

Elektrický proud v elektrolytech

Elektrolytický vodič

V kapalinách jsou nosičem náboje pohyblivé kladné a záporné ionty (kationty a anionty).

Vznik volných iontů ... elektrolytická disociace – rozpad rozpouštěné látky v rozpouštědle

Vodivé roztoky ... elektrolyty
(vodné roztoky solí, kyselin, zásad)

Vložíme-li do elektrolytu elektrody připojené ke stejnosměrnému zdroji napětí → mezi elektrodami vznikne el. pole

→ usměrněný pohyb iontů → kationty ke katodě (⊖ elektroda), anionty k anodě

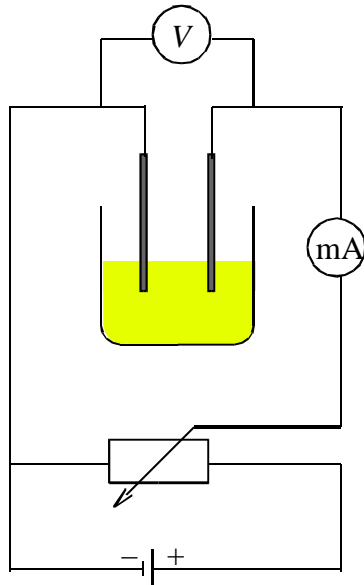
(⊕ elektroda)

→ přenos látky

Dohoda: směr proudu = směr pohybu ⊕ iontů

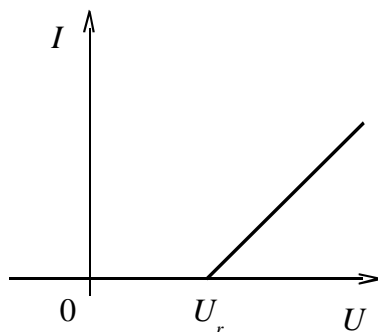
Závislost proudu v elektrolytu na napětí

Do roztoku H_2SO_4 , vložíme Pt elektrody:



trvalý proud vzniká až při určité hodnotě napětí
... rozkladné napětí

graf závislosti el. proudu na el. napětí u elektrolytu:



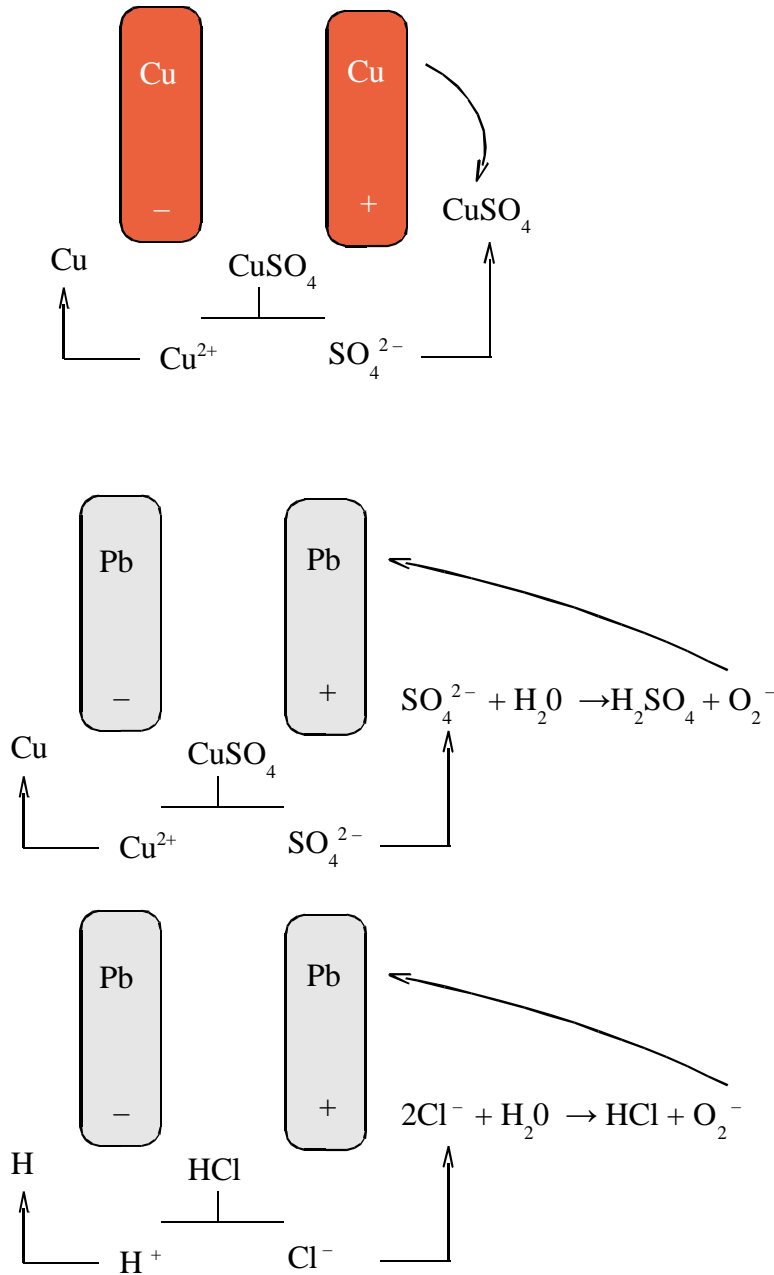
$$U = U_r + RI$$

R ... odpor elektrolytu
(za stálé teploty konstanta)

Faradayovy zákony elektrolýzy

Elektrolýza ... děj, při kterém prochází el. proud elektrolytem a dochází k látkovým změnám

Při elektrolýze se na katodě vždy vylučuje vodík nebo kov.



1. Faradayův zákon

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

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

A ... elektrochemický ekvivalent látky (konstanta pro danou látku)

$$A = \frac{m}{Q} = \frac{m_0}{\nu \cdot e} = \frac{N_A \cdot m_0}{N_A \cdot \nu \cdot e} = \frac{M_m}{\nu \cdot F} \quad [A] = \text{kg} \cdot \text{C}^{-1}$$

FYZIKA – 2. ROČNÍK

m_0 ... hmotnost iontu

N_A ... Avogadrova konstanta (počet částic v 1 molu látky)

M_m ... molární hmotnost

ν ... mocenství iontu

F ... Faradayova konstanta ... $F = N_A \cdot e$ $F = 9,652 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$A = \frac{1}{F} \cdot \frac{M_m}{\nu}$$

$$m = \frac{1}{F} \cdot \frac{M_m}{\nu} \cdot Q$$

platí:

a) $m \sim Q$

b) je-li $m = \frac{M_m}{\nu} \Rightarrow F = Q$

c) je-li při různých elektrolytech v pokusech stejný celkový přenesený Q

$\Rightarrow \frac{Q}{F} = \text{konst.} \Rightarrow m \sim \frac{M_m}{\nu} \rightarrow$

