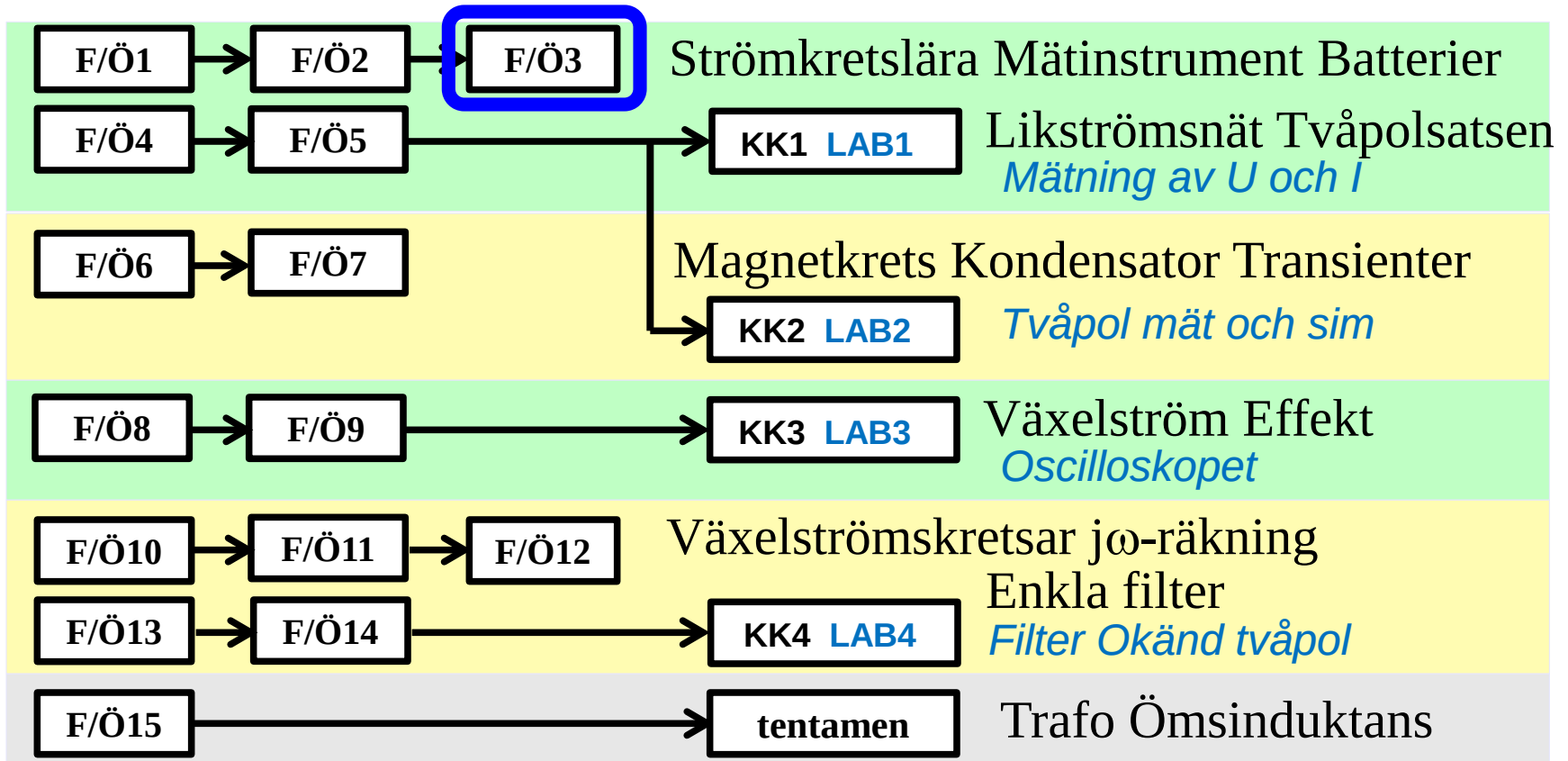


IF1330 Ellära



*Föreläsningar och övningar bygger på varandra! Ta alltid igen det Du missat!
Läs på i förväg – delta i undervisningen – arbeta igenom materialet efteråt!*

Batterier

Det blir allt vanligare med utrustningar som drivs med batterier. I bilen, i skruvdragaren, i bärbara datorer, i MP3-spelare och mobiltelefoner - vi kommer alla dagligen i kontakt med batteridrivna utrustningar.

