

Fö 8 - TSFS11 Energitekniska system

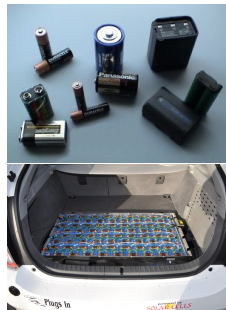
Batterier

Mattias Krysander

2018-04-25

Dagens föreläsning

- 1 Introduktion
- 2 Grunder i batteri-kemi
- 3 Cellens elektromotoriska kraft (emk)
- 4 Teoretisk kapacitet: laddningstäthet, energitäthet
- 5 Batterityper och konstruktioner
- 6 Statisk ström-spänningskaraktäristik
- 7 Batteripack
 - Säkerhet
 - Dynamisk modellering
 - Åldring
- 8 Batteristyrning/hantering
 - Laddning
 - Balansering



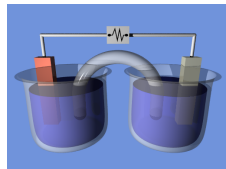
Introduktion



- Batterier är viktiga komponenter i framtida miljövänliga energilösningar.
- Batterier är en viktig del i portabel elektronik.

Ett batteri

- konverterar kemisk energi till elektrisk energi genom en reduktion-oxidationsreaktion (redox)
- består av en eller flera elektrokemiska celler.



Källa: User:Alksub / Wikimedia Commons

Celler

- Anod (negativ elektrod). Elektroner avges till den externa kretsen när elektroden oxideras.
- Katod (positiv elektrod). Elektroner absorberas från den externa kretsen när elektroden reduceras.
- Elektrolyt (jon-ledare). Medium för transport av laddade joner mellan anod och katod.

Primärceller

- Ej laddningsbara
- Pastaliknande elektrolyt (torr cell)
- Billiga, lätta
- Används för portabla elektronikprylar, ficklampor etc
- Kan förvaras länge
- Hög energidensitet
- Inget eller lite underhåll
- Låga effekter

Sekundärceller

- Laddningsbart
- Energilagring (backup vid solceller, fordon)
- Hög effektdensitet
- Hög urladdningsström
- Låg energidensitet
- Högre läckströmmar

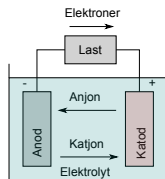
Kemi	Anod	Katod	V	Wh/kg
Primärceller:				
alkaliskt MnO_2	Zn	MnO_2	1.5	145
Li/ FeS_2	Fe	FeS_2 (järnsulfid)	1.5	260
Sekundärceller:				
blysyra	Pb	PbO_2	2	35
nickel-cadmium	Cd	NiOOH	1.2	50
nickelmetallhydrid	MH	NiOOH	1.2	70
litium-jon (Li-jon)	Li_xC_6	$Li_{(1-x)}CoO_2$	3.6	130(90)

MH - väteabsorberande metallblandning

Redoxreaktion i en cell

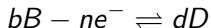
Elektroder namngivna efter laddningstecken vid urladdning.

- Anod
 - negativt laddad elektrod vid urladdning
 - anodmaterialet (bränslet) oxideras = avger elektroner
- Katod
 - positivt laddad elektrod vid urladdning
 - katodmaterialet tar upp elektroner = reduceras
- Anjon - negativt laddad jon
- Katjon - positivt laddad jon



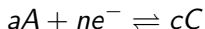
Redoxreaktion i en cell

- Anodreaktion (negativ elektrod)



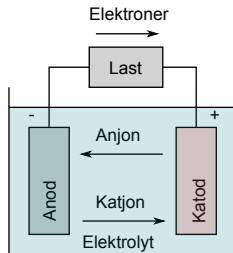
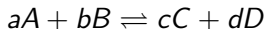
b molekyler av B avger n elektroner för att bilda d molekyler av D

- Katodreaktion (positiv elektrod)



a molekyler av A upptar n elektroner för att bilda c molekyler av C

- Cellreaktionen

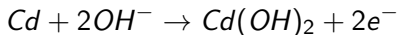


Reduktion av den fria energin är reaktionens drivkraft.

