

Elektrodový potenciál

Mezi kovem a roztokem jeho soli vzniká rozdíl elektrických potenciálů, závislý na druhu kovu a koncentraci kationtů kovu v roztoku

Nernstova rovnice

$$E = E^{\circ} + \frac{R.T}{n.F} \cdot \ln [Me^{n+}]$$

kde E° je standardní elektrodový potenciál
 n je počet převáděných elektronů

$$\text{pro } [Me^{n+}] = 1 \quad E = E^{\circ}$$

**Nízká koncentrace kationtů v roztoku
(kov v čisté vodě)**

**do roztoku přecházejí kationty z kovu,
kov se nabíjí záporně**

**Vysoká koncentrace kationtů v roztoku
kationty z roztoku se zachycují na kovu,
kov se nabíjí kladně**

**Děj probíhá do vyrovnání potenciálů
podle Nernstovy rovnice**

Elektrodový potenciál

Hodnota potenciálu E° je pro každý kov charakteristická

Absolutní hodnotu potenciálu nelze měřit, měřit lze pouze rozdíl potenciálů dvojice elektrod v roztoku

Elektrochemická řada napětí

Standardní elektroda vodíková

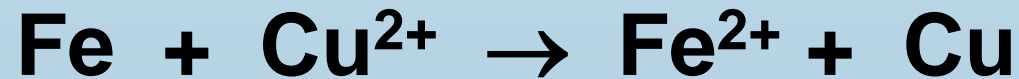
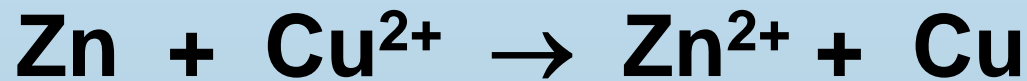
realizovaná jako platinová elektroda pokrytá platinovou černí, nasycená plynným vodíkem a ponořená do roztoku o jednotkové aktivitě $[H^+]$ iontů.

Potenciál standardní vodíkové elektrody je roven 0, ostatní potenciály vztaženy k této elektrodě

příprava: těžko redukovatelné - elektrolýza				redukce vodíkem za tepla															
														tepelný rozklad					
-3,0				-2,0				-1,0				0,0				+1,0			
K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Ag	Hg	Au		
K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Au ³⁺		
reaktivita: studená H ₂ O → H ₂ +hydroxid													oxidační kyseliny		jen lučavka královská				
s vodní parou → H ₂ + oxid																			
s neoxidační kyselinou → H ₂ + sůl																			
výskyt v přírodě:																			
nikdy volné						zřídka volné						často volné							
neušlechtilé kovy												ušlechtilé kovy							

Oxidačně-redukční děje v roztoku

Méně ušlechtilý kov (s negativnějším potenciálem) je schopen vyredukovat z roztoku kov s pozitivnějším potenciálem:



Rozpouštění kovů v kyselinách závisí na standardním elektrodovém potenciálu kovu, koncentraci kyseliny a teplotě.

Některé kovy, které se zředěnými kyselinami prudce reagují (Fe, Al, Cr) se v koncentrovaných kyselinách nerozpouštějí, ale pasivují.

Elektrochemie

Praktické aplikace elektrochemie

- 1. Využití elektrochemických soustav jako zdroje elektrické energie**
- 2. Elektrochemické a elektrotermické výroby**
- 3. Analytické metody založené na elektrochemických principech**
- 4. Ochrana proti korozi**

