежності опору R електроліту від температури t

2 Що таке електроліз

Під час проходження електричного струму через електроліт відбувається перенесення хімічних складових електроліту й ті виділяються на електродах — осідають у вигляді твердого шару або виділяються в газоподібному стані.

Так, якщо через водний розчин купрум(II) хлориду пропускати струм, то поверхню катода вкриє тонкий шар міді, а біля анода виділиться хлор. Це відбувається тому, що під дією електричного поля вільні позитивні йони Купруму (Cu^{2+}) прямують до катода, а вільні негативні йони Хлору (Cl^-) — до анода (рис. 6.2).

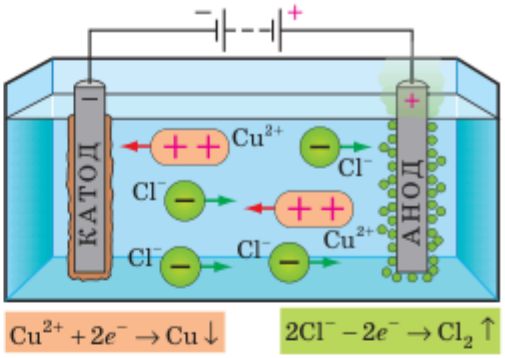


Рис. 6.2. Електроліз розчину $CuCl_2$. У ванну з розчином занурені катод і анод. Після замикання кола позитивні йони (катіони) рухаються до катода, негативні йони (аніони) — до анода

Досягши катода, катіони Купруму «захоплюють» з його поверхні електрони, яких їм «бракує», — відбувається *хімічна реакція відновлення*: катіони Купруму перетворюються на нейтральні атоми, і на поверхні катода осідає мідь. Водночас аніони Хлору, досягши поверхні анода, «віддають» йому «надлишкові» електрони — відбувається *хімічна реакція окиснення*: аніони Хлору перетворюються на нейтральні атоми, і на аноді виділяється хлор.

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

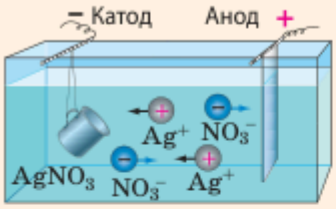
3 Закони М. Фарадея для електролізу

Уперше явище електролізу докладно вивчив англійський фізик *Майкл Фарадей* (1791–1867). Точно вимірюючи маси речовин, які виділялися на електродах під час електролізу, вчений сформулював два *закони електролізу*.

Закони Фарадея для електролізу	
Перший закон електролізу	Другий закон електролізу
Маса речовини, яка виділяється на електроді під час електролізу, прямо пропорційна силі струму I та часу t його проходження через електроліт: $m = kIt$, або $m = kq$, де q — заряд, що пройшов через електроліт; k — коефіцієнт пропорційності, який називають **електрохімічний еквівалент**: $[k] = 1\frac{кг}{Кл}\left(\frac{kg}{C}\right)$. Електрохімічні еквіваленти визначають експериментальним шляхом і заносять у таблиці (див. Додаток 1).	Електрохімічний еквівалент k прямо пропорційний відношенню молярної маси M елемента до валентності n цього елемента в даній хімічній сполуці: $k = \frac{1}{F}\cdot\frac{M}{n}$, де F — **стала Фарадея**, яка визначається як добуток модуля заряду електрона на сталу Авогадро: $F = \lvert e \rvert N_A = 9{,}65\cdot 10^4$ Кл / моль. Тобто стала Фарадея дорівнює модулю заряду одного моля електронів.

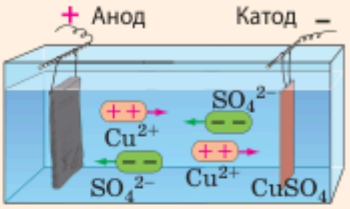
4 Де застосовують електроліз

Електроліз широко застосовують у сучасній техніці, зокрема для полірування поверхонь, зарядження кислотних і лужних акумуляторів, отримання чистого водню (електроліз води), багатьох металів тощо.



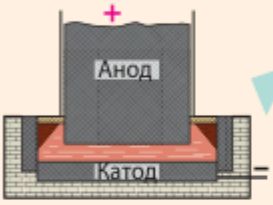
Гальваностегія — *електролітичний спосіб покриття виробу тонким шаром металу* (срібленння, хромування, позолочення, нікелювання). Предмет, який покривають металом, є катодом, металева пластинка — анодом.

Рафінування — *очищення металів за допомогою електролізу.*



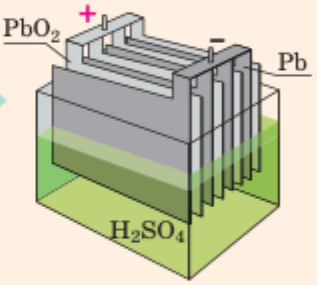
Неочищений метал слугує анодом, тонка пластинка чистого металу — катодом.

Виробництво металів



Електролітом є розчин чи розплав солі або оксиду металічного елемента. Катодом слугують дно та стінки ванни, і метал збирається на дні ванни; анодом слугує вугільний блок.

