

Електрохімічні процеси

Волобуєв Максим Миколайович
vmn2007@ukr.net

Кафедра загальної та неорганічної хімії,
НТУ «ХПІ»

Харків 2016



Основні поняття

- Електрохімічні процеси супроводжуються взаємним переходом хімічної та електричної форм енергії
 - Гальванічний елемент: хімічна енергія перетворюється у електричну
 - Електролізер: електрична енергія перетворюється у хімічну
- Ключове поняття: електрохімічна система
 - 1 – електроди
 - 2 – розчин (розплав) електроліту
 - 3 – зовнішній ланцюг
 - Зовнішній ланцюг – провідник першого роду
 - Розчин – провідник другого роду
- Електрод – межа розділу провідників 1-го і 2-го роду



Основні поняття

- Електрохімічні процеси супроводжуються взаємним переходом хімічної та електричної форм енергії
 - Гальванічний елемент: хімічна енергія перетворюється у електричну
 - Електролізер: електрична енергія перетворюється у хімічну
- Ключове поняття: електрохімічна система
 - 1 – електроди
 - 2 – розчин (розплав) електроліту
 - 3 – зовнішній ланцюг
 - Зовнішній ланцюг – провідник першого роду
 - Розчин – провідник другого роду
- Електрод – межа розділу провідників 1-го і 2-го роду

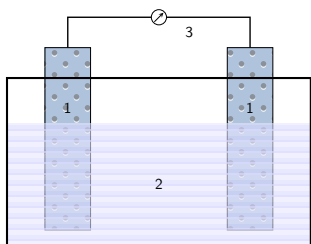


Основні поняття

- Електрохімічні процеси супроводжуються взаємним переходом хімічної та електричної форм енергії
 - Гальванічний елемент: хімічна енергія перетворюється у електричну
 - Електролізер: електрична енергія перетворюється у хімічну
- Ключове поняття: електрохімічна система
 - 1 – електроди
 - 2 – розчин (розплав) електроліту
 - 3 – зовнішній ланцюг
 - Зовнішній ланцюг – провідник першого роду
 - Розчин – провідник другого роду
- Електрод – межа розділу провідників 1-го і 2-го роду



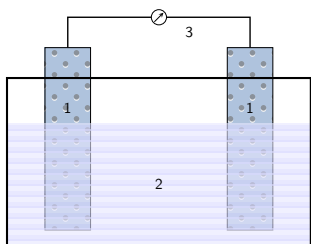
- Електрохімічні процеси супроводжуються взаємним переходом хімічної та електричної форм енергії
 - Гальванічний елемент: хімічна енергія перетворюється у електричну
 - Електролізер: електрична енергія перетворюється у хімічну
- Ключове поняття: електрохімічна система



1 – електроди
2 – розчин (розплав) електроліту
3 – зовнішній ланцюг
Зовнішній ланцюг – провідник першого роду
Розчин – провідник другого роду

- Електрод – межа розділу провідників 1-го і 2-го роду

- Електрохімічні процеси супроводжуються взаємним переходом хімічної та електричної форм енергії
 - Гальванічний елемент: хімічна енергія перетворюється у електричну
 - Електролізер: електрична енергія перетворюється у хімічну
- Ключове поняття: електрохімічна система



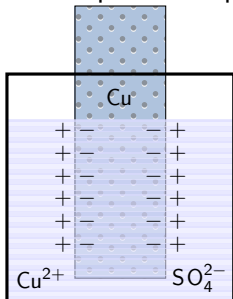
1 – електроди
2 – розчин (розплав) електроліту
3 – зовнішній ланцюг
Зовнішній ланцюг – провідник першого роду
Розчин – провідник другого роду

- Електрод – межа розділу провідників 1-го і 2-го роду



Стандартний електродний потенціал

- На поверхні електрода є подвійний електричний шар

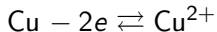


Мідна пластина у розчині CuSO₄:

У металі знаходяться атоми Cu

У розчині – іони Cu²⁺ (та SO₄²⁻)

На межі встановлюється рівновага



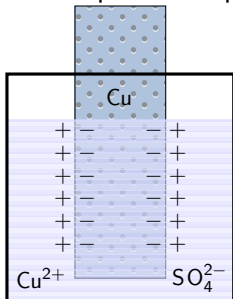
Рівновага описується **електродним потенціалом E**

- Стандартний потенціал E° :
 - відноситься до стандартних умов ($T = 298 \text{ K}$,
 $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрація йонів – 1 моль/л)
 - E° системи $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ дорівнює нулю
 - E° металів $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ виміряні відносно водневого електрода ($E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$)
- Активність металів визначається потенціалом!