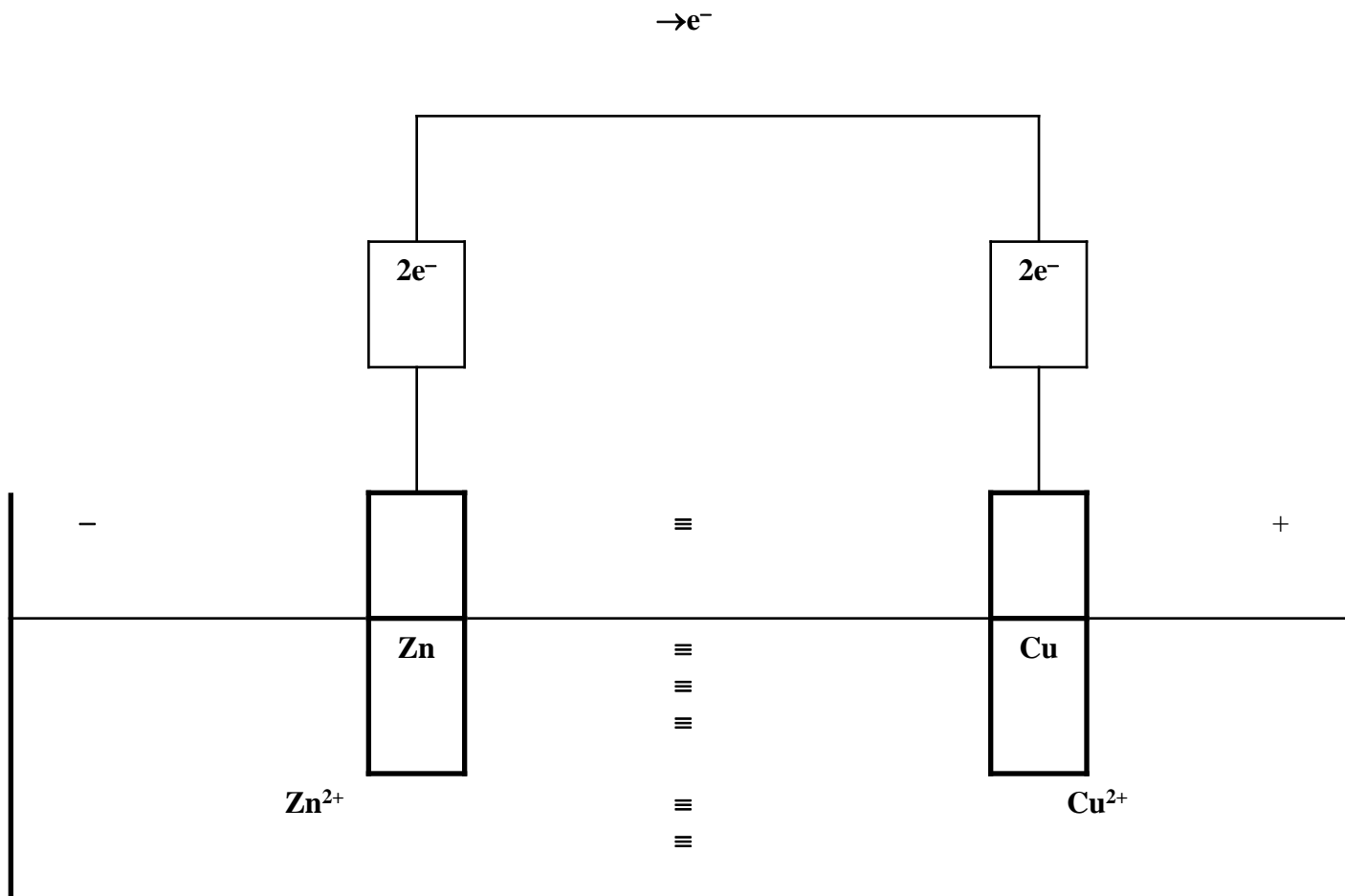
Galvanické články

Chemická energie se mění v energii elektrickou.

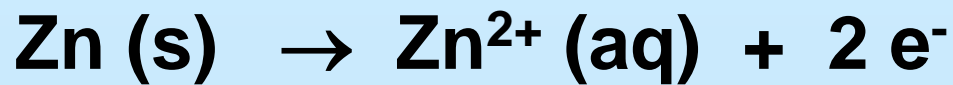
Máme-li dvě elektrody ponořené do elektrolytu, potom na záporné elektrodě probíhá oxidace, na kladné elektrodě probíhá redukce, při jejich spojení do okruhu prochází soustavou elektrický proud.

Elektrické napětí článku je dáno rozdílem elektrodových potenciálů kovů tvořících elektrody.

