

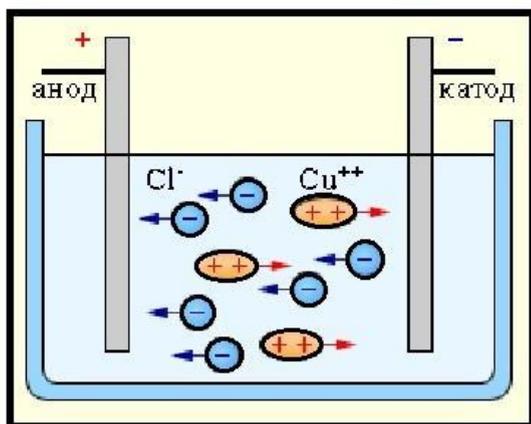
Тема №5: Хімічні джерела струму

Тема: Особливості протікання струму в рідинах. Електролітична дисоціація

Мета: Ознайомитися з особливостями протікання струму в рідинах. Навчитися характеризувати явища електролітичної дисоціації, електролізу.

Опрацювання теоретичного матеріалу

Електричним струмом у розчинах і розплавах електролітів називається **напрявлений рух вільних іонів**.



Електроліт – це розчин чи розплав речовин (солей, кислот та луг), які проводять електричний струм.

Електролітична дисоціація – це розпад молекул електроліту на іони під дією розчинника. Зворотний процес – **рекомбінація**.

Якщо в такому розчині створити електричне поле, то позитивно заряджені йони рухатимуться до катода (негативно зарядженого електрода), а негативно заряджені йони – до анода (позитивно зарядженого електрода). *Відповідно позитивно заряджені йони назвали катіонами, а негативно заряджені – аніонами.*

Особливістю проходження електричного струму через електроліт є те, що йони переносять хімічні складники електроліту й ті виділяються на електродах – відкладаються у вигляді твердого шару або виділяються в газоподібному стані.

Процес виділення речовини на електродах, пов'язаний з окисно-відновними реакціями, що відбуваються на електродах під час проходження струму, називають електролізом. У процесі електролізу катод є відновником, оскільки він віддає електрони катіонам, а анод – окисником, оскільки він приймає електрони від аніонів.

Закони електролізу

Електроліз – процес виділення речовини на електродах у ході протікання електричного струму через розчин або розплав електроліту.

З курсу фізики 8 класу вам відомо, що, вивчаючи проходження електричного струму через електроліти, англійський фізик Майкл Фарадей експериментально встановив закони електролізу.

1-й закон Фарадея

Маса речовини m , що виділилася на електроді в результаті електролізу, прямо пропорційна силі струму I і часу t проходження струму через електроліт:

$$m = kIt,$$

де k — коефіцієнт пропорційності (електрохімічний еквівалент).

Електрохімічний еквівалент речовини дорівнює масі речовини, яка виділяється на електроді за 1 с під час проходження через електроліт струму силою 1 А.

2-й закон Фарадея

Електрохімічний еквівалент речовини k пропорційний хімічному еквіваленту:

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

де M — молярна маса,

F — стала Фарадея,

n — валентність речовини.

Фізичний зміст законів Фарадея легко пояснити, використавши електронно-йонну теорію. Маса речовини, що виділяється на електродах під час електролізу, визначається масою N йонів, що осідають на електроді. Кількість йонів дорівнює $N = \frac{m}{M} N_A$,

де m — маса речовини,

M — її молярна маса,

N_A — число Авогадро.

З іншого боку, кількість йонів, що осіли, можна визначити через величину заряду $q = It$, що пройшов крізь електроліт, і заряд одного йона q_0 ,

$$N = \frac{q}{q_0}. \text{ Отже, } \frac{m}{M} N_A = \frac{q}{q_0}. \text{ Звідки } m = \frac{Mq}{q_0 N_A}.$$

Заряд будь-якого йона дорівнює заряду одновалентного йона, тобто, заряду електрона e , помноженому на валентність n йона, $q_0 = en$.

$$\text{Отже, } m = \frac{M|q|}{|e|nN_A}.$$

Величини N_A і e є універсальними сталими, а M і n — сталі для даної речовини.

Тож вираз $\frac{M}{|e|nN_A} = k$ є електрохімічним еквівалентом речовини.

Добуток $N_A e = F = 9,65 \cdot 10^4 \frac{\text{Кл}}{\text{моль}}$ - стала Фарадея – фізична константа.

Для одновалентної речовини стала Фарадея дорівнює електричному заряду 1 моля речовини.

