

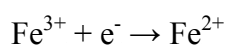
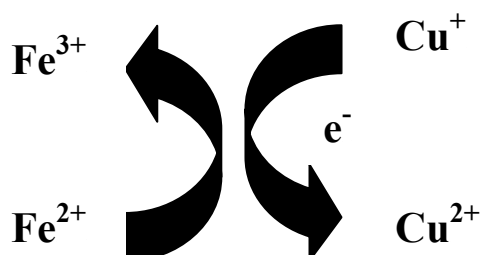
Nernstova rovnice

$$E = E^0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}}$$

Vyjadřuje ochotu látky se redukovat

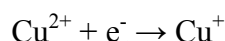
Vyvstává ovšem otázka, odkud vzít elektrony?

Chemická reakce



$$E = E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{\text{Fe}^{3+}}}{a_{\text{Fe}^{2+}}}$$

Fe^{2+} má aktivitu 0,1 mol/l, Fe^{3+} 10^{-3} mol/l:
 $E = 0,771 + 0,059/1 * \log(0,001/0,1) = 0,653 \text{ V}$



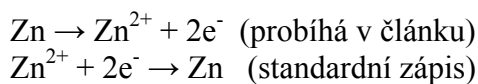
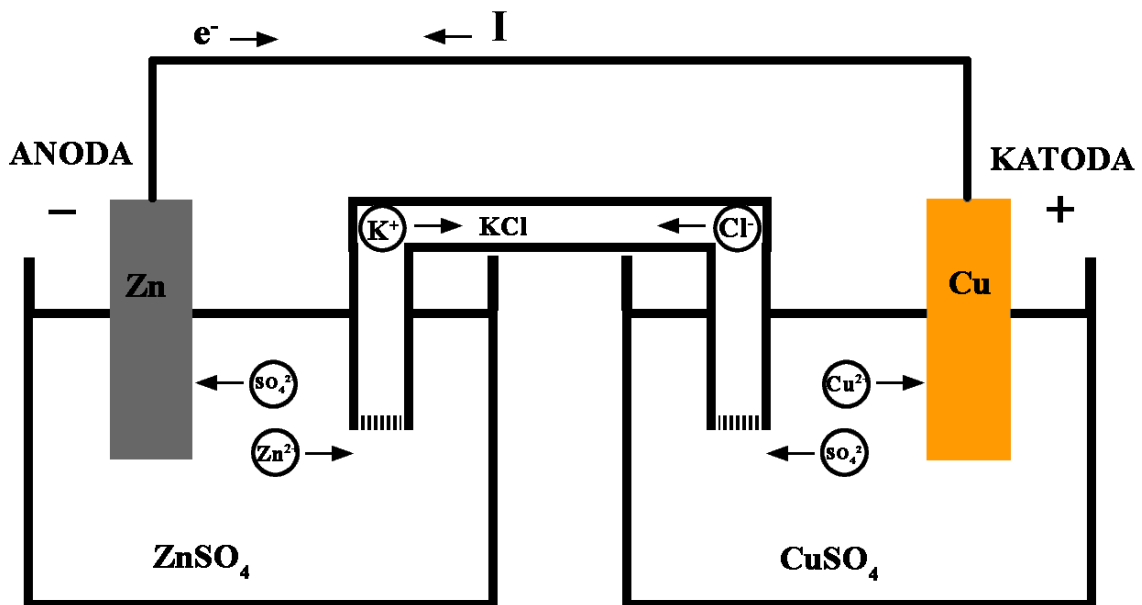
$$E = E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{\text{Cu}^{2+}}}{a_{\text{Cu}^+}}$$

Cu^+ má aktivitu 10^{-5} mol/l, Cu^{2+} 0,1 mol/l:
 $E = 0,153 + 0,059/1 * \log(10^{-5}/0,1) = 0,389 \text{ V}$

Pro dosažení rovnováhy se změní koncentrace oxidovaných a redukovaných forem tak, aby se potenciály obou poloreakcí rovnaly (tj. sníží se koncentrace železitých a měďných a zvýší železnatých a měďnatých iontů).

