

## 5/10 Elektrolýza a její využití

### Elektrolýza

- oxidačně redukční reakce vyvolaná průchodem stejnosměrného elektrického proudu elektrolytem
    - elektrolyty se štěpí tavením (rozpuštěním) na elektricky vodivé ionty
  - el. vodivost kovů umožňuje tok elektronů, v roztocích a taveninách elektrolytů volně pohyblivé ionty ( $\Rightarrow$  elektrolýza); kovy se průchodem proudu nezmění, taveniny a roztoky elektrolytů se mění
  - při elektrolýze se chemické reakce uskutečňují na elektrodách – na anodě (A) a katodě (K)
    - na A oxidace (je +  $\Rightarrow$  přitahuje – anionty); na K redukce (je –  $\Rightarrow$  přitahuje + kationty)
- a) např.: roztok  $\text{CuCl}_2 + 2$  uhlíkové elektrody se zdrojem stejnosměrného proudu  $\rightarrow$  na A se uvolňují bublinky atomárního Cl (ten se spojuje do  $\text{Cl}_2$ ), na K se vylučuje hnědočervená Cu
- b) při elektrolýze vodného roztoku NaCl je složitější průběh: na A vzniká  $\text{Cl}_2$ , na K se neredukují  $\text{Na}^+$ , ale molekuly  $\text{H}_2\text{O}$  a vzniká  $\text{H}_2$  (redoxní potenciál Na je podstatně nižší ( $-2,714\text{ V}$ ) než u  $\text{H}_2\text{O}$  ( $-0,828\text{ V}$ ) a proto se molekuly  $\text{H}_2\text{O}$  redukují snadněji než  $\text{Na}^+$ ; v okolí K (tzv. katodický prostor) vzniká ještě NaOH (prostor A a K odděluje porézní přepážka – brání styku  $\text{Cl}_2$  s NaOH)
- c) při elektrolýze taveniny NaCl jdou  $\text{Na}^+$  ke K (redukce na kovový Na) a  $\text{Cl}^-$  k A (oxidace na  $\text{Cl}_2$ )

### Využití elektrolýzy v praxi

#### Galvanický článek

- zařízení pro přímý zisk el. proudu přeměnou chemické energie (uvolněné reakcí) na elektrickou
- A) Primární – suchý článek (po vybití ho nelze znovu nabít)
- elektrody mají opačný náboj než u elektrolýzy, rozhoduje zde totiž děj, který na nich probíhá
- a) Danielův článek – je nejjednodušší
- b) Leclancheův článek (nejpoužívanější, s napětím 1,5 V): záporná elektroda (A): Zn obal naplněný škrobovou pastou s  $\text{MnO}_2$  a  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (Zn se oxiduje na  $\text{Zn}^{2+}$  a pak vytváří zinečnatý komplex); kladná elektroda (K): uhlíková tyčinka ( $\text{Mn}^{\text{IV}}$  se redukuje na  $\text{Mn}^{\text{II}}$ )
- c) rtuťový článek (např. v hodinkách, expozimetrech, naslouchátkách; delší životnost než b), dražší, napětí 1,35 V): obal z nerez oceli, A – lisovaný amalgamovaný Zn prášek, K směs  $\text{HgO}$  s grafitem; póly článku odděleny adsorbentem s koncentrovaným roztokem KOH (slouží jako elektrolyt)
- A (–):  $\text{Zn} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$ ; K (+):  $\text{HgO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Hg} + 2\text{OH}^-$
- B) Sekundární článek – akumulátor
- elektrochemické reakce mohou probíhat oběma směry; po vybití lze zapojením ke zdroji stejnosměrného proudu nabít (energie se ve zdroji uchovává); náboj elektrod je jako u elektrolýzy!
- a) olovený akumulátor (v motorových vozidlech dodává energii pro nastartování zážehového motoru)
- obal: vodný roztok kyseliny sírové (elektrolyt), dvě elektrody (záporná – Pb, kladná –  $\text{PbO}_2$ )
  - desky – mřížka (velký povrch) z inertního nosiče, na ní pasta z  $\text{PbSO}_4$  a  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; po připojení zdroje stejnosměrného elektrického proudu se na K vylučuje šedé Pb, na A červenohnědý  $\text{PbO}_2$
  - K (–):  $\text{Pb}^{\text{II}} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}^0$ ; A (+):  $\text{Pb}^{\text{II}} - 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}^{\text{IV}}$
  - po odpojení elektrického proudu se soustava využívá jako galvanický článek s napětím 2 V
    - A (–  $\Leftarrow$  oxidace):  $\text{Pb}^0 \longrightarrow \text{Pb}^{\text{II}} + 2\text{e}^-$ ; K (+  $\Leftarrow$  redukce):  $\text{Pb}^{\text{IV}}(\text{PbO}_2) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}^{\text{II}}$
    - výsledné rovnice redox dějů:  $2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightleftharpoons[\text{vybití}]{\text{nabíjení}} \text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
- b) nikl – kadmiový článek
- póly z  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  a  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ , nosič hydroxidů z Ni nebo nerez oceli, elektrolyt KOH, napětí 1,4 V
  - nabíjení: K (–):  $\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cd} + 2\text{OH}^-$ ; K (+):  $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{NiO}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^-$ 
    - výsledné rovnice:  $\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{Ni}(\text{OH})_2 \xrightleftharpoons[\text{vybití}]{\text{nabíjení}} 2\text{NiO}(\text{OH}) + \text{Cd} + 2\text{H}_2\text{O}$

#### Galvanické (elektrolytické) pokovování

- K je pokovovaný předmět (např. při poniklování Cu je to Cu), A je čistý pokovovací kov (Ni)

#### Rafinace mědi

- surová měď se rozpouští na anodě a v čisté formě se ukládá na katodě

#### Výroba hliníku

- ruda bauxit s 40-60 % vázaného  $\text{Al}_2\text{O}_3$  se zbaví příměsí  $\rightarrow$  čistý  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; elektrolýza taveniny  $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$  na K se vylučuje kapalný Al; náročné na energii, výhodné je proto využít Al odpad