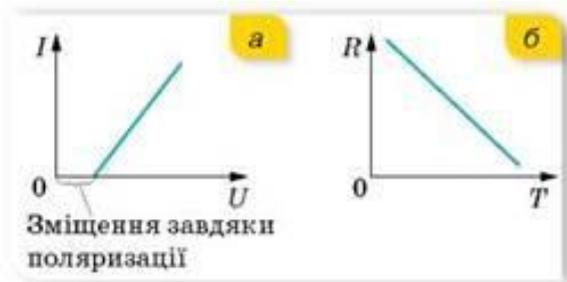
Закони Фарадея можна записати в об'єднаному вигляді так:

$$m = \frac{1}{F} \frac{M}{n} It.$$

$$q = \pm \frac{nF}{N_A} \cdot$$

Електричний заряд будь-якого йона

Вольт-амперна характеристика проходження електричного струму крізь електроліт має лінійний характер, як і в металах, але відрізняється тим, що для створення електричного струму в електроліті необхідна певна робота зовнішнього електричного поля — для поляризації електроліту (напряга цього поля для різних електролітів має різне значення) (мал. 2, а).



Мал. 2. Графіки залежності: а – сили струму від напруги $I(U)$; б – опору від температури $R(T)$ для електролітів

Залежність опору електроліту від температури (мал. 2, б) – лінійна. Це пояснюється тим, що за зростання температури тепловий рух молекул стає інтенсивнішим, і тому кількість йонів у розчині та їх концентрація зростають, а отже, змінюється питомий опір електроліту ρ .

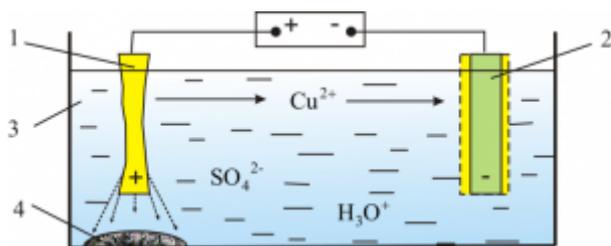
Його зміну можна розрахувати за рівнянням, яке використовували в аналогічних розрахунках для металів $\rho = \rho_0(1 + \alpha\Delta T)$, де ρ_0 – питомий опір електроліту за температури 273 К (0 °С); α – термічний коефіцієнт опору.

Для електролітів термічний коефіцієнт опору завжди є від'ємним, а отже, за нагрівання провідність електроліту зростає, а його опір зменшується.

*Електроліз має широке застосування в різних сферах промислового виробництва. Прикладами такого застосування є **рафінування металів, гальваностегія та гальванопластика.***

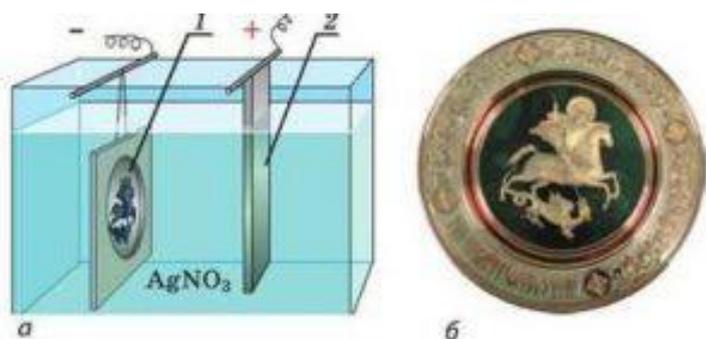
Рафінування металів – це технологія електролізного очищення металів від домішок. Суть цієї технології полягає в наступному. У ванну з відповідним електролітом опускають два електроди. При цьому анодом слугує товста пластинка неочищеного металу, а катодом – тонка пластинка чистого металу (мал.3 а). В процесі електролізу, атоми (іони) металу поштучно переганяються від аноду до

катоду. При цьому домішкові атоми осідають на дно електролітичної ванни, або стають частиною розчину. В промислових масштабах шляхом рафінування отримують хімічно чисті мідь, алюміній, свинець, срібло та деякі інші метали.



Мал. 3.а

Гальваностегія – це технологія електролізного нанесення тонкого шару потрібного металу на вироби (хромування, нікелювання, цинкування, золочення, сріблення, тощо). Суть технології очевидно проста. Відповідний виріб опускають у ванну з електролітом, складовою частиною якого є потрібний метал, та в якості катода включають цей виріб в електричне коло, анодом якого є пластина потрібного металу (мал.3 б). В процесі проходження струму, виріб покривається тонким шаром потрібного металу та набуває бажаних якостей.



