

Otázka: Elektrochemie

Předmět: Chemie

Přidal(a): j.

Elektrochemie

= vědní disciplína zabývající se ději a rovnováhami v soustavách, ve kterých se vyskytují elektricky nabitě částice

Př. soustav s el. nábojem

- Krystal kovu ponořený do destilované vody
- Molekuly vody se svými zápornými póly nasměřují ke kationtům kovu, uvolní je z krystalové mřížky, obklopí je a kolem nich vytvoří „obal“ = **HYDRATACE IONTU**
- Výsledek: Povrch kovu se nabije záporně nadbytkem el. a okolní roztok kladně uvolněnými kationty kovu => vzniknou dvě opačně elektricky nabitě vrstvy = **DVOJVRSTVA**
- Mezi opačně nabitými vrstvami se vytvoří el. napětí = **POTENCIÁL E [E] = V**

- Kov ponořený do roztoku své soli = **POLOČLÁNEK**
- Současně probíhá:

a) Oxidace $M^0 - e^- \rightarrow M^+$

- Atomy kovu odevzdávají el. a přecházejí jako kationty do roztoku => povrch ponořeného kovu se tak nabíjí záporně

b) Redukce $M^+ + e^- \rightarrow M^0$

- Kationty kovu, které jsou v okolním roztoku čerpají z povrchu ponořeného kovu elektrony

a vylučují se z roztoku v podobě atomů => kov se tak nabíjí kladně

Který z dějů převládne, závisí na povaze kovu:

1. Poločlánek ušlechtilého kovu (př. Zn)

- Převládne oxidace
- $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$
- Povrch kovu se nabije záporně a okolní roztok kladně (hromadí se Zn^{2+})

2. Poločlánek ušlechtilého kovu (př. Cu)

- Převládne redukce
- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
- Povrch kovu se nabije kladně, okolní roztok záporně (převládá SO_4^{2-})

Potenciál poločlátku (elektrické dvojvrstvy) nelze změřit přímo. Voltmetrem však můžeme změřit rozdíl potenciálu ΔE mezi 2 poločlátky

Poločlátky se musí vodivě propojit: a) Diafragma = polopropustná membrána

1. b) Solný můstek = skleněná trubice naplněná inertním roztokem

- Umožní přenos náboje ale zamezí smísení roztoků

Vodivým spojením dvou článků vznikne => **ČLÁNEK** (nejznámější - Daniellův)

Abychom mohli porovnávat E jednotlivých kovů (a tím i jeho reaktivitu), musíme k poměrování ΔE používat stejnou (srovnávací) elektrodu = **STANDARTVNÍ VODÍKOVÁ ELEKTRODA**

- Její potenciál je stanoven $E_{2\text{H}^+ + 1\text{H}_2} = 0\text{V}$
- ΔE , který naměříme mezi poločlátkem kovu a standartní vodíkovou elektrodou = **STANDARTNÍ POTENCIÁL KOVU E** (uveden v tabulkách)

Na základě vzrůstající hodnoty E^0 jsou kovy seřazeny do tzv. Beketovovy řady =
ELEKTROCHEMICKÁ ŘADA NAPĚTÍ KOVŮ

- Čím více vlevo, tím je kov reaktivnější (= snáze se oxiduje) => působí jako silnější redukční činidlo
- Každý kov je schopen vytěsnit z roztoku soli jakýkoli kov ležící od něj napravo!!!
- Př. $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

Neušlechtilé kovy

- V přírodě převážně ve sloučeninách
- Jsou reaktivní (= snadno se oxidují a tvoří kationty)
- Jsou schopny vytěsnit vodík z roztoků kyselin – $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

Ušlechtilé kovy

- V přírodě i nesloučení = ryzí
- Nejsou schopné vytěsnit vodík z roztoků kyselin
- Reagují jen s kyselinami oxidujícími

Výpočet napětí článku ΔE

- Od vyšší hodnoty E^0 poločlánku odečteme nižší hodnotu E^0 2. poločlánku
- $\Delta E = E_1^0 - E_2^0$ ($E_1^0 > E_2^0$)

Určení směru samovolného průběhu chem. reakce

- Látka s nižším E^0 se musí oxidovat a látka s vyšším E^0 se musí redukovat
- Tento postup platí nejen pro kovy, ale pro jakoukoli redoxní soustavu

Významné redoxní reakce

- V přírodě: dýchání, fotosyntéza, hoření
- V metalurgii: výroba kovů
- Elektrolýza
- Galvanické články

Elektrolýza

= redoxní děj probíhající na elektrodách při průchodu stejnosměrného proudu elektrolytem

(Elektrická E → Chemická E)