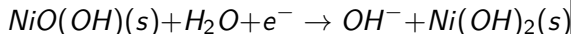
- funktion av koncentration av reaktanter, produkter, temperatur
- ger cellens elektromotoriska kraft (emk) = spänning

NiCd-cell - Urladdning

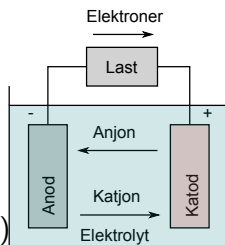
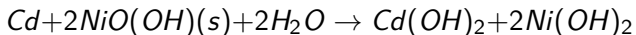
- Effekt avges i lasten
- Anodreaktion: Cadmium(metall) oxideras och bildar cadmiumhydroxid



- Katodreaktion: Nickeloxyhydroxid reduceras till nickelhydroxid

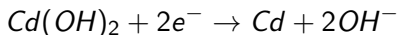


- Cellreaktion

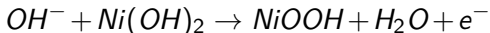


NiCd-cell – Laddning

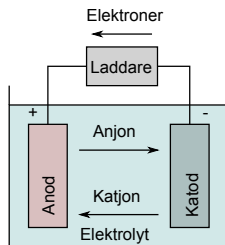
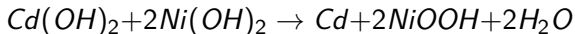
- Likströmskälla driver ström i motsatt riktning
- Anodreaktion: Cadmiumhydroxid reduceras till Cadmiummetall



- Katodreaktion: Nickelhydroxid oxideras till Nickeloxyhydroxid



- Cellreaktion

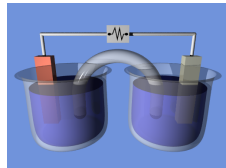


Normalpotentialen för halvceller

TABLE 17.1 Standard Reduction Potentials at 25 °C

	Reduction Half-Reaction	E° (V)		
Stronger oxidizing agent ↑	$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(aq)$	2.87	Weaker reducing agent ↓	
	$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2H_2O(l)$	1.78		
	$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	1.51		
	$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(aq)$	1.36		
	$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	1.33		
	$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2H_2O(l)$	1.23		
	$Br_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2Br^-(aq)$	1.09		
	$Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$	0.80		
	$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	0.77		
	$O_2(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2O_2(aq)$	0.70		
	$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2I^-(aq)$	0.54		
	$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$	0.40		
	$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	0.34		
	$Sn^{4+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}(aq)$	0.15		
		$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$		0
		$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$		-0.13
		$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$		-0.26
	$Cd^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cd(s)$	-0.40		
	$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0.45		
	$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0.76		
	$2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$	-0.83		
	$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	-1.66		
	$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	-2.37		
	$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$	-2.71		
Weaker oxidizing agent	$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	-3.04	Stronger reducing agent	

Table 17-1 Chemistry, 5/e
© 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.



Källa: User:Alksub / Wikimedia

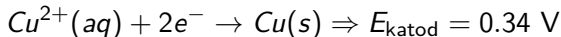
Commons

Källa: Table 17-1 Chemistry, 5/e, 2008 Pearson Prentice Hall, Inc.

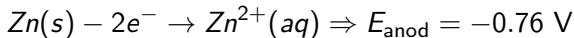
- Potential i förhållande till vätgas = normalpotential
- Pluspol: halvcell med högst normalpotential

Beräkna emk för ZnCu cell

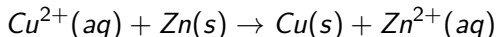
- Katodreaktion/pluspolen



- Anodreaktion/minuspolen



- Cellreaktion



- Emk för ZnCu-cell

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{katod}} - E_{\text{anod}} = 0.34 - (-0.76) = 1.1 \text{ V}$$

Teoretisk laddningstäthet

- Ett mått på den elektrokemiska kapaciteten på ett material är att ange Laddning/massa [Ah/g]
- Kallas laddningstäthet.

Faradays konstant anger laddningen på 1 mol elektroner:

$$F = N_A e = 96485 C/mol = 96485 As/mol = 26.8 Ah/mol$$

Beräkning av laddningstätheten för substans A.

$$\frac{F \cdot n}{M_A} = \frac{Ah/(mol e) \cdot (mol e)/(mol A)}{g/(mol A)} = Ah/g$$

Exempel: Vad är laddningstätheten för Zn?

$$\frac{26.8 \cdot 2 Ah/mol}{65.4 g/mol} = 0.82 Ah/g$$

Hur inkluderar vi båda elektroderna?