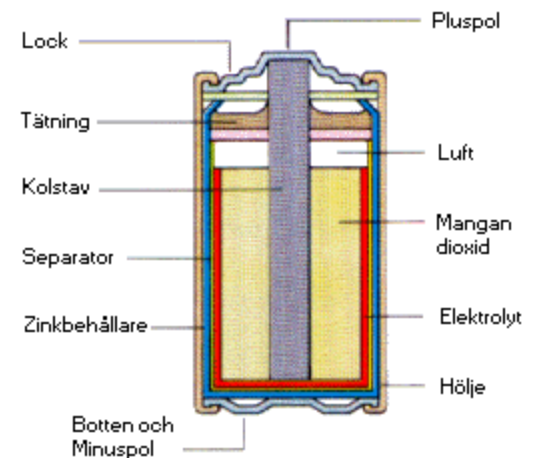
Det kan gälla sk. **primärbatterier**, som innehåller en bestämd mängd energi, och som kastas och ersätts när denna förbrukats, eller sk. **sekundärbatterier** som kan laddas upp och ur med energi gång på gång. (Om dom sköts på rätt sätt ...).

Batterier

Idag finns det många olika typer av batterier att välja mellan, var och en med sina brister och förtjänster.

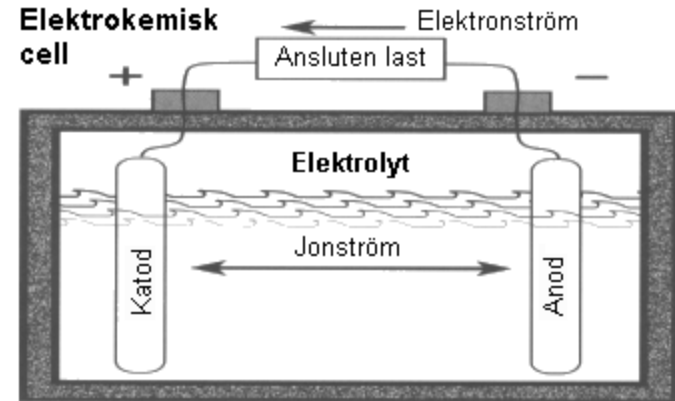
Primärbatterier har funnits sedan år 1800 då Alessandro Volta byggde en "stapel" av zink- och silverplattor med saltindränkta läskpapper emellan. Ju fler plattor som ingick i stapeln desto kraftigare "stöt" fick han när han berörde den. Det är för att "hedra" denna händelse som enheten för den elektriska spänningen är **Volt**.

Praktiskt hanterbara och ekonomiska batterier har vi haft sedan 1890-talet i form av det sk. **brunstensbatteriet**. Det är den klassiska batteritypen till tex. ficklampor, och andra tillämpningar där lågt pris är viktigare än hög kapacitet. (Ett typexempel på användning av brunstensbatterier är till ljusen i luciakronan - 30 minuter en gång om året). Det är den batterityp som är lättast att ta om hand vid våra miljöstationer.



Den elektrokemiska cellens funktion

Ett enkelt batteri, eller elektrokemisk cell, har energin lagrad inom sig i elektrodmaterialen och i de ingående kemikalierna. När vi tar ut elektrisk energi ur batteriet omvandlas den elektrokemiska energin till elektrisk, och en del av kemikalierna förbrukas.



Om en metall doppas ned i en elektriskt ledande vätska, en elektrolyt, så sker det ett utbyte av elektroner mellan metallen och vätskan. En del av metallatomerna blir laddade, blir till joner, och ger sig ut i vätskan. Det bildas då en liten elektrisk spänning mellan metallen och elektrolyten, storleken på denna beror på vilken metall det gäller. Så ger tex. Litium och Zink upphov till en negativ spänning, medan Koppar, Silver och Kvicksilver ger positiv spänning. Batterikonstruktörer försöker hitta två material med så stor *spänningsskillnad* som möjligt, eftersom det är den skillnaden som blir cellens spänning.