Danielův článěk



Zinková elektroda



Měděná elektroda



Výsledný chemický děj lze zapsat rovnicí:



Výsledný elektrochemický potenciál článku je dán rozdílem potenciálu obou poločlánků, tedy:

$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

$$+0,344 - (-0,763) = 1,107 \text{ V}$$

Další články

Suchý článek

Rtuťová baterie

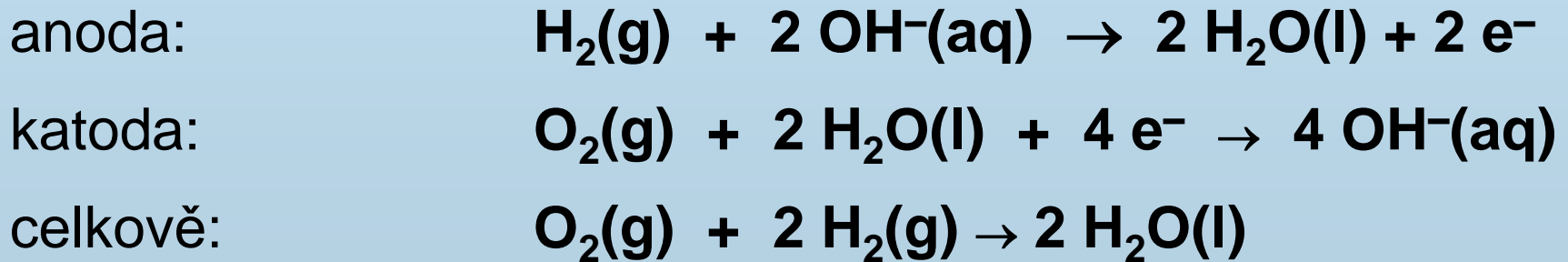
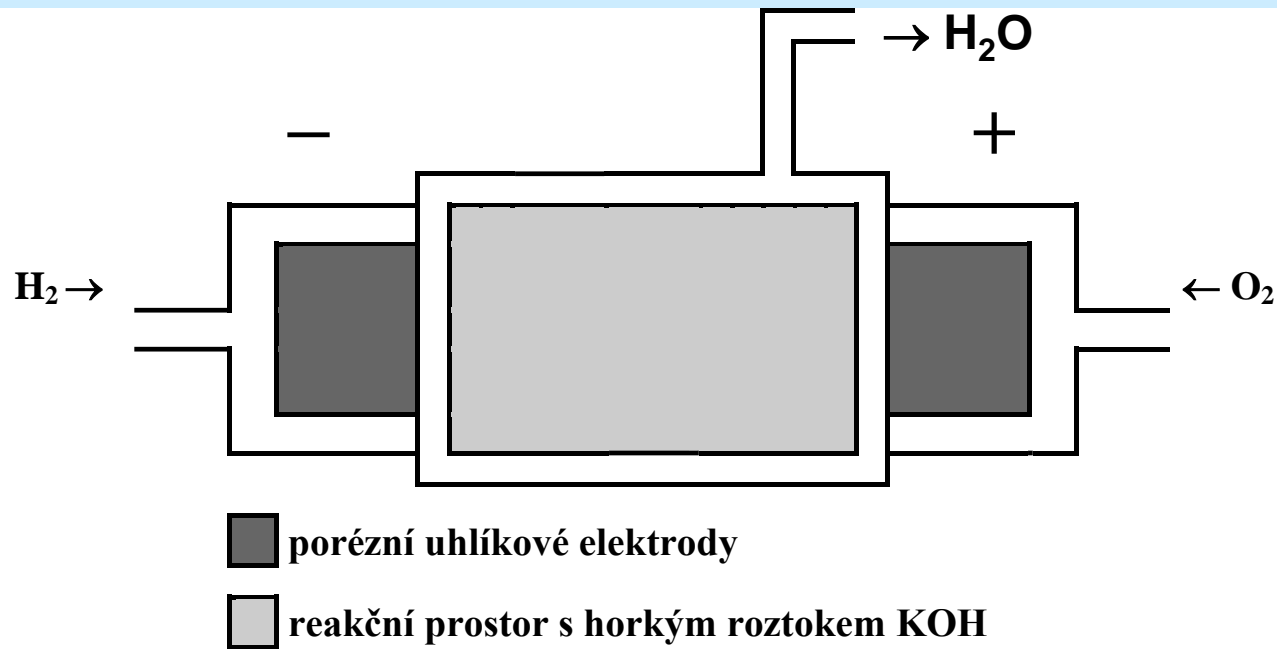
Moderní lithiové baterie