Стандартний електродний потенціал

- На поверхні електрода є подвійний електричний шар

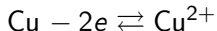


Мідна пластина у розчині CuSO₄:

У металі знаходяться атоми Cu

У розчині – іони Cu²⁺ (та SO₄²⁻)

На межі встановлюється рівновага



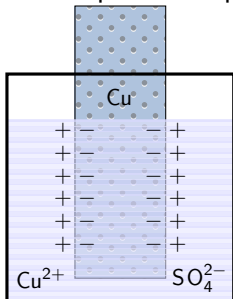
Рівновага описується **електродним потенціалом E**

- Стандартний потенціал E° :
 - відноситься до стандартних умов ($T = 298 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрація йонів – 1 моль/л)
 - E° системи $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ дорівнює нулю
 - E° металів $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ виміряні відносно водневого електрода ($E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$)
- Активність металів визначається потенціалом!



Стандартний електродний потенціал

- На поверхні електрода є подвійний електричний шар

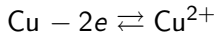


Мідна пластина у розчині CuSO₄:

У металі знаходяться атоми Cu

У розчині – іони Cu²⁺ (та SO₄²⁻)

На межі встановлюється рівновага



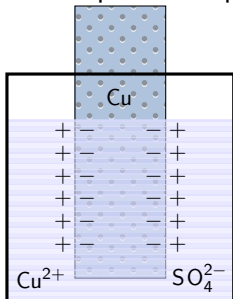
Рівновага описується **електродним потенціалом E**

- Стандартний потенціал E° :
 - відноситься до стандартних умов ($T = 298 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрація йонів – 1 моль/л)
 - E° системи $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ дорівнює нулю
 - E° металів $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ виміряні відносно водневого електрода ($E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$)
- Активність металів визначається потенціалом!



Стандартний електродний потенціал

- На поверхні електрода є подвійний електричний шар

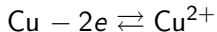


Мідна пластина у розчині CuSO_4 :

У металі знаходяться атоми Cu

У розчині – іони Cu^{2+} (та SO_4^{2-})

На межі встановлюється рівновага



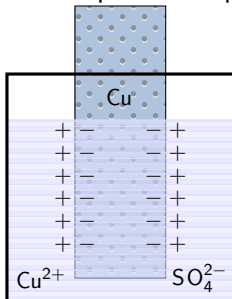
Рівновага описується **електродним потенціалом E**

- Стандартний потенціал E° :
 - відноситься до стандартних умов ($T = 298 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрація йонів – 1 моль/л)
 - E° системи $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ дорівнює нулю
 - E° металів $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ виміряні відносно водневого електрода ($E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$)
- Активність металів визначається потенціалом!



Стандартний електродний потенціал

- На поверхні електрода є подвійний електричний шар

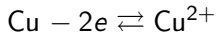


Мідна пластина у розчині CuSO_4 :

У металі знаходяться атоми Cu

У розчині – іони Cu^{2+} (та SO_4^{2-})

На межі встановлюється рівновага



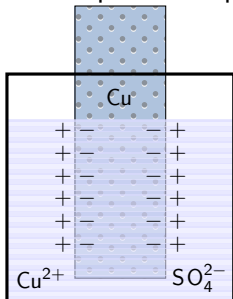
Рівновага описується **електродним потенціалом E**

- Стандартний потенціал E° :
 - відноситься до стандартних умов ($T = 298 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрація йонів – 1 моль/л)
 - E° системи $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ дорівнює нулю
 - E° металів $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ виміряні відносно водневого електрода ($E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$)
- Активність металів визначається потенціалом!



Стандартний електродний потенціал

- На поверхні електрода є подвійний електричний шар

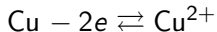


Мідна пластина у розчині CuSO_4 :

У металі знаходяться атоми Cu

У розчині – іони Cu^{2+} (та SO_4^{2-})

На межі встановлюється рівновага



Рівновага описується **електродним потенціалом E**

- Стандартний потенціал E° :
 - відноситься до стандартних умов ($T = 298 \text{ K}$, $P = 101,3 \text{ кПа}$, концентрація йонів – 1 моль/л)
 - E° системи $2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$ дорівнює нулю
 - E° металів $\text{M}^{n+} + ne \rightleftharpoons \text{M}$ виміряні відносно водневого електрода ($E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$)
- Активність металів визначається потенціалом!