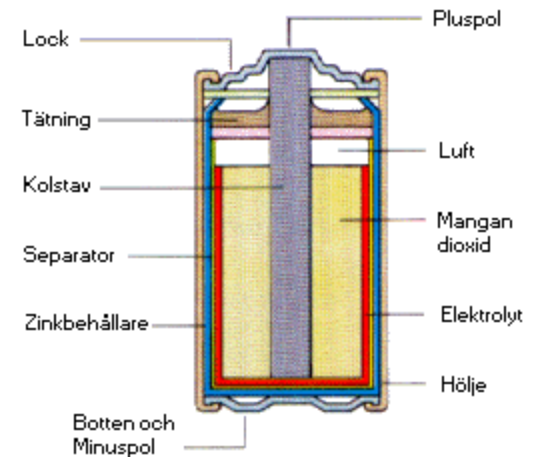
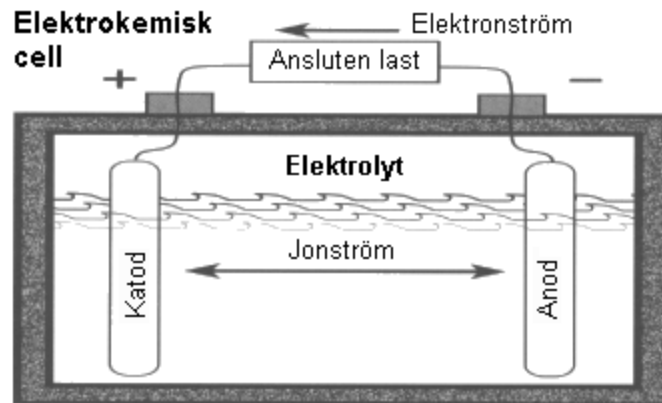
Den elektrokemiska cellens funktion

Om två sådana olika metallstycken, elektroder, placeras i en elektrolyt så uppkommer det en kemisk reaktion mellan jonerna från dessa. Det ena ämnet förlorar en elektron, sk. oxidation, medan det andra tar upp en elektron, sk. reduktion (sammantaget sker det en sk. redox-reaktion). Oxidationsreaktionen sker vid den av elektroderna som upptar elektroner. Detta blir den negativa elektroden. Reduktionsreaktionen sker vid den andra elektroden, den positiva elektroden.

När elektroderna på detta sätt blir laddade stöter de bort ytterligare joner så att den kemiska reaktionen avstannar. Om man däremot utanför batteriet ansluter de två elektroderna till varandra med en elektrisk ledare, kommer laddningsskillnaden mellan dem att utjämnas, och den kemiska reaktionen hålls igång.

Resistansen i den anslutna elektriska lasten avgör den kemiska reaktionshastigheten. Den kemiska reaktionen fortgår så länge den elektriska kretsen är sluten och det finns kemiskt aktivt material kvar i cellen.

Den elektrokemiska cellens funktion



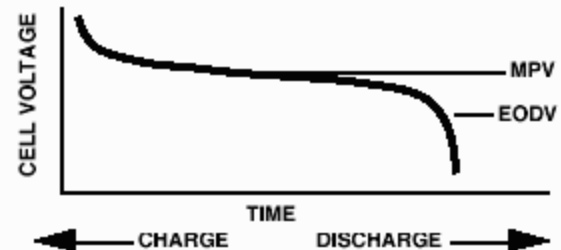
Den ovan avbildade elektrokemiska cellen är av "våt" typ men om elektrolyten sugas upp av ett poröst material, som tex. Voltas "läskpapper", får man en **torrcell**. Torrceller kan vridas och vändas hur som helst utan att någon vätska läcker ut - och det är ju så vi är vana att hantera dagens batterier.

Urladdningskurva och kapacitetstal

Ett batteris kapacitet uttrycks i Ampertimmar [Ah], vilket är samma sak som den laddningsmängd som finns i de kemiskt aktiva materialen i batteriet. Ampertim-talet definieras som den ström [A] som batteriet skulle kunna leverera under *en timma* för att därefter ta slut.

Ett batteris **kapacitetstal** C baserar sig på urladdningskurvor från verkliga urladdningsexperiment. Urladdningen sker med konstant ström tills batterispänningen sjunkit till ett slutvärde, EODV (End Of Discharge Voltage).

Kurvans mittpunkt kallas för MPV (MidPoint Voltage) och det är detta värde på spänningen som brukar uppges som batteriets polspänning. Se figuren. Urladdningen behöver inte nödvändigtvis ha pågått i en timma. Man anger därför urladdningens tid med kapacitetstalets index.