→ 2. Faradayův zákon

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

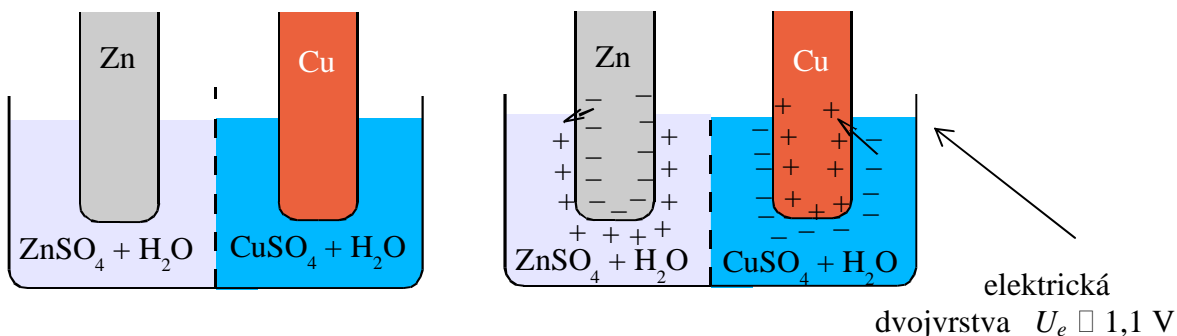
Galvanické články

Při ponoření kovové elektrody do elektrolytu (vodného roztoku soli téhož kovu) vzniká chem. ději na rozhraní kovu a elektrolytu el. dvojrůstva (kov nabit \oplus , elektrolyt nabit \ominus , nebo naopak), v ní vznikne el. pole – brání přechodu dalších iontů z kovu do roztoku a naopak – vytvoří se rovnovážný stav ... této dvojrůstvě přísluší el. napětí.

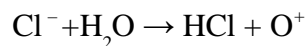
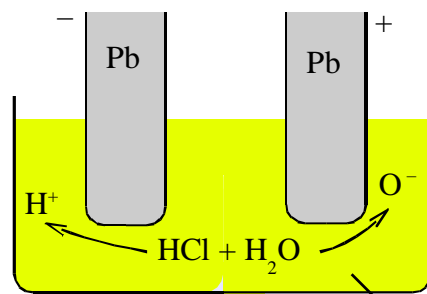
- jsou-li elektrody z chemicky různých kovů, po ponoření do elektrolytu je mezi nimi elektromotorické napětí a vznikne →

→ Galvanický článek je zdroj stejnosměrného napětí, který se skládá z elektrolytu a dvou chemicky různých elektrod.

Např. Danielův článek:



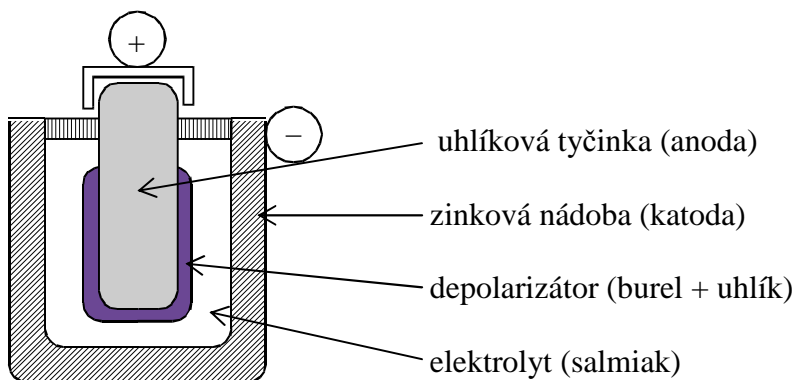
- Polarizovaný článek: elektrody shodné, připojením zdroje a následnou elektrolýzou se polarizují → polarizační napětí.



vznikne dvojvrstva - elektrody polarizované – vznikne opačná polarita než zdroje původně připojeného, horní mez polarizačního napětí = rozkladné napětí, viz výše

Voltův článek (příklad polar. článku) elektrolýza v článku $\text{Zn} (\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}) \text{Cu}^+$
 měděná elektroda se pokryje H^- bublinami →
 vznikne polarizovaný článek $^+\text{Zn} (\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}) \text{H}_2^-$
 s opačným elm. napětím 1 V

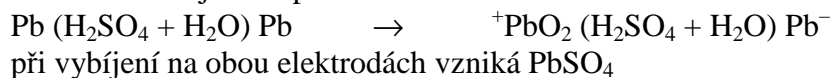
Suché články



Akumulátor

sekundární článek

stává se zdrojem až po nabití



Kapacita akumulátoru = celkový náboj, který je akumulátor schopen vydat při vybíjení
 $1 \text{ A} \cdot \text{h} = 3\,600 \text{ C}$

Technické využití elektrolýzy

Vylučování kovů na katodě – galvanické pokovování
 výroba elektrolytických kondenzátorů – mají velkou kapacitu