Рівняння Нернста

- **Рівняння Нернста** визначає залежність E від різних умов (T, c)

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – кількість електронів у електродному процесі
- $F = 96500$ Кл/моль – стала Фарадея
- Інша форма рівняння Нернста
- Рівняння Нернста загального виду

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298K)$$

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}$$

- $MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$
- $E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \lg \frac{c(MnO_4^-)c^8(H^+)}{c(Mn^{2+})}, \quad E^\circ = 1,51 \text{ В}$
- рН впливає на окисну активність оксоаніонів



Рівняння Нернста

- Рівняння Нернста визначає залежність E від різних умов (T, c)

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – кількість електронів у електродному процесі
- $F = 96500$ Кл/моль – стала Фарадея
- Інша форма рівняння Нернста
- Рівняння Нернста загального виду

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298K)$$

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}$$

- $MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$
- $E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \lg \frac{c(MnO_4^-)c^8(H^+)}{c(Mn^{2+})}, \quad E^\circ = 1,51 \text{ В}$
- pH впливає на окисну активність оксоаніонів



Рівняння Нернста

- Рівняння Нернста визначає залежність E від різних умов (T, c)

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – кількість електронів у електродному процесі
- $F = 96500$ Кл/моль – стала Фарадея
- Інша форма рівняння Нернста
- Рівняння Нернста загального виду

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298K)$$

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}$$

- $MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$
- $E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \lg \frac{c(MnO_4^-)c^8(H^+)}{c(Mn^{2+})}, \quad E^\circ = 1,51 V$
- pH впливає на окисну активність оксоаніонів



Рівняння Нернста

- Рівняння Нернста визначає залежність E від різних умов (T, c)

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – кількість електронів у електродному процесі
- $F = 96500$ Кл/моль – стала Фарадея
- Інша форма рівняння Нернста

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298K)$$

- Рівняння Нернста загального виду

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}$$



- $E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \lg \frac{c(MnO_4^-)c^8(H^+)}{c(Mn^{2+})}, \quad E^\circ = 1,51 \text{ В}$

- pH впливає на окисну активність оксоаніонів



Рівняння Нернста

- Рівняння Нернста визначає залежність E від різних умов (T, c)

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – кількість електронів у електродному процесі
- $F = 96500$ Кл/моль – стала Фарадея
- Інша форма рівняння Нернста
- Рівняння Нернста загального виду

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298K)$$

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}$$

- $MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$
- $E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \lg \frac{c(MnO_4^-)c^8(H^+)}{c(Mn^{2+})}, \quad E^\circ = 1,51 \text{ В}$
- pH впливає на окисну активність оксоаніонів



Рівняння Нернста

- Рівняння Нернста визначає залежність E від різних умов (T, c)

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – кількість електронів у електродному процесі
- $F = 96500$ Кл/моль – стала Фарадея
- Інша форма рівняння Нернста
- Рівняння Нернста загального виду

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298K)$$

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}$$

- $MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$
- $E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \lg \frac{c(MnO_4^-)c^8(H^+)}{c(Mn^{2+})}, \quad E^\circ = 1,51 \text{ В}$
- pH впливає на окисну активність оксоаніонів



Рівняння Нернста

- Рівняння Нернста визначає залежність E від різних умов (T, c)

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – кількість електронів у електродному процесі
- $F = 96500$ Кл/моль – стала Фарадея
- Інша форма рівняння Нернста
- Рівняння Нернста загального виду

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298K)$$

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}$$

- $MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$
- $E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \lg \frac{c(MnO_4^-)c^8(H^+)}{c(Mn^{2+})}, \quad E^\circ = 1,51 \text{ V}$
- рН впливає на окисну активність оксоаніонів



Рівняння Нернста

- Рівняння Нернста визначає залежність E від різних умов (T, c)

$$E(M^{n+}/M) = E^\circ(M^{n+}/M) + \frac{RT}{nF} \ln c(M^{n+})$$

- n – кількість електронів у електродному процесі
- $F = 96500$ Кл/моль – стала Фарадея
- Інша форма рівняння Нернста
- Рівняння Нернста загального виду

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg c(M^{n+}), \quad (T = 298K)$$

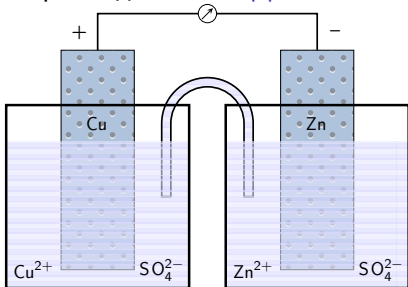
$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}$$

- $MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$
- $E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \lg \frac{c(MnO_4^-)c^8(H^+)}{c(Mn^{2+})}, \quad E^\circ = 1,51 V$
- pH впливає на окисну активність оксоаніонів