Teoretisk laddningstäthet

- Addera massan för båda elektroderna.
- Använd lagom mängd material för både anod och katod.

$$\left. \frac{g}{Ah} \right|_{cell} = \left. \frac{g}{Ah} \right|_{katod} + \left. \frac{g}{Ah} \right|_{anod}$$

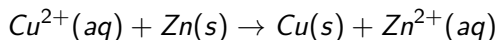
Teoretisk laddningstäthet (specifik laddning) för en cell

$$\left. \frac{Ah}{g} \right|_{cell} = \left(\left. \frac{g}{Ah} \right|_{katod} + \left. \frac{g}{Ah} \right|_{anod} \right)^{-1}$$

- Massan av elektrolyt, behållare, kontakter är ej medräknat.
- Teoretisk energitäthet [Wh/g] erhålls genom att multiplicera den laddningstätheten med emk:n ($[Ah/g \cdot V = Wh/g]$)

Teoretisk kapacitet exempel: ZnCu cell

- Cellreaktion



- Specifik laddning

$$\frac{\text{Ah}}{\text{g}} = \left(\overbrace{\frac{63.5\text{g}}{2 \cdot 26.8\text{Ah}}}^{\text{Cu}} + \overbrace{\frac{65.4\text{g}}{2 \cdot 26.8\text{Ah}}}^{\text{Zn}} \right)^{-1} = 0.42 \text{ Ah/g}$$

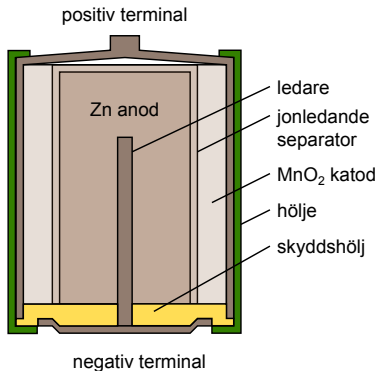
- Teoretisk specifik energi

$$\frac{\text{Wh}}{\text{g}} = E_0 \frac{\text{Ah}}{\text{g}} = 1.1 \text{ V} \cdot 0.42 \text{ Ah/g} = 0.46 \text{ Wh/g}$$

Alkaliskt batteri - konstruktion

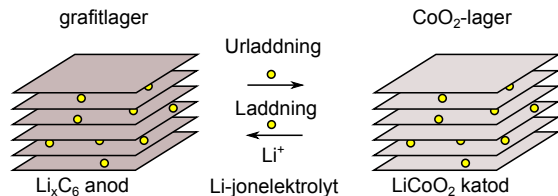
Anod	$\text{Zn(s)} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO(s)} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$	Zn oxideras
Katod	$2\text{MnO}_2\text{(s)} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3\text{(s)} + 2\text{OH}^-$	MnO_2 reduceras
Cell	$\text{Zn(s)} + 2\text{MnO}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{Mn}_2\text{O}_3$	

- Teoretisk laddningstäthet = 0.22 Ah/g
- Faktisk laddningstäthet = 2.8 Ah/25 g = 0.11 Ah/g
- Varför halveras kapaciteten?



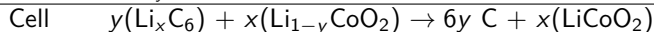
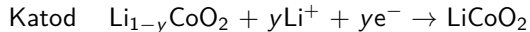
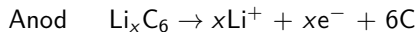
- Anod (Zn) pulver
- Katod (MnO_2) tabletter
- Strömledare mässing
- Separator indränkt i flytande KOH-elektrolyt.

Li-jonbatterier



Li transporteras in och ut ur anoden/katoden.

Urladdningsreaktion



x, y beror på laddning och arbetspunkt

- Teoretisk laddningstäthet: 0.10 Ah/g
- Faktisk laddningstäthet = 0.94 Ah/19 g = 0.05 Ah/g
- Ungefär hälften av ett alkaliskt batteri, men spänningen är dubbelt så stor (4.1 V jmf 1.5 V) så energitätheten är större.

