

## Kapaliny a plyny (elektrina)

Látka vede proud pouze, pokud v ní existují volné nabité částice

### Kapalina

#### Elektrolyt

**Iontová vodivost-** při připojení zdroje napětí poslouží elektrolyt jako vodič proudu:

- Katoda- připojena na záporný pól zdroje- směřují k ní kladné kationty
- Anoda- připojena na kladný pól zdroje- směřují k ní záporné anionty

#### Roztoky

Elektrolyty nejčastěji vznikají hydrolýzou či disociací látek (solí, zásad či kyselin) v nevodivé (pouze polární) vodě- většinou látky s iontovou vazbou či snadno hydrolyzující

Elektrolytická disociace (např. NaCl ve vodě):

- 1) Při vzniku NaCl vzniká iontová vazba, kde sodík elektron v podstatě ztrácí ( $\text{Na}^+$ ) a chlor jej přijímá ( $\text{Cl}^-$ )
- 2) Opačně nabité ionty se přitahují  $\rightarrow$  krystal NaCl
- 3) Vysoká permitivita vody  $\rightarrow$  oslabení iontové/elektrostatické vazby (+polarita voda)  $\rightarrow$  „vytrhání“ iontů z krystalu
- 4) Nabité ionty se pohybují volně v roztoku  $\rightarrow$  elektrolyt

Disociace je chemicky vratná a v elektrolytu se ustavuje dynamické ekvilibrium

Látky tvořící elektrolyt (+příklady disociací- viz chemie- autoprotolýza vody, Brønstedova teorie):

- **Soli**
  - $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
  - $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + (\text{SO}_4)^{2-}$
- **Kyseliny**
  - $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + (\text{SO}_4)^{2-}$  ( $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$  – oxonionový kation)
- **Zásady**
  - $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

#### Taveniny

Volné náboje v taveninách látek s iontovými vazbami mohou vzniknout díky rozpadu krystalické mřížky při vysokých teplotách

#### Elektrolýza

Když anionty dojdou k anodě odevzdají elektrony, které následně vytvoří proud ke katodě, kde kationty elektrony získají  $\rightarrow$  na elektrodách vznikají elektricky neutrální látky

Např.:

- Elektrolýza síranu měďnatého ( $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ) s měděnou anodou- katoda se pokrývá mědí (měďnatý kation na katodě přijímá elektrony), síranový anion však s měděnou anodou tvoří další  $\text{CuSO}_4 \rightarrow$  koncentrace roztoku se nemění
- Elektrolýza vody (+kyselina sírová pro vodivost)- tzv. Hofmannův přístroj s platinovými elektrodami- na anodě  $\text{O}_2$  a na katodě  $\text{H}_2$

Vzhledem ke složení většiny elektrolytů se na katodě vylučují kovy či vodík

*Faradayův zákon pro elektrolýzy- hmotnost látky vyloučené na elektrodě je přímo úměrná proudu a době, po kterou proud procházel (A= elektrochemický ekvivalent- látková konstanta):*

$$m = A \cdot I \cdot \Delta t$$

Využití

1. Výroba kovů (Al, alkalické kovy, kovy alkalických zemin)
2. Čištění kovů (Cu, Ni, Zn)
3. Galvanické pokovování (Cr, Zn, Cu)
4. Výroba vodíku- elektrolýza vody
5. Elektrolytické kondenzátory- jako dielektrikum slouží vrstva oxidů na deskách způsobená elektrolýzou
6. Výroba hydroxidu sodného- elektrolýza NaCl- vzniklý sodík reaguje s hydroxylovými anionty

Elektrochemické zdroje napětí (elektrochemické články)

Všechny typy článků se spojují sériově v zájmu sčítání napětí

Primární/galvanické články (nelze nabít)

- Voltův článek ( $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}$ )
  - o Kovová elektroda do elektrolytu poskytuje kationty a elektricky se nabíjí  $\rightarrow$  dynamické ekvilibrium
  - o Při spojení dvou elektrod různých kovů (různé potenciály) vzniká elektrický proud
  - o Polarizace elektrod- díky proudu probíhá i elektrolýza  $\rightarrow$  na katodě uniká vodík, který blokuje kontakt s elektrolytem  $\rightarrow$  napětí klesá

K zabránění polarizace elektrod další články používaly látky, které reagují s vodíkem za vzniku vody (oxidy- např. burel na katodě)

- Suchý článek ( $\text{Zn} + \text{ZnCl}_2 + \text{MnO}_2 + \text{C}$ )- 1,5V
- Alkalický článek ( $\text{Zn} + \text{KOH} + \text{MnO}_2$ )- 1,5V (delší životnost, vyšší proud)

Sekundární články (nabíjecí akumulátory)

- Olověný akumulátor ( $\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4$ )- 2,1V
  - o 2 olověné elektrody