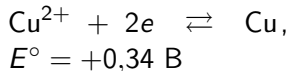
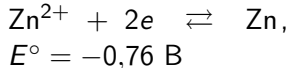


Гальванічний елемент: визначення

- З'єднані електроди утворюють гальванічний елемент, наприклад елемент Даніеля-Якобі



Рівноваги на електродах:



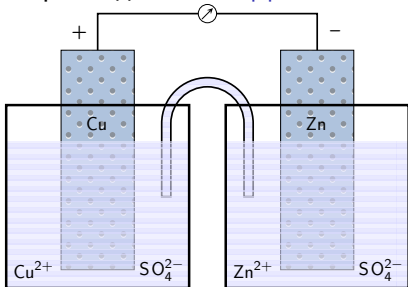
- Схема гальванічного елемента

- Електрод з більшим потенціалом – катод
- Електрод з меншим потенціалом – анод
- $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$
анод катод

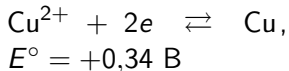
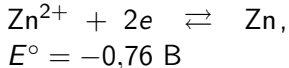


Гальванічний елемент: визначення

- З'єднані електроди утворюють гальванічний елемент, наприклад елемент Данієля-Якобі



Рівноваги на електродах:



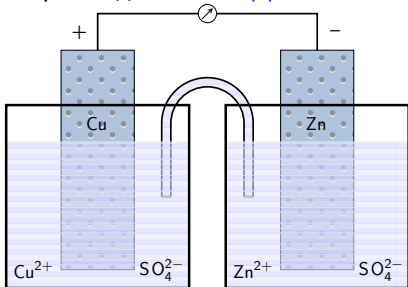
- Схема гальванічного елемента

- Електрод з більшим потенціалом – катод
- Електрод з меншим потенціалом – анод

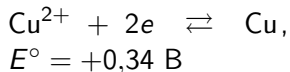
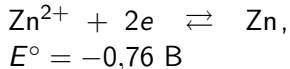


Гальванічний елемент: визначення

- З'єднані електроди утворюють гальванічний елемент, наприклад елемент Даніеля-Якобі



Рівноваги на електродах:



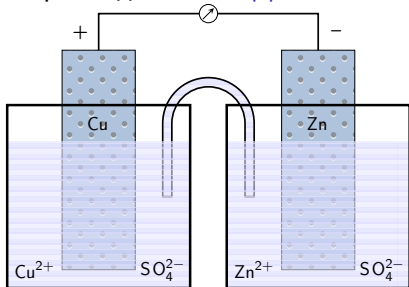
- Схема гальванічного елемента

- Електрод з більшим потенціалом – **катод**
- Електрод з меншим потенціалом – **анод**

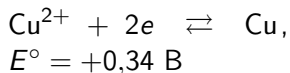
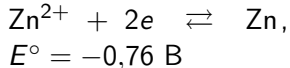


Гальванічний елемент: визначення

- З'єднані електроди утворюють гальванічний елемент, наприклад елемент Даніеля-Якобі



Рівноваги на електродах:



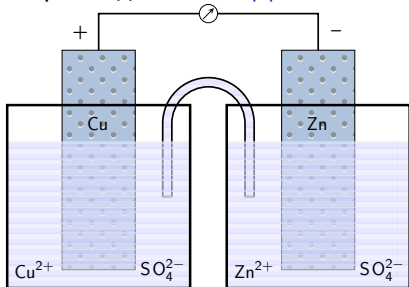
- Схема гальванічного елемента

- Електрод з більшим потенціалом – **катод**
- Електрод з меншим потенціалом – **анод**

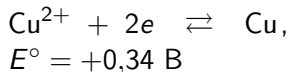
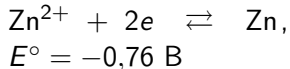


Гальванічний елемент: визначення

- З'єднані електроди утворюють гальванічний елемент, наприклад елемент Данієля-Якобі

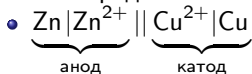


Рівноваги на електродах:



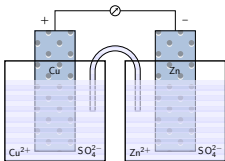
- Схема гальванічного елемента

- Електрод з більшим потенціалом – **катод**
- Електрод з меншим потенціалом – **анод**



Гальванічний елемент: функціонування

- Замкнений ланцюг: заряджені частинки починають рухатися



Електрони у зовнішньому ланцюгу рухаються від аноду до катоду.

Аніони у розчині рухаються від катоду до аноду.