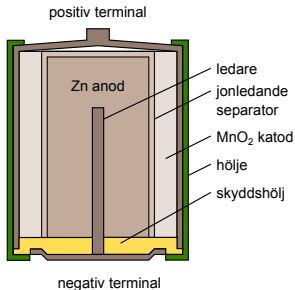
Batterikonstruktion

Under batteridesign sker en avvägning mellan hög effekttäthet och hög energitäthet.

- Hög effekttäthet kräver stor kontaktyta mellan elektroderna.
- Hög energitäthet kräver maximalt med aktivt material.

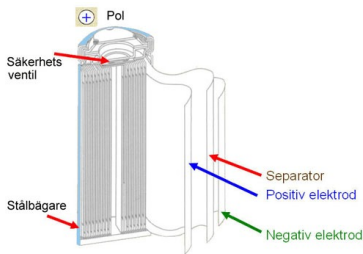
Behållare

- Hög energitäthet
- Alkaliska batterier

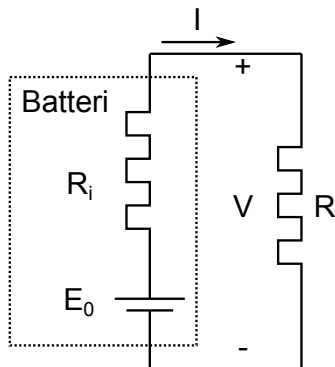


Cylindriskt lindad cell

- Hög effekt
- Li-jon, NiMH, NiCd

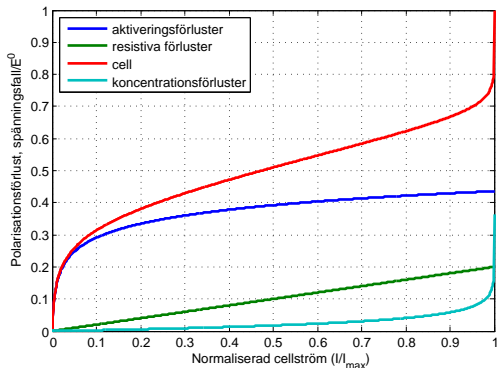


Batterispänning vid last



Hur ser sambandet mellan spänningen och strömmen ut ur batteriet?

Polarisationsförluster i batterier

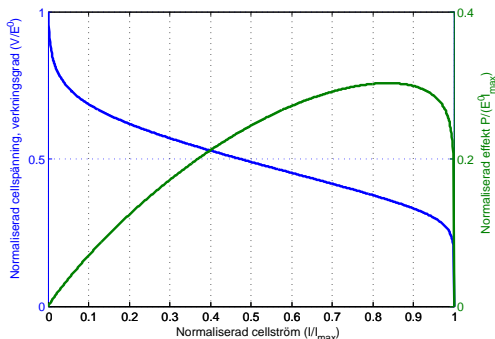
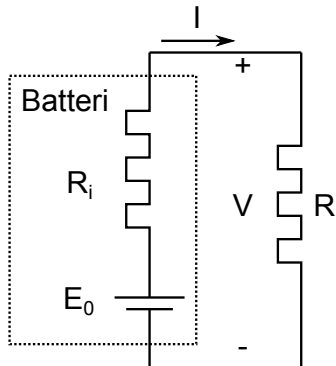


- Låga strömmar 0-0.2: Energiförluster kopplade till aktivering av reaktionerna vid elektroderna.
- 0.2-0.9: Energiförluster kopplade till resistiva förluster i elektrodkontakter, jontransporten i elektrolyten
- Höga strömmar 0.9-1: Förluster kopplade till att koncentrationen av reaktanter, produkter är begränsande.

Ström-spännings-karaktäristik

Cellspänning: $V = E_0 - \text{polarisationsförluster}(I)$

Normaliserad cellspänning: $V/E_0 = 1 - \text{polarisationsförluster}(I)/E_0$



$$\text{Cellens verkningsgrad} = \frac{P_{\text{last}}}{P_{\text{cell}}} = \frac{VI}{E_0 I} = \frac{V}{E_0}$$

$$\text{Normaliserad effekt} = \frac{P_{\text{last}}}{E_0 I_{\text{max}}} = \frac{VI}{E_0 I_{\text{max}}} = \frac{V}{E_0} \frac{I}{I_{\text{max}}} = \text{normaliserad spänning} \cdot \text{ström}$$

Fö 8 - TSFS11 Energitekniska system

Batterier

Mattias Krysander

2018-04-25