

## Faradayovy zákony elektrolýzy

Při [elektrolýze](#) se na katodě vylučuje vždy vodík nebo kov (vytvářejí kladné ionty). Na anodě se může vylučovat také látka, ale může také docházet jen k rozpouštění anody. Každá vyloučená molekula přijme z katody (resp. odevzdá anodě) několik [elektronů](#). Označíme-li počet [elementárních nábojů](#) nutných pro vyloučení jedné molekuly symbolem  $\nu$ , je počet vyloučených molekul  $N = \frac{Q}{\nu e}$ , kde  $Q = It$  je celkový náboj prošlý povrchem elektrody. Pro celkovou hmotnost vyloučené látky dostáváme:  $m = Nm_0 = \frac{Q}{\nu e} \frac{M_m}{N_A} = \frac{M_m}{F\nu} Q$ , kde  $m_0$  je hmotnost molekuly,  $M_m$  [molární hmotnost](#) vyloučené látky,  $N_A$  [Avogadrova konstanta](#) a  $F = N_A e = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$  je **Faradayova konstanta**. Odvozený výraz vyjadřuje [zákony](#), které objevil v roce 1833 britský fyzik a chemik Michael Faraday (1791 - 1867).

**První Faradayův zákon** určuje hmotnost látky vyloučené na elektrodě nebo v roztoku.

**HMOTNOST  $m$  VYLOUČENÉ LÁTKY JE PŘÍMO ÚMĚRNÁ NÁBOJI  $Q$ , KTERÝ PROŠEL ELEKTROLYTEM:**  $m = AQ = AIt$ , KDE KONSTANTA ÚMĚRNOSTI JE PRO DANOU LÁTKU CHARAKTERISTICKÁ A NAZÝVÁ SE ELEKTROCHEMICKÝ EKVIVALENT LÁTKY;  $[A] = \text{kg} \cdot \text{C}^{-1}$ .

**Druhý Faradayův zákon** zpřesňuje výpočet konstanty  $A$ , která vystupuje v prvním zákoně.

**ELEKTROCHEMICKÝ EKVIVALENT LÁTKY  $A$  VYPOČTEME, JESTLIŽE JEJÍ MOLÁRNÍ HMOTNOST DĚLÍME FARADAYOVOU KONSTANTOU A POČTEM ELEKTRONŮ NUTNÝCH K VYLOUČENÍ JEDNÉ MOLEKULY:**  $A = \frac{M_m}{F\nu}$ . LÁTKOVÁ MNOŽSTVÍ RŮZNÝCH LÁTEK VYLOUČENÝCH PŘI ELEKTROLÝZE TÝMŽ NÁBOJEM JSOU CHEMICKY EKVIVALENTNÍ. (MOHOU SE NAVZÁJEM NAHRADIT V CHEMICKÉ SLOUČENINĚ NEBO SE MOHOU BEZE ZBYTKU SLOUČIT.)

Počet elektronů, které jsou nutné k vyloučení jedné molekuly látky poznáme toho, o kolikavazný prvek se v dané sloučenině jedná. Tak např. k vyloučení mědi ze síranu měďnatého  $\text{CuSO}_4$  jsou zapotřebí 2 elektrony, neboť měď je dvojjavná - vytváří kationty  $\text{Cu}^{2+}$ . (Jde o síran měďnatý!)

Elektrolýza má rozsáhlé využití v praxi - galvanické pokovování, galvanické leptání, využívá se v elektrometalurgii (výroba hliníku elektrolýzou taveniny  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , výroba sodíku elektrolýzou taveniny  $\text{NaCl}$ , ...), využívá se v [polarografii](#) a dalších aplikacích.

© Encyklopedie Fyziky (<http://fyzika.jreichl.com>); Jaroslav Reichl, Martin Všeticka

Licence <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-nd/3.0/> zakazuje úpravy a komerční distribuci.