К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$ – відновлення

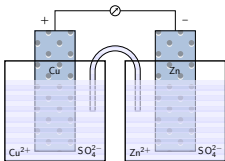
А: $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$ – окиснення

- Сумарне рівняння реакції:
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ або $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
- Найважливіша характеристика – **ЕРС**:
 - $\varepsilon \equiv \Delta E = E_k - E_a$
 - $\Delta G = -nF\varepsilon$
- Поляризація: зміна ε при перебігу реакції



Гальванічний елемент: функціонування

- Замкнений ланцюг: заряджені частинки починають рухатися



Електрони у зовнішньому ланцюгу рухаються від аноду до катоду.

Аніони у розчині рухаються від катоду до аноду.

К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$ – відновлення

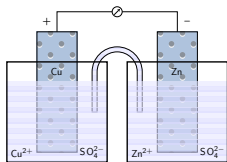
А: $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$ – окиснення

- Сумарне рівняння реакції:
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ або $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
- Найважливіша характеристика – **ЕРС**:
 - $\varepsilon \equiv \Delta E = E_k - E_a$
 - $\Delta G = -nF\varepsilon$
- Поляризація: зміна ε при перебігу реакції



Гальванічний елемент: функціонування

- Замкнений ланцюг: заряджені частинки починають рухатися



Електрони у зовнішньому ланцюгу рухаються від аноду до катоду.

Аніони у розчині рухаються від катоду до аноду.

К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$ – відновлення

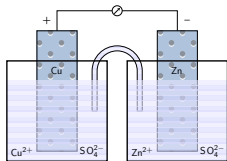
А: $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$ – окиснення

- Сумарне рівняння реакції:
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ або $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
- Найважливіша характеристика – **ЕРС**:
 - $\varepsilon \equiv \Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$
 - $\Delta G = -nF\varepsilon$
- Поляризація: зміна ε при перебігу реакції



Гальванічний елемент: функціонування

- Замкнутий ланцюг: заряджені частинки починають рухатися



Електрони у зовнішньому ланцюгу рухаються від аноду до катоду.

Аніони у розчині рухаються від катоду до аноду.

К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$ – відновлення

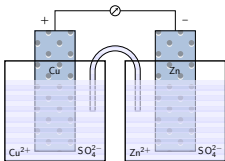
А: $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$ – окиснення

- Сумарне рівняння реакції:
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ або $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
- Найважливіша характеристика – **ЕРС**:
 - $\varepsilon \equiv \Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$
 - $\Delta G = -nF\varepsilon$
- Поляризація: зміна ε при перебігу реакції



Гальванічний елемент: функціонування

- Замкнений ланцюг: заряджені частинки починають рухатися



Електрони у зовнішньому ланцюгу рухаються від аноду до катоду.

Аніони у розчині рухаються від катоду до аноду.

К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$ – відновлення

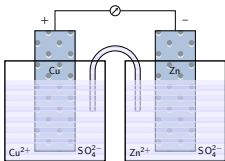
А: $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$ – окиснення

- Сумарне рівняння реакції:
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ або $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
- Найважливіша характеристика – **ЕРС**:
 - $\varepsilon \equiv \Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$
 - $\Delta G = -nF\varepsilon$
- Поляризація: зміна ε при перебігу реакції



Гальванічний елемент: функціонування

- Замкнений ланцюг: заряджені частинки починають рухатися



Електрони у зовнішньому ланцюгу рухаються від аноду до катоду.

Аніони у розчині рухаються від катоду до аноду.

К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$ – відновлення

А: $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$ – окиснення

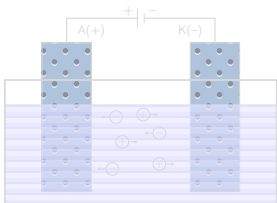
- Сумарне рівняння реакції:
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ або $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
- Найважливіша характеристика – **ЕРС**:
 - $\varepsilon \equiv \Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$
 - $\Delta G = -nF\varepsilon$
- Поляризація: зміна ε при перебігу реакції



Електроліз: визначення

- Електроліз – сукупність процесів, що відбуваються у системі при проходженні через неї постійного струму від зовнішнього джерела

- Замкнений ланцюг: заряджені частинки рухаються



Аніони рухаються до **аноду**

Катіони рухаються до **катоду**

К: $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$ – відновлення

А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$ – окиснення

Сумарно: $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{ел-з}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

$$U = \varepsilon + \Delta E_{\text{поляриз}} + I(r_1 + r_2)$$

- Кількісна характеристика: **закон Фарадея**

$$m(\text{A}) = \frac{M(\text{A}) \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{BC} \quad \text{або} \quad V = \frac{V_m \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{BC}$$

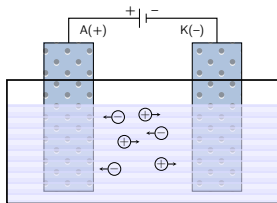
- M – молярна маса, I – сила струму, t – час, F – стала Фарадея, n – кількість електронів, BC – вихід за струмом