Зарядження акумуляторів

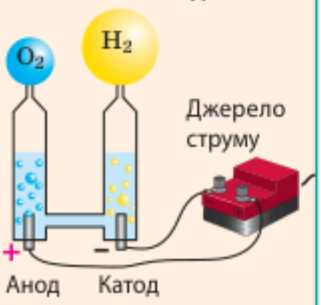


Під час роботи акумулятора на обох електродах утворюється плюмбум(II) сульфат ($PbSO_4$,) а концентрація сульфатної кислоти (H_2SO_4) в розчині зменшується. Під час заряджання внаслідок електролізу на катоді знов утворюється свинець (Pb), на аноді — плюмбум(IV) оксид (PbO_2), а розчин збагачується сульфатною кислотою.

Очищення стічних вод

Під час електролізу органічні речовини, що містяться у воді, розщеплюються, а із неорганічних речовин вилучаються метали — вони виділяються на катоді.

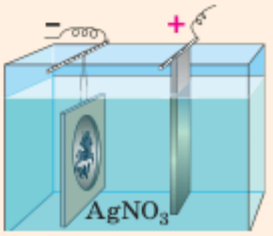
Виробництво чистого водню



Під час електролізу води на катоді утворюється водень, а на аноді — кисень.

Гальванопластика — *отримання за допомогою електролізу точних копій рельєфних виробів.*

Восковий зліпок, покритий тонким шаром графіту, є катодом, срібна пластинка — анодом.



5 Учимося розв'язувати задачі

Задача. Під час рафінування міді анодом слугує пластина з неочищеної міді, що має 12 % домішок. Скільки електроенергії витратили для очищення 2 кг такої міді, якщо процес відбувається за напруги 0,5 В?

Аналіз фізичної проблеми. Витрати енергії дорівнюють роботі струму: $\Delta W = A = qU$, де q — заряд, який пройшов через електроліт за час рафінування. За першим законом Фарадея знайдемо заряд q і, скориставшись табличним значенням електрохімічного еквівалента міді (Cu^{2+}) (див. Додаток 1), визначимо шукану величину.

Дано:
$m_{домiш} = 0{,}12m$
$m = 2$ кг
$U = 0{,}5$ В
$k = 0{,}33 \cdot 10^{-6}$ кг/Кл

ΔW — ?

Пошук математичної моделі, розв'язання.

За першим законом Фарадея: $m_{Cu} = kq \Rightarrow q = \frac{m_{Cu}}{k}$.

Отже, $\Delta W = A = qU = \frac{m_{Cu}}{k}U$.

За умовою маса чистої міді дорівнює: $m_{Cu} = m - m_{домiш}$.

Остаточно маємо: $\Delta W = \frac{(m - m_{домiш})U}{k}$.

Перевіримо одиницю, знайдемо значення шуканої величини:

$[\Delta W] = \frac{кг \cdot В}{кг/Кл} = \frac{Дж \cdot Кл}{Кл} = Дж$; $\Delta W = \frac{(2 - 0{,}12 \cdot 2) \cdot 0{,}5}{0{,}33 \cdot 10^{-6}} = \frac{0{,}88}{0{,}33 \cdot 10^{-6}} = 2{,}7 \cdot 10^6$ (Дж).

Відповідь: $\Delta W = 2{,}7$ МДж.

Підбиваємо підсумки

- Електричний струм в електролітах — це напрямлений рух вільних позитивних і негативних 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: $m = kIt$, де k — електрохімічний еквівалент.
- Другий закон електролізу: електрохімічний еквівалент k прямо пропорційний відношенню молярної маси елемента до валентності n цього елемента в даній хімічній сполуці: $k = \frac{1}{F} \cdot \frac{M}{n}$, де $F = N_A|e|$ — стала Фарадея.

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.** Наведіть приклади застосування електролізу.

Вправа № 6

1. Через розчин мідного купоросу ($CuSO_4$) досить довгий час пропускають електричний струм. Як змінюється маса міді, що виділяється на катоді за одиницю часу, якщо напруга на електродах є незмінною?

2. Заповніть таблицю.*

Речовина, яка виділилася на катоді			Час електро-лізу	Сила струму під час електролізу
назва	маса	електрохімічний еквівалент		
Мідь	6,6 г			0,4 А
		0,30 мг/Кл	1 год	0,6 А
Алюміній	1,35 г		50 хв	5 А

3. Дві однакові електролітичні ванни заповнені розчином аргентум(I) нітрату. Концентрація розчину у ванні 1 більша, ніж у ванні 2. Визначте, на катоді якої ванни виділиться більше срібла, якщо ванни з'єднані: а) послідовно; б) паралельно.

4. На рис. 1 наведено зображення електричного кола, до складу якого входить електролітична ванна з водним розчином цинк сульфату. Напруга на електродах становить 2 В; густина цинку — 7100 кг/м^3. Визначте:

а) який електрод є катодом, який — анодом;

б) на якому електроді виділяється цинк;

в) за який час на електроді утвориться шар цинку завтовшки 6,8 мкм і яка енергія буде на це витрачена.

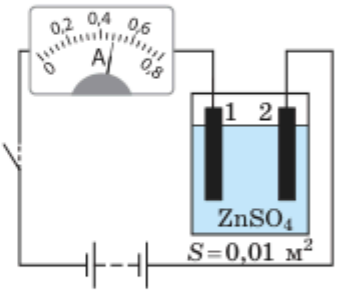


Рис. 1

5. Дізнайтеся докладніше, що таке *електролізер* (рис. 2). Чи відрізняється електролізер від електролітичної ванни?

Рис. 2