popisy viz internet

Palivové články

Nejvýznamnější typ je palivový článek vodík-kyslík, produktem reakce je voda.

Energie získaná reakcí je konvertována na elektrický proud. V běžných palivových článcích je účinnost konverze 50 až 75 %.



napětí 0,9 V

Výhody palivových článků

nezatěžují životní prostředí

v článku vodík-kyslík vzniká jako odpad čistá voda

Problémy: manipulace s vodíkem

vodík stlačený

vodík kapalný

vazba na hydridy Mg_2FeH_6 , $BaReH_9$,

slitina $LaNi_5$

využití uhlíkových nanotrubic

Elektrolýza

Aby mohla reakce proběhnout musíme dodat elektrickou energii. Na katodě probíhá redukce, na anodě oxidace.

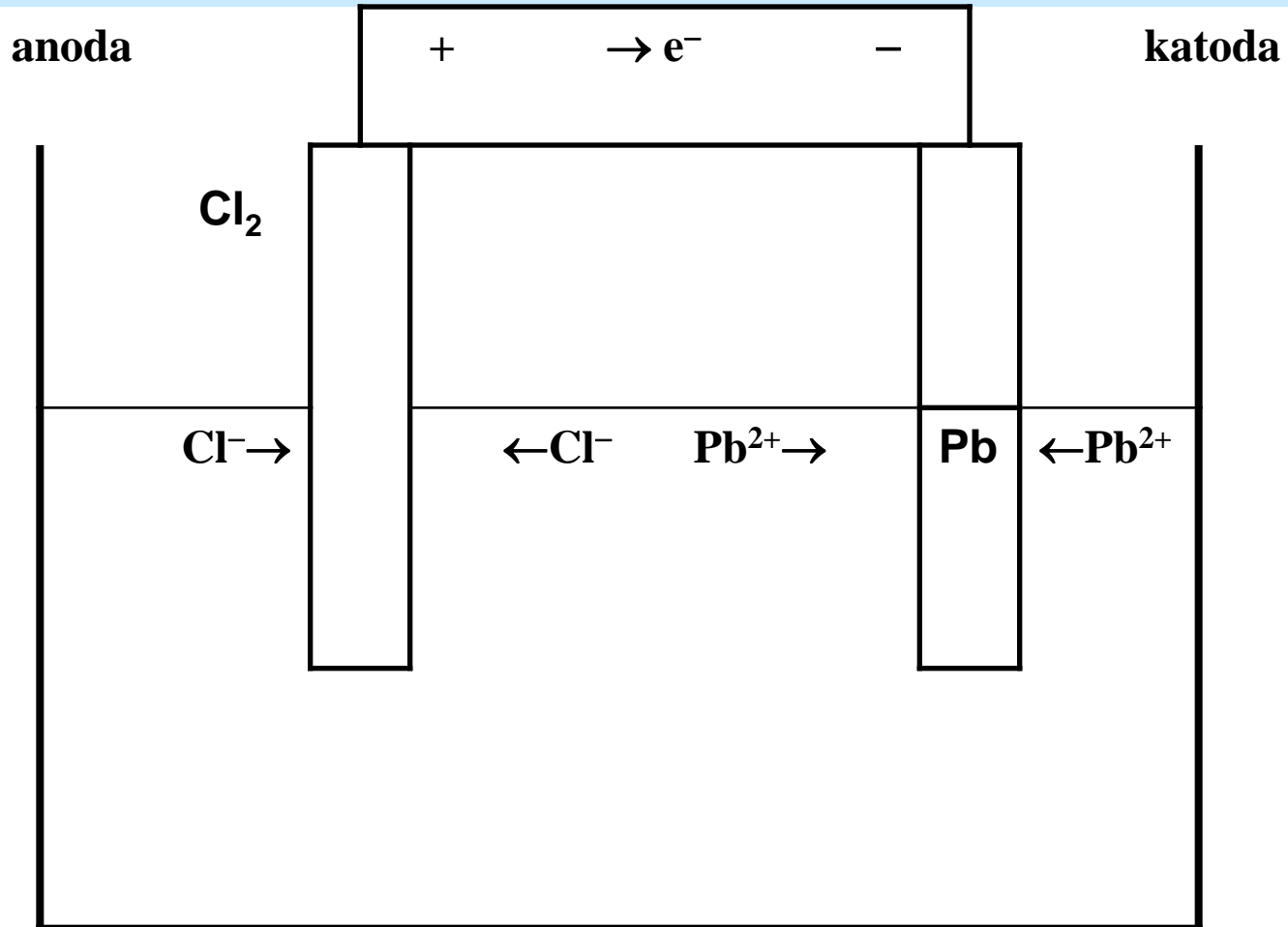
K elektrolýze dochází při průchodu stejnosměrného elektrického proudu roztokem elektrolytu nebo taveninami solí nebo oxidů kovů.