Електроліз: визначення

- Електроліз – сукупність процесів, що відбуваються у системі при проходженні через неї постійного струму від зовнішнього джерела

- Замкнений ланцюг: заряджені частинки рухаються



Аніони рухаються до **аноду**

Катіони рухаються до **катоду**

К: $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$ – відновлення

А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$ – окиснення

Сумарно: $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{ел-з}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

$$U = \varepsilon + \Delta E_{\text{поляриз}} + I(r_1 + r_2)$$

- Кількісна характеристика: **закон Фарадея**

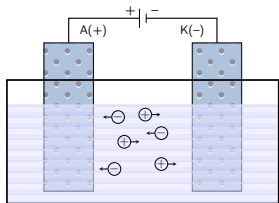
$$m(A) = \frac{M(A) \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{BC} \quad \text{або} \quad V = \frac{V_m \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{BC}$$

- M – молярна маса, I – сила струму, t – час, F – стала Фарадея, n – кількість електронів, BC – вихід за струмом

Електроліз: визначення

- Електроліз – сукупність процесів, що відбуваються у системі при проходженні через неї постійного струму від зовнішнього джерела

- Замкнений ланцюг: заряджені частинки рухаються



Аніони рухаються до **аноду**

Катіони рухаються до **катоду**

К: $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$ – відновлення

А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$ – окиснення

Сумарно: $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{ел-з}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

$$U = \varepsilon + \Delta E_{\text{поляриз}} + I(r_1 + r_2)$$

- Кількісна характеристика: **закон Фарадея**

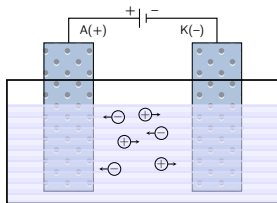
$$m(\text{A}) = \frac{M(\text{A}) \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{BC} \quad \text{або} \quad V = \frac{V_m \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{BC}$$

- M – молярна маса, I – сила струму, t – час, F – стала Фарадея, n – кількість електронів, BC – вихід за струмом

Електроліз: визначення

- Електроліз – сукупність процесів, що відбуваються у системі при проходженні через неї постійного струму від зовнішнього джерела

- Замкнений ланцюг: заряджені частинки рухаються



Аніони рухаються до **аноду**

Катіони рухаються до **катоду**

К: $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$ – відновлення

А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$ – окиснення

Сумарно: $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{ел-з}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

$$U = \varepsilon + \Delta E_{\text{поляриз}} + I(r_1 + r_2)$$

- Кількісна характеристика: **закон Фарадея**

$$m(\text{A}) = \frac{M(\text{A}) \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{BC} \quad \text{або} \quad V = \frac{V_m \cdot I \cdot t}{nF} \cdot \text{BC}$$

- M – молярна маса, I – сила струму, t – час, F – стала Фарадея, n – кількість електронів, BC – вихід за струмом

Електроліз: процеси на катоді

- Електроліз розчинів: з'являються конкуруючі іони H^+ та OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоді відбувається процес з найбільшим потенціалом
- Усі метали поділяють на 3 групи
 - Метали з $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (лівіше за Al)
 - Метали з $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правіше за H)
 - Метали з $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процеси на катоді:



Електроліз: процеси на катоді

- Електроліз розчинів: з'являються конкуруючі іони H^+ та OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- **На катоді відбувається процес з найбільшим потенціалом**
- Усі метали поділяють на 3 групи
 - Метали з $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (лівіше за Al)
 - Метали з $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правіше за H)
 - Метали з $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процеси на катоді:



Електроліз: процеси на катоді

- Електроліз розчинів: з'являються конкуруючі іони H^+ та OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоді відбувається процес з найбільшим потенціалом
- Усі метали поділяють на 3 групи
 - Метали з $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (лівіше за Al)
 - Метали з $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правіше за H)
 - Метали з $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процеси на катоді:



Електроліз: процеси на катоді

- Електроліз розчинів: з'являються конкуруючі іони H^+ та OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоді відбувається процес з найбільшим потенціалом
- Усі метали поділяють на 3 групи
 - Метали з $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (лівіше за Al)
 - Метали з $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правіше за H)
 - Метали з $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процеси на катоді:



Електроліз: процеси на катоді

- Електроліз розчинів: з'являються конкуруючі іони H^+ та OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоді відбувається процес з найбільшим потенціалом
- Усі метали поділяють на 3 групи
 - Метали з $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (лівіше за Al)
 - Метали з $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правіше за H)
 - Метали з $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процеси на катоді:



