

20.01.2023

Група 26

Фізика і астрономія

Урок № 44

**Тема уроку:** Електричний струм у розчинах і розплавах електролітів. Електроліз та його закони.

**Мета уроку:**

навчальна – поглибити поняття електролітичної дисоціації, вивчити природу електричного струму в розчинах і розплавах електролітів та процесу електролізу, з'ясувати фізичний зміст законів електролізу Фарадея, поняття електрохімічного еквіваленту речовини;

розвивальна – розвивати уяву, творчі здібності учнів, вдосконалювати вміння застосовувати набуті знання на практиці;

виховна – виховувати почуття відповідальності, взаємодопомоги, вміння виступати перед аудиторією.

### Матеріал до уроку

#### 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*, а розчини відповідних речовин — електролітами.

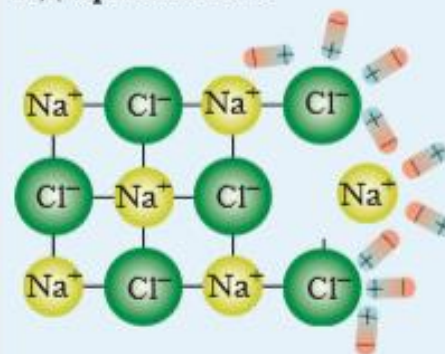
Розпад речовин на йони може бути спричинений не тільки розчинником. Деякі солі та оксиди металічних елементів розпадаються на йони внаслідок значного підвищення температури. Розплави цих речовин теж є електролітами.

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

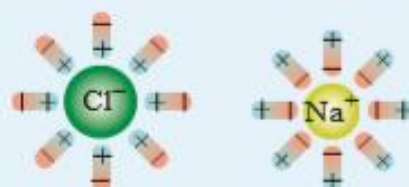
#### Нагадуємо

**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.



(аніони) — до позитивного електрода (анода). Тобто в розчині виникне електричний струм.

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

Зазначимо, що зі збільшенням температури кількість іонів в електроліті значно збільшується, тому, незважаючи на збільшення кількості ефективних зіткнень, опір електроліту зменшується.

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 ( $\text{Cu}^{2+}$ ) прямують до катода, а вільні негативні йони Хлору ( $\text{Cl}^-$ ) — до анода.

Досягши катода, катіони Купруму «захоплюють» з його поверхні електрони,

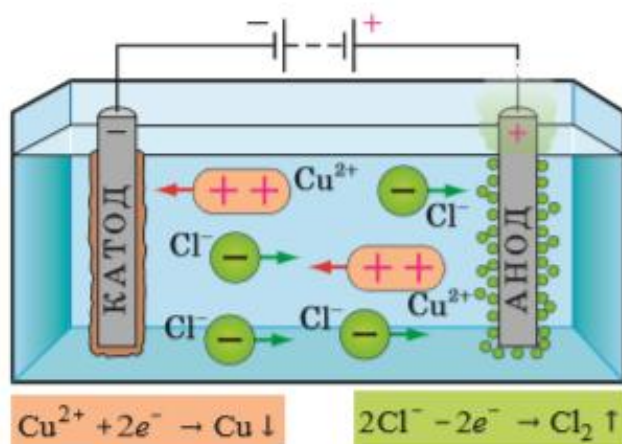


Рис. 6.2. Електроліз розчину  $\text{CuCl}_2$ . У ванну з розчином занурені катод і анод. Після замикання кола позитивні йони (катіони) рухаються до катода, негативні йони (аніони) — до анода