$C_{20} = 60 \text{ Ah}$ betyder att urladdningen pågått i 20 timmar och att batteriets kapacitet $I \times t$ var 60 Ah. Den konstanta urladdningsströmmen I som användes var då $60/20 = 3 \text{ A}$.

Exempel - kapacitetsberäkningar

- Antag att batteriet med kapacitetstalet $C_{20} = 60$ Ah används till en glödlampa som "drar" strömmen 1 A. Hur länge räcker batteriet? Kapacitetstalet är framtaget vid strömmen 3 A. Då kan man utgå från att batteriets kapacitet är oförändrad vid det närliggande strömvärdet 1 A.

Vi får $t = C/I = 60/1 = 60$ h.

- Antag nu att batteriet ska driva en startmotor som "drar" strömmen 300 A. Hur länge räcker batteriet?
Den höga strömmen 300 A är ett helt annat driftfall än det som använts av fabrikanten för att ta fram kapacitetstalet. Av erfarenhet (här givet) vet man att batteriets kapacitet blir sämre vid höga strömmar. Därför räknar man med att kapacitetstalet reducerats till 70%.

$$C' = 0,7 \times C = 0,7 \times 60 = 42.$$

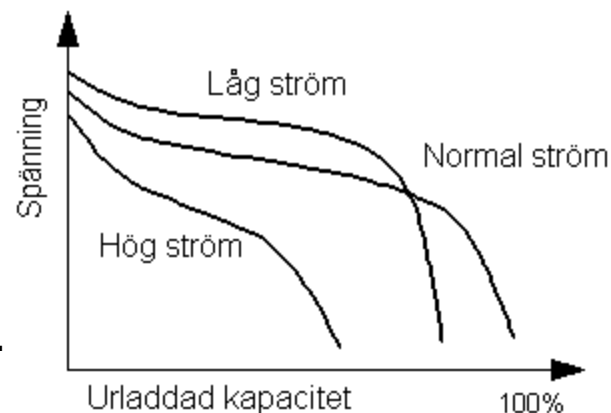
Vi får $t = C'/I = 42/300 = 0,14$ h $0,14 \times 60 = 8,4$ min.

Olika urladdningsfall, urladdningsströmmen

Ett batteris kapacitet beror naturligtvis på storleken och hur mycket kemiskt aktivt material som finns tillgängligt. Det är anledningen till att man kan köpa så många *olika storlekar*.

Förutom batteristorleken beror den verkliga kapaciteten i hög grad på vilket sätt som urladdningen går till.

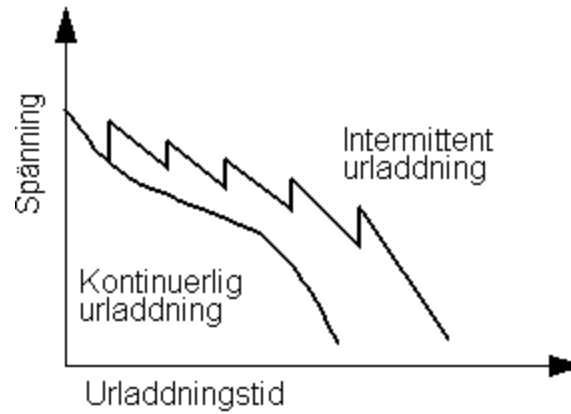
Vi har redan nämnt att mycket höga urladdningsströmmar reducerar ett batteris kapacitet. Den höga strömmen ger upphov till förluster i batteriets inre resistans, och den energi som kan lämna batteriet blir därför lägre.



Vid normalt strömuttag är kapaciteten 100%, men vid lågt strömuttag blir kapaciteten mindre. Detta beror på att batteriet har en viss *självurladdning*, elektrolyten har en viss elektrisk ledningsförmåga. Även utan yttre urladdningsström avtar kapaciteten med tiden.

Självurladdningen är temperaturberoende. Man brukar lagra batterier i kylskåp för att minska självurladdningen.