Електроліз: процеси на катоді

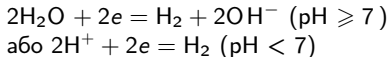
- Електроліз розчинів: з'являються конкуруючі іони H^+ та OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- **На катоді відбувається процес з найбільшим потенціалом**
- Усі метали поділяють на 3 групи
 - Метали з $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (лівіше за Al)
 - Метали з $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правіше за H)
 - Метали з $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процеси на катоді:



Електроліз: процеси на катоді

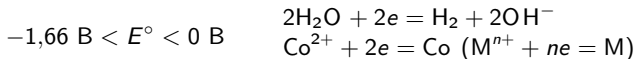
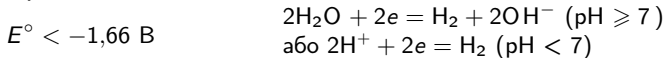
- Електроліз розчинів: з'являються конкуруючі іони H^+ та OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоді відбувається процес з найбільшим потенціалом
- Усі метали поділяють на 3 групи
 - Метали з $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (лівіше за Al)
 - Метали з $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правіше за H)
 - Метали з $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процеси на катоді:

$$E^\circ < -1,66 \text{ В}$$



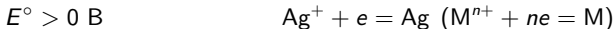
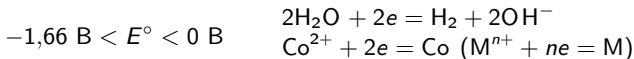
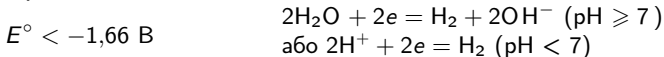
Електроліз: процеси на катоді

- Електроліз розчинів: з'являються конкуруючі іони H^+ та OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- **На катоді відбувається процес з найбільшим потенціалом**
- Усі метали поділяють на 3 групи
 - Метали з $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (лівіше за Al)
 - Метали з $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правіше за H)
 - Метали з $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процеси на катоді:



Електроліз: процеси на катоді

- Електроліз розчинів: з'являються конкуруючі іони H^+ та OH^- ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$)
- На катоді відбувається процес з найбільшим потенціалом
- Усі метали поділяють на 3 групи
 - Метали з $E^\circ < -1,66 \text{ В}$ (лівіше за Al)
 - Метали з $E^\circ > 0 \text{ В}$ (правіше за H)
 - Метали з $-1,66 \text{ В} < E^\circ < 0 \text{ В}$
- Процеси на катоді:



Електроліз: процеси на аноді

- На аноді відбувається процес з найменшим потенціалом
- Конкуруючі процеси на аноді:
 - Окиснення матеріалу анода
 $M - ne = M^{n+}$
Інертні (Pt, графіт) аноди не окиснюються!
 - Окиснення іонів електроліту
 $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окиснення розчинника
водний розчин: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
неводний розчин: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$



Електроліз: процеси на аноді

- На аноді відбувається процес з найменшим потенціалом
- Конкуруючі процеси на аноді:
 - Окиснення матеріалу анода
 $M - ne = M^{n+}$
Інертні (Pt, графіт) аноди не окиснюються!
 - Окиснення іонів електроліту
 $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окиснення розчинника
 - $\text{pH} < 7$: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - $\text{pH} > 7$: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



Електроліз: процеси на аноді

- На аноді відбувається процес з найменшим потенціалом
- Конкуруючі процеси на аноді:
 - Окиснення матеріалу анода
 $M - ne = M^{n+}$
Інертні (Pt, графіт) аноди не окиснюються!
 - Окиснення іонів електроліту
 $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окиснення розчинника
 - $\text{pH} < 7$: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - $\text{pH} > 7$: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



Електроліз: процеси на аноді

- На аноді відбувається процес з найменшим потенціалом
- Конкуруючі процеси на аноді:
 - Окиснення матеріалу анода
 $M - ne = M^{n+}$
Інертні (Pt, графіт) аноди не окиснюються!
 - Окиснення іонів електроліту
 $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окиснення розчинника
 - pH < 7: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - pH > 7: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



Електроліз: процеси на аноді

- На аноді відбувається процес з найменшим потенціалом
- Конкуруючі процеси на аноді:
 - Окиснення матеріалу анода
 $M - ne = M^{n+}$
Інертні (Pt, графіт) аноди не окиснюються!
 - Окиснення іонів електроліту
 $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окиснення розчинника
 - $\text{pH} \leq 7$: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - $\text{pH} > 7$: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