- Při průchodu proudem dochází elektrolýzou ke vzniku  $PbO_4$  na anodě a čistého olova na katodě (díky pastě z  $PbSO_4$  na elektrodách)
- Při vybíjení vzniká na obou elektrodách opět  $PbSO_4$
- $2PbSO_4 + 2H_2O \xrightleftharpoons[\text{nabíjení}]{\text{vybíjení}} Pb + PbO_4 + 2H_2SO_4$
- Nikl-kadmiový akumulátor- 1,4V
- Lithium-iontový akumulátor- 3,6V

## Plyn

### Výboj v plynu

Molekuly plynu jsou z podstaty elektricky neutrální, musí tedy nejprve dojít k ionizaci

Ionizátor- způsob, kterým je elektronům dodána ionizační energie → elektron opustí atom (nyní kation) a sloučí se s jiným atomem (anion)

Současně s ionizací probíhá rekombinace (opačně nabitě ionty se zpětně přitahují)

Kinetická energie pohybujících se nabitých částic

$$K_E = q \cdot V = n \cdot e \cdot E \cdot d$$

n=počet přijatých/odevzdaných elektronů; e=elementární náboj

\*Ionizační energie se uvádí v elektronvoltech [eV], joule je příliš velký- (např. vodík=13,5eV, kyslík=13,6eV) → vzduch je vždy částečně ionizován (radiace podloží + kosmické záření)

### Nesamostatný výboj

Závisí na přítomnosti ionizátoru

Napětí elektrod přitahuje jednotlivé ionty → na elektrodách ionty předají své náboje a stanou se neutrálními

Po odstranění ionizátoru se další ionty netvoří a výboj končí

### Samostatný výboj

Plyn, ve kterém v důsledku vysokého napětí na elektrodách došlo k elektrickému průrazu → nepotřebuje ionizátor

Plazma- plyn, ve kterém převládají ionty nad neutrálními částicemi (hvězdy, ionosféra, mezihvězdný prostor, blesky, polární záře, zářivky, výbojky ad.)

I plazma je však na makroskopické úrovni elektricky neutrální (← zákon o zachování náboje)

### Voltampérová charakteristika

1. Při nízkém napětí se ionty stihnou rekombinovat dříve, než dorazí k elektrodám
2. Se stoupajícím napětím přímo úměrně stoupá počet iontů (nesamostatný výboj)
3. Při dosažení nasyceného napětí a proudu se již ionty povětšinou nerekombinují

4. Zápalné napětí ( $U_z$ )- elektrické pole urychlí ionty na rychlost, kdy jsou schopny tzv. srážkové ionizace (kinetická energie přesáhla ionizační energii) a ionizují neutrální atomy plynu i elektrod → samostatný náboj
5. Elektrický průraz plynu (např. jiskření, praskání)- díky srážkové ionizaci stoupá počet iontů velmi rychle → lavinová ionizace



### Ionizátory

- Zářivá ionizace (fotoionizace) ← fotoelektrický jev
  - UV
  - RTG (X)
  - Gamma záření ( $\gamma$ )
- Srážková ionizace
  - Beta částice- urychlené elektrony/pozitrony ( $\beta$ )
  - Urychlené atomy/molekuly (tepelná ionizace)
  - Alfa částice ( $\alpha$ )
- Sekundární ionizace-

Neutrony a fotony ionizují tzv. nepřímo- při interakci však uvolňují sekundární ionizační částice

### Typy výbojů

- Jiskrový výboj- vzniká na zdrojích, které mají zápalné napětí, ale nejsou schopny jej udržet (nejsou EMF) → krátká lavinová ionizace → zvuková vlna
- Blesk- mohutný jiskrový výboj (rozdíl potenciálů až  $10^9V$ )
- Korónový výboj- vzniká na ostrých hranách elektrod s velmi vysokým napětím → rozdíl potenciálů s okolím je dostatečný pro lavinovou ionizaci (např. sloupy VN, stožáry lodí před bouřkou)
- Obloukový výboj- vzniká i při nižším napětí, ale vyžaduje žhnoucí elektrody s malou vzdáleností, které usnadňují ionizaci plynu (např. obloukové lampy- mechanismus posunující elektrody vytvořil František Křížík)

- Obloukové svařování- využívá rozžhavených svařovacích elektrod k ionizaci prostředí mezi nimi a tavení jedné z elektrod, vysoká teplota však způsobuje emisi UV
- Výboj v plynu při sníženém tlaku- při snížení tlaku, tedy hustoty molekul se sníží četnost srážek, ale iontům se umožní delší dráha letu (ergo delší akcelerace) → výboje se tvoří snáze za sníženého tlaku
  - Výbojky- barva záleží na složení plynu (Hg- UV; Na- oranžová; Xe- šedá; Ne- červená)