Olika urladdningsfall, intermittent drift

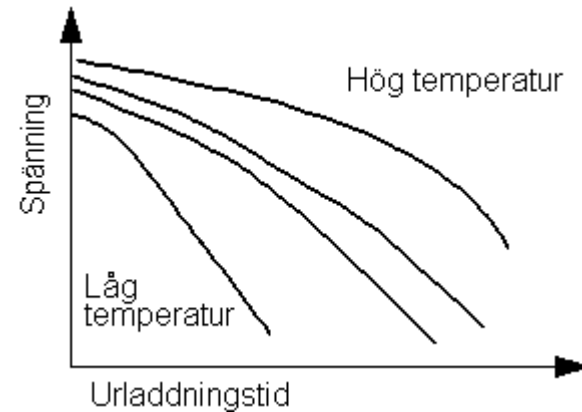


Den som använt en ficklampa i mörker har säker märkt att man får längre livslängd på batteriet om man ger detta tillfälle att då och då *återhämta* sig. (Detta faktum har en elektrokemisk förklaring). Om man har flera batterier kan man växla mellan batterierna så att de får omväxlande urladdas respektive återhämta sig.

Man får då totalt ut mer energi än om man använder batterierna i följd efter varandra. Denna effekt är så utpräglad att den borde utnyttjas av elektronikkonstruktörerna - något som inte sker ännu ...

Olika urladdningsfall, batteritemperatur

De elektrokemiska processerna är temperaturberoende. Vid låga temperaturer förmår batterier bara att leverera en bråkdel av den energi som kan utvinnas vid normal temperatur. Den som lyder rådet att lagra batterier i kylskåpet, gör klokt i att vänta med att använda dem tills de värmts upp till rumstemperatur.



Med ökande temperatur sker de elektrokemiska processerna snabbare, detta ger en *kapacitetsökning*, men observera att denna motverkas av *ökad självurladdning* vid höga temperaturer. Förmodligen skulle det löna sig värma/kyla batteriet till en optimal arbetstemperatur även om man skulle ta energin till detta skulle från det egna batteriet!

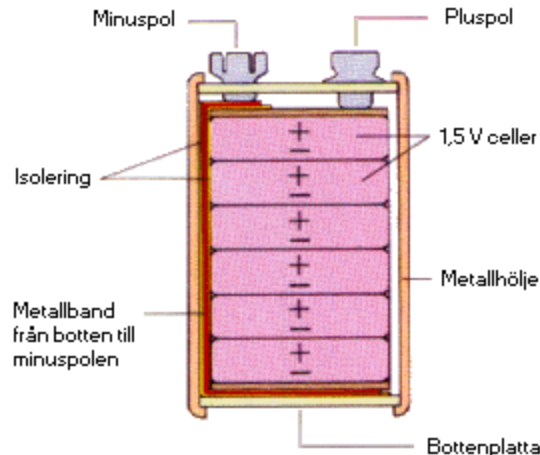
Cell och Batteri

Om man ska vara noga med begreppen så är en cell ett ensamt elektrokemiskt system med egen positiv och negativ elektrod, medan det som kallas för ett batteri är en samling av sådana celler.

Termen är lånad från artilleriet där ett batteri är ett antal pjäser som kan avfyras i serie eller samtidigt. Det elektriska batteriet består av celler i serie eller i parallellkoppling. I figuren ovan finns det egentligen bara ett batteri, 9V-batteriet.



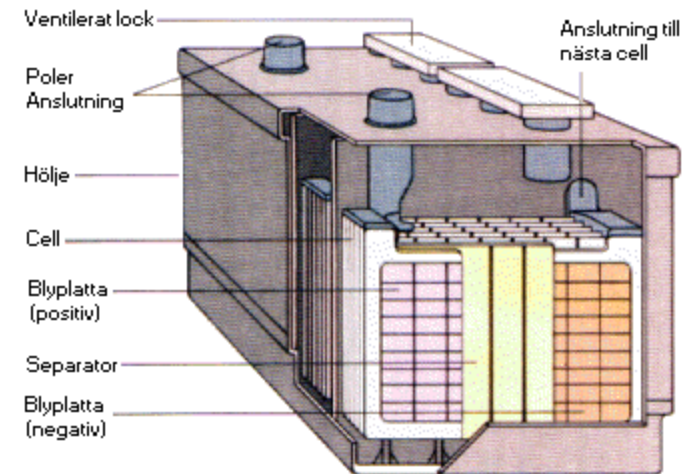
Cell och Batteri



I 9V-batteriet har man seriekopplat 6 st 1,5V-celler för att uppnå totalspänningen 9 Volt.

