

16.- ELEKTRICKÝ PROUD V ELEKTROLYTECH

1.0) Elektrolytická disociace, elektrolyt

Kapaliny jsou za normálních okolností izolanty, neobsahují volné nosiče náboje. Způsob, jak zajistit jejich existenci v kapalině, nazýváme **elektrolytická disociace**.

1.1) **Elektrolytická disociace** je vznik volných iontů v kapalině způsobený rozpadem rozpuštěné látky v rozpouštědle. Např. sůl ve vodě.

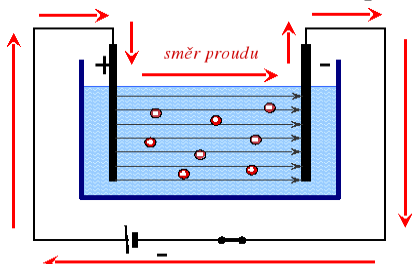
Vodivý roztok nazýváme **elektrolyt**.

V kapalinách zprostředkují elektrický proud volně pohyblivé kladné a záporné ionty:

kationty a **anionty**. Jedná se o tzv. **iontovou vodivost**.

2.0) Pohyb iontů

Vložíme-li do elektrolytu elektrody a zapojíme je na svorky stejnosměrného napětí, vznikne mezi elektrodami elektrické pole, které vyvolá usměrněný pohyb iontů v roztoku.



Kationty se pohybují ke **katodě**

(zapojená na zápornou svorku)

Anionty se pohybují k **anodě**

(zapojená na kladnou svorku).

3.0) Elektrolýza

... je děj, při němž při průchodu elektrického proudu elektrolytem nastávají látkové změny.

Uspořádaný pohyb iontů v elektrolytu končí na elektrodách, kde ionty:

- odevzdávají náboje a vylučují se na povrchu elektrod jako atomy nebo molekuly,
- chemicky reagují s materiálem elektrody nebo s elektrolytem
- při elektrolýze se na katodě vždy vylučuje vodík nebo kov

3.1) Faradayův zákon elektrolýzy

Hmotnosti látek vyloučených na elektrodách jsou přímo úměrné celkovému elektrickému náboji, který přenesly při elektrolýze ionty.

$$m = AQ = AIt$$

A - danou látku je to charakteristická konstanta.

elektrochemický ekvivalent látky, pro

$$[A] = \text{kg} \cdot \text{C}^{-1}$$

3.1.1) Elektrochemický

ekvivalent

Vyjádření elektrochemického ekvivalentu

$$m = AQ \Rightarrow A = \frac{m}{Q} = \frac{m_0}{ve} = \frac{m_0 N_A}{ve N_A} = \frac{M_m}{vF}$$

m_0 - hmotnost iontu

v - valence (mocení)

e - elementární náboj

N_A - Avogadrova konstanta

M_m - molární hmotnost

$$m = \frac{M_m}{vF} Q$$

$$F = eN_A = 9,652 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1},$$

Faradayova konstanta

(náboj 1 molu)

3.2) Faradayův zákon elektrolýzy

Hmotnosti různých prvků vyloučených při elektrolýze týmž nábojem jsou chemicky ekvivalentní.

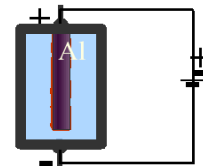
Proběhne-li elektrolýza různými elektrolyty, přičemž celkový přenesený náboj Q bude stejný, potom

$$\frac{Q}{F} = \text{konst. a } m = \frac{M_m}{v}$$

3.3) Využití elektrolýzy v praxi

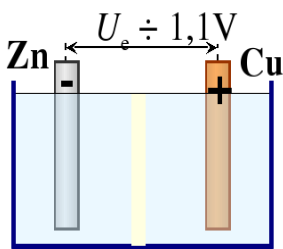
Chemické změny probíhající na elektrodách můžeme v praxi využít různým způsobem:

1. elektrické články,
2. elektrometalurgie – získávání kovů z roztoku např. hliník z bauxitu
3. galvanické pokovování - předměty, které se mají pokovit, tvoří katodu, na ní se vylučuje kov
4. korozí – ta se nevyužívá, naopak
5. zábrana před vlhnutím zdiva – „ucpávání“ porů ve zdi solí z elektrolytu, voda nemůže vzlínat
6. elektrolytický kondenzátor – průchodem proudem se na elektrodě utvoří vrstva Al_2O_3 , která je izolantem mezi anodou a katodou.

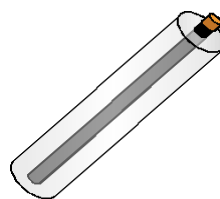


4.0) Galvanické články

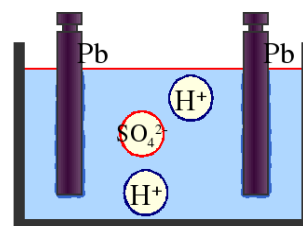
zdroje stejnosměrného napětí, které se skládají z elektrolytu a dvou chemicky odlišných elektrod.



Danielův článek
akumulátor



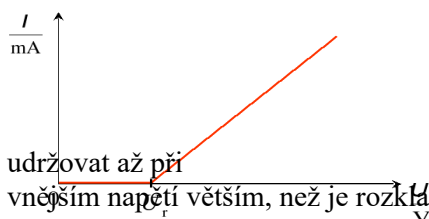
suchý článek



olověný

Nejstarší článek – Voltův.

5.0) Závislost proudu v elektrolytu na napětí



$$U = U_r + RI$$

U_r – rozkladné napětí

Trvalý proud můžeme v obvodu

6.0) Elektrolytická polarizace

Elektrody se při elektrolýze **polarizují**, produkty elektrolýzy mění jejich povrch.

Elektromotorické napětí vzniklé polarizací elektrod, tzv. **polarizační napětí**, má opačnou polaritu než napětí zdroje původně zapojeného na elektrody.

Horní hranice polarizačního napětí je **rozkladné napětí**.