ELEKTROLYT = roztok nebo tavenina obsahující volně pohyblivé ionty – vede el. proud (roztok NaCl)

ELEKTROLYZÉR = zařízení (nádoba) , ve kterém probíhá elektrolýza

ELEKTRODA = vodič, kterým do soustavy vstupuje nebo vystupuje el. proud (grafit)

1. ANODA = probíhá oxidace, kladně nabitá přitahuje anionty
2. KATODA = probíhá redukce, záporně nabitá, přitahuje kationty

Průběh elektrolýzy

1. V tavenině NaCl

- Na^+ ke katodě, Cl^- k anodě
- K (-): redukce
 - $\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}^0$
- A (+): oxidace
 - $2\text{Cl}^- - 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2^0$

1. V roztoku NaCl (Na^+ , Cl^- , H_2O)

- K(-): redukce
 - Voda má vyšší E^0 , proto se zredukuje
 - $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
 - Zůstává zde NaOH
- A(+): oxidace
 - $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2^0$

Využití :

- Výroba: NaOH, Cl_2 z roztoku NaCl, H_2 a O_2 z vody, kovů z jejich tavenin
- Čištění kovů a galvanické pokovování

Galvanický článek

= zařízení, ve kterém vzniká el. proud díky probíhající redoxní reakci (Chemická E $\rightarrow$ Elektrická E)

Soustava složená z elektrolytu a 2 různých elektrod mezi nimiž vzniká el. napětí (A(-): oxidace, K(+): redukce)

Rozdělení gal. článků

1. PRIMÁRNÍ

- Jsou zdrojem el. energie jen po určitou dobu (nedají se znovu nabíjet = jsou znehodnoceny)
- Daniellův článek
 - Vodivě propojený Zn a Cu poločlánek
 - Zn ANODA(-): oxidace
 - $\text{Zn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$
 - Cu KATODA(+): redukce
 - $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$
 - Při vodivém propojení budou proudit el. z anody na katodu = el. proud
 - $\Delta E = 1,1 \text{ V}$

- Suchý článek – Leclancheův
 - Nejpoužívanější (tužková baterie)
 - A(-) – Zn obal naplněný pastou ze salmiaku: oxidace
 - $\text{Zn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$
 - Reagují s elektrolytem NH_4Cl za vzniku $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_2 \text{Cl}_2]$
 - K(+) – grafitová tyčinka obalená burrelem: redukce
 - $2\text{MnO}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{MnO}(\text{OH})$
 - Výsledná reakce: $\text{Zn} + 2\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{MnO}_2 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_2 \text{Cl}_2] + 2\text{MnO}(\text{OH})$
 - $\Delta E = 1,5 \text{ V}$
 - Plochá baterie = spojení 3 suchých článků
- Rtuťový článek
 - Delší životnost, elektrolytem roztok KOH, článek má ocelový obal
 - A(-) – lisovaný amalgamovaný zinkový prášek: oxidace
 - $\text{Zn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{\text{II}}\text{O}$
 - K(+) – směs HgO s grafitem: redukce
 - $\text{Hg}^{\text{II}}\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}^0$
 - Výsledná reakce: $\text{Zn}^0 + \text{Hg}^{\text{II}}\text{O} \rightarrow \text{Hg}^0 + \text{Zn}^{\text{II}}\text{O}$
 - $\Delta E = 1,35 \text{ V}$

2. SEKUNDÁRNÍ=akumulátory

- Slouží opakovaně (dají se znovu nabít pomocí elektrolýzy) – el. energie se do nich dá ukládat

- Olověný akumulátor
 - Používaný jako autobaterie
 - Nádoba s elektrolytem = 32% roztok H_2SO_4
 - A(-) deska pokrytá Pb: oxidace
 - $\text{Pb}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{\text{II}}$

s H_2SO_4 vytvoří PbSO_4 a H_2O

- K(+) – deska pokrytá PbO : redukce

- $\text{Pb}^{\text{IV}} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{\text{II}}$
- Po čase se PbO_2 vyčerpá – reakce se zastaví – baterie je vybitá
- Nabíjení akumulátoru:
 - Baterii připojíme na zdroj stejnosměrného el. proudu – redoxní reakce (elektrolýza) – odstraní změny nastalé při vybíjení
 - K(-): redukce
 - $\text{Pb}^{\text{II}} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^0$
 - A(+): oxidace
 - $\text{Pb}^{\text{II}} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{\text{IV}}$
 - obnovil se materiál elektrod a akumulátor je v původním stavu

=> opět slouží jako zdroj el. energie

1. [Redoxní děje – maturitní otázka \(2\)](#)
2. [Redoxní děje – maturitní otázka](#)
3. [Kovy – maturitní otázka z chemie](#)