Elektrický proud v látkách

**Elektrický proud v kapalinách**

Většina kapalin v čistém stavu jsou *izolanty*. Kapaliny, které vedou el. proud, se nazývají **elektrolyty** (př. vodné roztoky kyselin, zásad a solí). Při rozpouštění kyselin, solí a zásad ve vodě dochází ke vzniku iontů působením molekul rozpouštědla (vody). Tento jev se nazývá **elektrolytická disociace**.

Např.: H2SO4 → 2H+ + SO42– (disociace kyseliny)

 KOH → K+ + OH–  (disociace zásady)

 NaCl → Na+ + Cl– (disociace soli)

  CuSO4 → Cu2+ + SO42– (disociace soli)

El. proud vyvoláme připojením el. zdroje k elektrodám. El. pole, které vznikne mezi elektrodami, vyvolá usměrněný pohyb iontů. Kladné kationty se pohybují směrem k záporné elektrodě **katodě** a záporné anionty se pohybují směrem ke kladné elektrodě **anodě**. Na elektrodách odevzdají ionty své náboje a vyloučí se v podobě atomů či molekul. Vyloučené látky mohou reagovat s elektrodami nebo s elektrolytem. Tento děj se nazývá **elektrolýza**.

Příklady elektrolýzy:

1. Elektrolyt: roztok , elektrody: Cu (anoda), C (katoda); kationty  přijímají na katodě dva elektrony a vylučují se jako neutrální atomy mědi, anionty  reagují s materiálem anody a vytvářejí opět molekuly . Z anody přechází do roztoku tolik atomů mědi, kolik se vyloučí na katodě - koncentrace roztoku se tedy nemění.

2. Elektrolyt: zředěná , elektrody: platinové; kationty  přijímají na katodě elektrony a vylučují se jako plynný vodík, anionty  předávají elektrony anodě a reagují s vodou za vzniku nové  a plynného kyslíku. Počet molekul vodíku vyloučeného na katodě je dvakrát větší než počet molekul kyslíku vyloučeného na anodě. Proto je větší i objem vodíku. Koncentrace roztoku se postupně zvětšuje.

**Faradayovy zákony pro elektrolýzu**

**Při elektrolýze se na katodě vždy vylučuje kov nebo vodík.** Procesy na anodě mohou být složitější – mohou se na ní též vylučovat různé látky nebo může docházet k rozpouštění anody. Každá vyloučená molekula přijme z katody nebo odevzdá anodě několik elektronů.

K vyloučení jedné molekuly na katodě musí iont přijmout *ν* elementárních nábojů *e* – jedna molekula se vyloučí nábojem Q = ν ⋅ e

(Pro Na+ nebo Cl– je ν = 1; pro Cu2+ nebo O2– je ν = 2–)

F = 9,65.104 C ⋅ mol–1

Odvozený vztah vyjadřuje zákony, které Faraday objevil v roce 1833:

**1. Faradayův zákon**:

**Hmotnost *m* vyloučené látky je přímo úměrná náboji *Q*, který prošel elektrolytem:**

m = A ⋅ Q = A ⋅ I ⋅ t

*A* – **elektrochemický ekvivalent**, jednotka kg ⋅ C–1

udává množství látky vyloučené proudem 1 A za 1 s

**2. Faradayův zákon:**

**Elektrochemický ekvivalent látky vypočteme, jestliže její molární hmotnost vydělíme Faradayovou konstantou a počtem elektronů potřebných k vyloučení jedné molekuly.**

****

**Látková množství různých látek vyloučenýchpři elektrolýze týmž nábojem jsou chemicky ekvivalentní.**

Elektrolýzy se využívá v metalurgii, při galvanickém pokovování, v galvanoplastice atd.