Faradayův zákon

$$m = M \cdot Q / n \cdot F$$

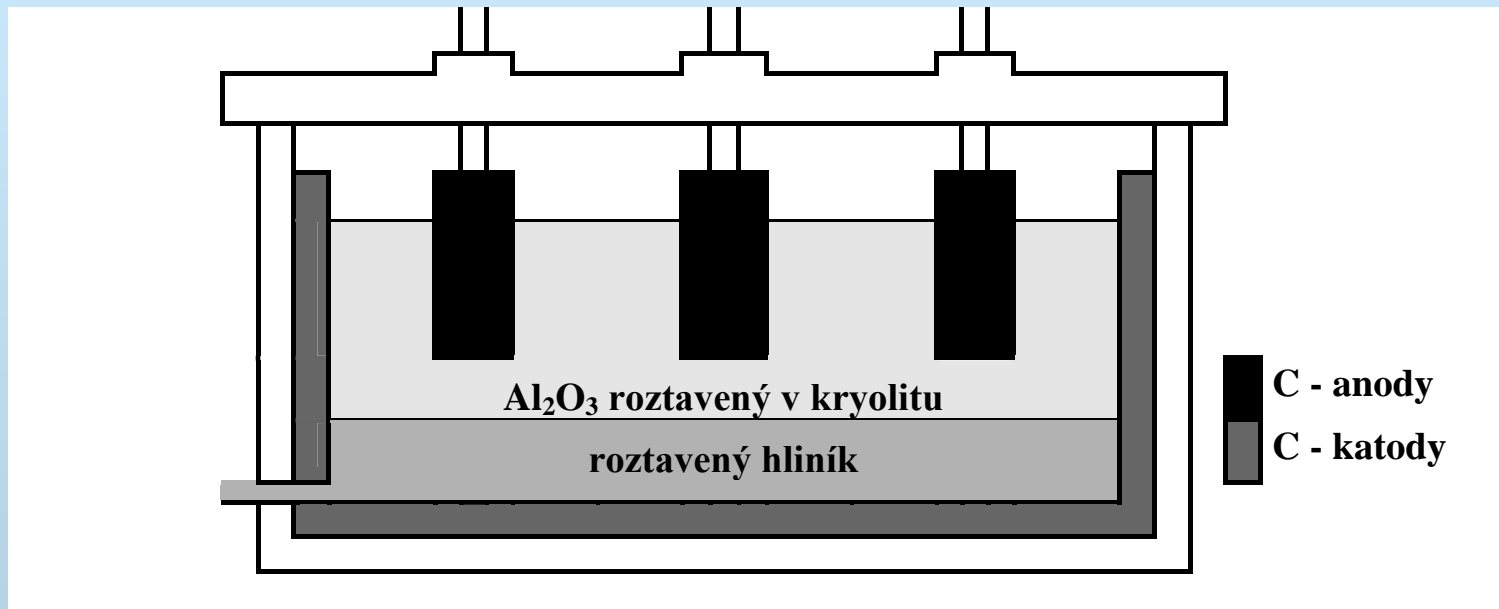
- m** vyloučené množství kovu v g
- Q** přenesený elektrický náboj v C
(intenzita I . čas t) intenzita v A, čas v sec
- F** Faradayova konstanta (96 500
C/mol)
- M** molární hmotnost kovu
- n** počet převáděných elektronů