$$E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{\text{Zn}^{2+}}}{a_{\text{Zn}}} = E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{\text{Cu}^{2+}}}{a_{\text{Cu}}}$$

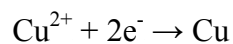
Galvanický článek (děj probíhá samovolně, U je kladné)



$$E = E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{\text{Zn}^{2+}}}{a_{\text{Zn}} (= 1)}$$

Zn^{2+} má aktivitu 0,1 mol/l:

$$E = -0,764 + 0,059/2 * \log 0,1 = -0,793 \text{ V}$$



$$E = E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{\text{Cu}^{2+}}}{a_{\text{Cu}} (= 1)}$$

Cu^{2+} má aktivitu 0,1 mol/l:

$$E = 0,337 + 0,059/2 * \log 0,1 = 0,307 \text{ V}$$

Schéma článku: $\text{Zn} | \text{ZnSO}_4 || \text{CuSO}_4 | \text{Cu}$

$$U = E_K - E_A = 1,10 \text{ V}$$

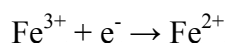
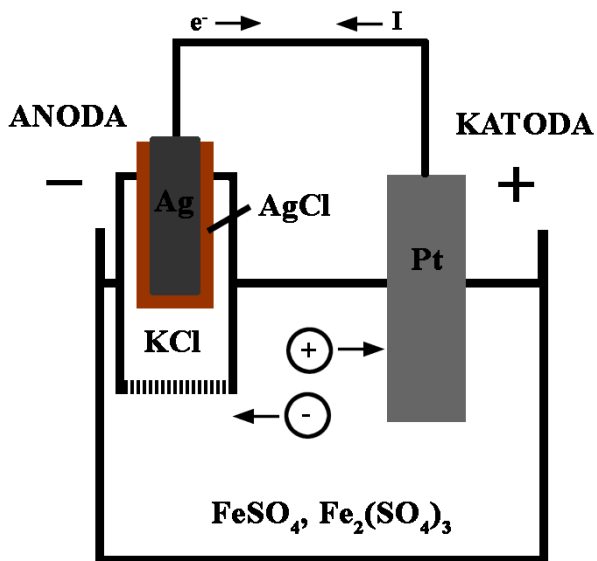
Anoda je poločlánek s nižším potenciálem.

Anoda je elektroda, na které dochází k **oxidaci**. Píšeme ji ve schématu **vlevo**. Její poločlánek má při samovolném ději **nižší potenciál** než katoda.

Záporný potenciál poločlánku naznačuje, že oxidace v tomto poločlánku probíhá snáze než oxidace vodíku.

Pokud článkem neprochází proud, reakce nemohou probíhat; článek je ve stavu elektrochemické rovnováhy. Chemické rovnováhy dosáhne, pokud proud bude procházet tak dlouho, až se potenciály poločlánků vyrovnají. Teoreticky by k tomu mohlo dojít i pouhou změnou koncentrací, ale v případě takto rozdílných standardních potenciálů bude v praxi reakce probíhat, dokud se zinková elektroda úplně nerozpustí a nepřeručí tím obvod.

Galvanický člunek (děj probíhá samovolně, U je kladné)



$$E = E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{\text{Ag}^+}}{a_{\text{Ag}}}$$

$$E = E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{\text{Fe}^{3+}}}{a_{\text{Fe}^{2+}}}$$

$$E = E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + \frac{RT}{zF} \ln \frac{K_s}{a_{\text{Cl}^-}}$$

Fe^{2+} má aktivitu 0,1 mol/l, Fe^{3+} 10^{-3} mol/l:

$$E = 0,771 + 0,059/1 * \log (0,001/0,1) = 0,653 \text{ V}$$

Cl^- má aktivitu 0,1 mol/l:

$$E = 0,799 + 0,059/1 * \log (1,8 \cdot 10^{-10}/0,1) = 0,283 \text{ V}$$

Schéma člunku: $\text{Ag} | \text{AgCl} | \text{KCl} | \text{FeSO}_4, \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 | \text{Pt}$

$$U = E_K - E_A = 0,37 \text{ V}$$