Мал. 3 б

Гальванопластика – це технологія одержання копій виробів, шляхом електролізного нанесення шару металу на матрицю (відбиток) цього виробу. Суть технології полягає в наступному. На матрицю (відбиток) відповідного виробу наносять тонкий шар спеціальної графітової фарби. (Графіт, з одного боку проводить електричний струм, а з іншого – дозволяє відділити отриману копію від матриці). В якості катода, матрицю опускають у відповідний електроліт і в процесі проходження струму наносять на неї потрібний шар металу. Отриману точну копію виробу відділяють від матриці (мал.3 б).

В металургії, електролізом відповідних розплавів отримують алюміній, мідь, цинк, нікель, кобальт, марганець та багато інших металів. В хімічній промисловості, шляхом електролізу із води отримується водень (H_2) та кисень (O_2); із розчину кам'яної солі, отримують хлор (Cl_2) та натрій гідроксид ($NaOH$), тощо. В електротехніці, електроліти є активними елементами хімічних джерел струму, електролітичних конденсаторів та інших приладів. А в живих організмах, електроліти є тим активним середовищем в якому відбувається безліч фізико-хімічних та біологічних процесів.

Таблиці електрохімічних еквівалентів речовини

Речовина	Електрохімічний еквівалент k , $\times 10^{-8}$ кг/Кл	Речовина	Електрохімічний еквівалент k , $\times 10^{-8}$ 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

Электрохимический эквивалент веществ, $\cdot 10^{-3} \frac{\text{кг}}{\text{Кл}}$	
Вещество (ионы)	К
Алюминий (Al^{+++})	9,3
Водород (H^+)	1,045
Золото (Au^{+++})	68
Кислород (O^{--})	8,2
Мідь (Cu^{++})	32,9
Нікель (Ni^{+++})	30,4
Срібло (Ag^+)	111,8
Хлор (Cl^-)	36,7
Хром (Cr^+)	18,0
Цинк (Zn^{++})	33,9

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

Приклад розв'язування задач

1. Який найменший заряд повинен мати акумулятор, щоб під час електролізу підкисленої води вивільнилось 5 л кисню за температури 27°C та нормального атмосферного тиску?

Дано:
 $V = 5 \text{ л} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$
 $T = 300 \text{ К}$
 $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$
 $\rho_0 = 1,43 \frac{\text{кг}}{\text{м}^3}$
 $k = 8,29 \cdot 10^{-8} \frac{\text{кг}}{\text{Кл}}$
 $q = ?$

Розв'язання:

Необхідний для електролізу заряд акумулятора визначимо із співвідношення $m = kq$.

Масу вивільненого кисню визначимо через його густину, $m = \rho_0 V_0$, а V_0 — із закону Гей-Люссака, $V_0 = \frac{VT_0}{T}$.

Таким чином, $q = \frac{VT_0 \rho_0}{Tk}$.

Підставимо числові значення, отримуємо:

$$q = \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot 273 \text{ К} \cdot 1,43 \frac{\text{кг}}{\text{м}^3}}{300 \text{ К} \cdot 8,29 \cdot 10^{-8} \frac{\text{кг}}{\text{Кл}}} = 78,5 \text{ Кл.}$$

Відповідь: 78,5 Кл.

2. Визначити електрохімічний еквівалент свинцю якщо за 5 год. електролізу при силі струму 5А на катоді виділилося 97 г свинцю.

Дано: t = 5 год. I = 5А m = 97 г	$m = Kit$ $\frac{m}{K} = It$	$K = \frac{0,097 \text{ кг}}{5 \text{ А} \cdot 5 \cdot 3600 \text{ с}} = \frac{97 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot 10^{-3}}{8 \cdot 18 \text{ Ас}} = \frac{97 \cdot 10^{-6} \text{ кг}}{90 \text{ Кл}} = 1,07 \cdot 10^{-6} \frac{\text{кг}}{\text{Кл}}$
K - ?		

Завдання на урок:

1. Опрацювати теоретичний матеріал

Виписати основні означення та формулювання законів Фарадея

2. Розв'язати задачу: Дані електрохімічного еквіваленту в таблиці!

У електролітичній ванні за 20 хв виділилося 1,98 г міді. Визначте електричну потужність, що витрачається на нагрівання електроліту. Опір розчину ванни становить 0,8 Ом.

Домашнє завдання

1. Повторити позначення фізичних величин та одиниці вимірювання.

Вивчити основні означення та формулювання законів Фарадея

2. Розв'язати задачу:

Визначте масу срібла, що виділяється за 2 год. на катоді при електролізі нітрату срібла, якщо електроліз проводиться при напрузі 2В, а опір розчину 50м.