Elektrolýzér



Praktické využití elektrolýzy

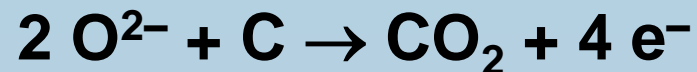
výroba hliníku



katoda:

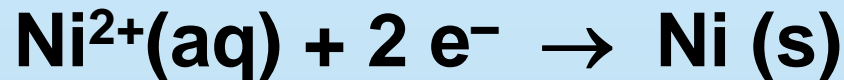


anoda:



Elektrochemické úpravy povrchů kovů

Elektrolytické niklování



Další kovy Cr, Cu, Ag, Au

Eloxování

anodická oxidace povrchu hliníku za vzniku
tvrdé a odolné vrstvy oxidu hlinitého



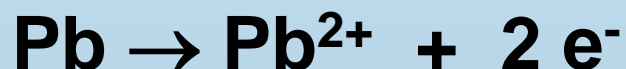
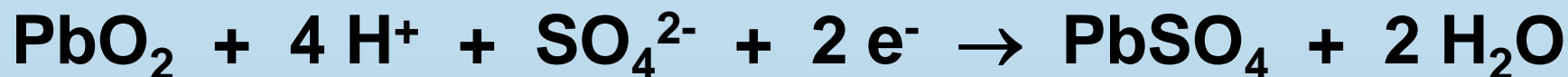
Akumulátory

**při nabíjení fungují jako
elektrolyzéry,**

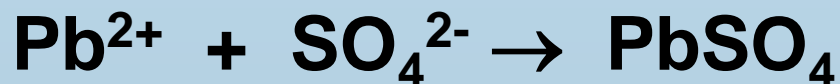
**při vybíjení pracují jako
galvanické články**

Olověný akumulátor

dvě olověné elektrody a elektrolyt H_2SO_4 ,
při nabíjení se na anodě vylučuje vrstva
 PbO_2 , na katodě se vylučuje čisté Pb, při
vybíjení probíhají reakce:



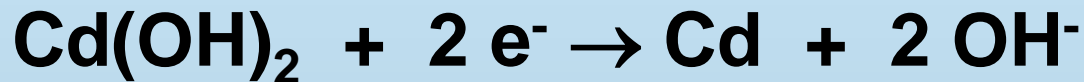
a následně



Nikl - kadmiový akumulátor

na elektrodách z mikroporézního niklu nanесeny
vrstvy hydroxidu nikelnatého a hydroxidu
kademnatého

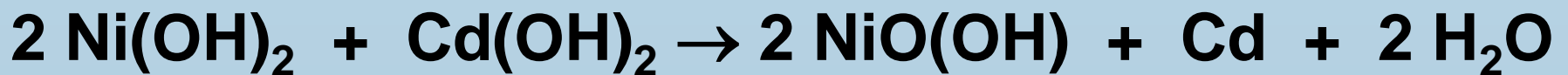
záporný pól:



kladný pól:



výsledná reakce:



při vybíjení probíhají reakce obráceně

Moderní akumulátory

**Akumulátory systému nikel – kovový hydrid
(Ni-MH)**

**kladná elektroda nikel s vrstvou hydroxidu
nikelnatého, záporná je slitina lanthanu a niklu
(LaNi_5), při nabíjení se vytvoří hydrid LaNi_5H_5**

**Sekundární články Ag_2O se zinkem, alkalické
kovy se sírou a polysulfidy a další**