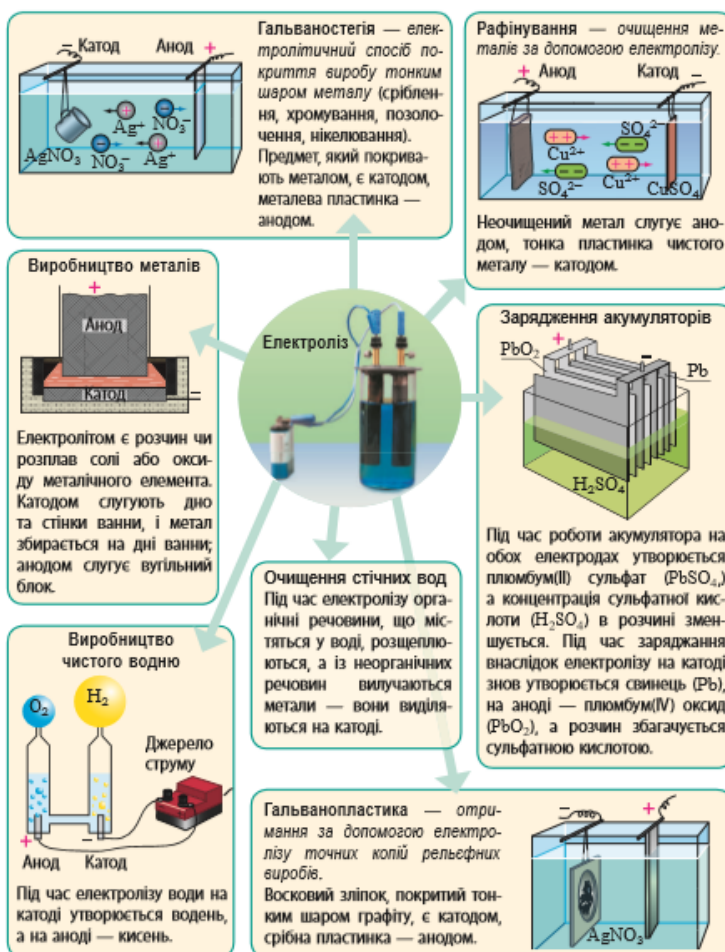
яких їм «бракує», — відбувається хімічна *реакція відновлення*: катіони Купруму перетворюються на нейтральні атоми, і на поверхні катода осідає мідь. Водночас аніони Хлору, досягши поверхні анода, «віддають» йому «надлишкові» електрони — відбувається хімічна *реакція окиснення*: аніони Хлору перетворюються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

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
<p>Маса речовини, яка виділяється на електроді під час електролізу, прямо пропорційна силі струму <math>I</math> та часу <math>t</math> його проходження через електроліт:</p> $m = kIt, \text{ або } m = kq,$ <p>де <math>q</math> — заряд, що пройшов через електроліт; <math>k</math> — коефіцієнт пропорційності, який називають <b>електрохімічний еквівалент</b>:</p> $[k] = 1 \frac{\text{кг}}{\text{Кл}} \left( \frac{\text{кг}}{\text{C}} \right).$ <p>Електрохімічні еквіваленти визначають експериментальним шляхом і заносять у таблиці (див. Додаток 1).</p>	<p>Електрохімічний еквівалент <math>k</math> прямо пропорційний відношенню молярної маси <math>M</math> елемента до валентності <math>n</math> цього елемента в даній хімічній сполуці:</p> $k = \frac{1}{F} \cdot \frac{M}{n},$ <p>де <math>F</math> — <b>стала Фарадея</b>, 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>

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



**Перевірте себе:**

1. У чому полягає явище електролітичної дисоціації?
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.

**Домашнє завдання:**

Написати конспект. Опрацювати додатково параграфи №10,12.

Продовжити заповнення таблиці.

Середовище	Носії електричного заряду	Тип провідності	Утворення носіїв заряду
Метал	Електрони	Електронний	Вільні
Розчини			
Розплави електролітів			

**Зворотній зв'язок**

**E-mail** [vitasergiiivna1992@gmail.com](mailto:vitasergiiivna1992@gmail.com)

**!!!! у повідомленні з д/з не забуваєм вказувати прізвище, групу і дату уроку.**