Електроліз: процеси на аноді

- На аноді відбувається процес з найменшим потенціалом
- Конкуруючі процеси на аноді:
 - Окиснення матеріалу анода
 $M - ne = M^{n+}$
Інертні (Pt, графіт) аноди не окиснюються!
 - Окиснення іонів електроліту
 $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окиснення розчинника
 - $\text{pH} \leq 7$: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - $\text{pH} > 7$: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



Електроліз: процеси на аноді

- На аноді відбувається процес з найменшим потенціалом
- Конкуруючі процеси на аноді:
 - Окиснення матеріалу анода
 $M - ne = M^{n+}$
Інертні (Pt, графіт) аноди не окиснюються!
 - Окиснення іонів електроліту
 $2\Gamma^- - 2e = \Gamma_2$ ($\Gamma = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
 $2\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$
 - Окиснення розчинника
 - $\text{pH} \leq 7$: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
 - $\text{pH} > 7$: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2



- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$

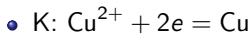


- Схема електролізу розчину NaOH



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2



- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$

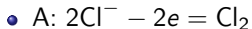
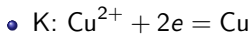


- Схема електролізу розчину NaOH



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2



- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$

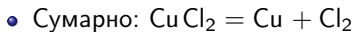
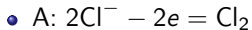
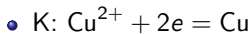


- Схема електролізу розчину NaOH



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2



- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$



- Схема електролізу розчину NaOH



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2
 - К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$
 - А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$
 - Сумарно: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2$
- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$
 - К: $\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$
 - А: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ (або $\text{Sn} - 2e = \text{Sn}$)
 - $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + 2\text{OH}^- + \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
скорочуємо: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}^+$
Сумарно: $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{HNO}_3$
- Схема електролізу розчину NaOH
 - К: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - Сумарно: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2
 - К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$
 - А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$
 - Сумарно: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2$
- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$
 - К: $\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$
 $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ (або $\text{Sn} - 2e = \text{Sn}$)
 - $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + 2\text{OH}^- + \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
скорочуємо: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}^+$.
Сумарно: $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{HNO}_3$
- Схема електролізу розчину NaOH
 - К: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - Сумарно: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2
 - К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$
 - А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$
 - Сумарно: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2$
- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$
 - К: $\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$
 $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ (або $\text{Sn} - 2e = \text{Sn}$)
 - $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + 2\text{OH}^- + \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
скорочуємо: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}^+$
Сумарно: $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{HNO}_3$
- Схема електролізу розчину NaOH
 - К: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - Сумарно: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2
 - К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$
 - А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$
 - Сумарно: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2$
- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$
 - К: $\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$
 - А: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ (або $\text{Sn} - 2e = \text{Sn}$)
 - $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + 2\text{OH}^- + \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
скорочуємо: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}^+$
Сумарно: $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{HNO}_3$
- Схема електролізу розчину NaOH
 - К: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - Сумарно: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2
 - К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$
 - А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$
 - Сумарно: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2$
- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$
 - К: $\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$
 $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ (або $\text{Sn} - 2e = \text{Sn}$)
 - $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + 2\text{OH}^- + \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
скорочуємо: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}^+$.
Сумарно: $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{HNO}_3$
- Схема електролізу розчину NaOH
 - К: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - Сумарно: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2
 - К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$
 - А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$
 - Сумарно: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2$
- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$
 - К: $\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$
 - $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ (або $\text{Sn} - 2e = \text{Sn}$)
 - $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + 2\text{OH}^- + \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
скорочуємо: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}^+$
Сумарно: $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{HNO}_3$
- Схема електролізу розчину NaOH
 - К: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - Сумарно: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2
 - К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$
 - А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$
 - Сумарно: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2$
- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$
 - К: $\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$
 $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ (або $\text{Sn} - 2e = \text{Sn}$)
 - $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + 2\text{OH}^- + \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
скорочуємо: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}^+$
Сумарно: $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{HNO}_3$
- Схема електролізу розчину NaOH
 - К: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - Сумарно: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$



Електроліз: приклади

- Схема електролізу розчину CuCl_2
 - К: $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$
 - А: $2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$
 - Сумарно: $\text{CuCl}_2 = \text{Cu} + \text{Cl}_2$
- Схема електролізу розчину $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$
 - К: $\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$
 - $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ (або $\text{Sn} - 2e = \text{Sn}$)
 - $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + 2\text{OH}^- + \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
скорочуємо: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}^+$
Сумарно: $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn} + \text{H}_2 + \text{O}_2 + 2\text{HNO}_3$
- Схема електролізу розчину NaOH
 - К: $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - А: $4\text{OH}^- - 4e = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - Сумарно: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