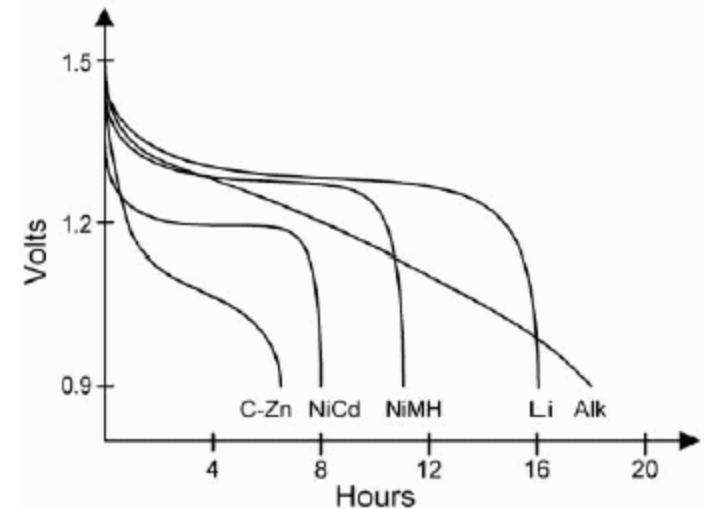
I Bilbatteriet har man seriekopplat 6 st 2V-celler för att uppnå totalspänningen 12 V.

Cellerna är av här av en typ som härstammar från fransmannen Gaston Planté (1859) och som går att både urladda och ladda upp. De kemiska processerna som äger rum vid plattorna är omvändbara, reversibla. Laddningsbara batterier kallas för **sekundärbatterier**.



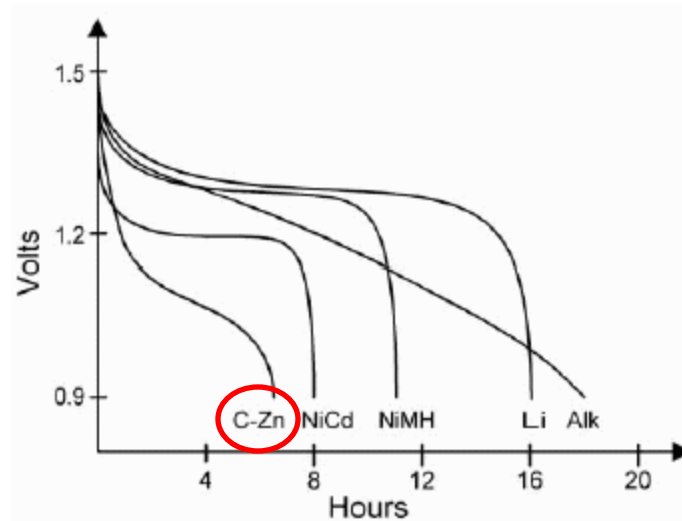
Jämförelser mellan batterityper

Om man ritat urladdningskurvorna för olika batterityper i samma diagram kan man jämföra deras egenskaper. Figuren gäller vanliga 1,5 V AA-celler som på utsidan ser lika ut, men som inuti är av olika teknologier.



Cellerna har urladdats med den konstanta strömmen $I = 100 \text{ mA}$. Ytan under urladdningskurvorna är därför proportionell mot den uttagna elektriska energin ($W = U \times I \times t$, I är konstant).

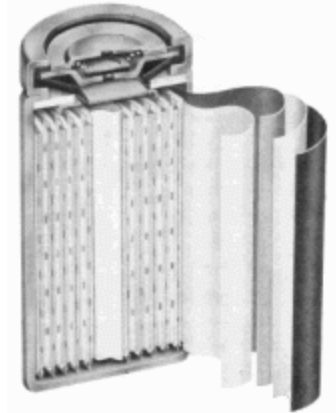
C-Zn



Brunstensbatteriet tappar fort spänningen och har den lägsta kapaciteten - dock tillräcklig för Lucia-kronans ljus. Egenurladdningen är låg - kanske kan överlevna brunstenceller förvaras i kylskåpet till nästa Lucia?

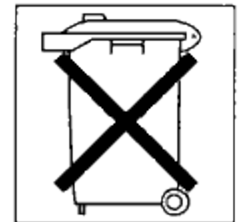
NiCd

Nickel-Cadmium cellens spänning faller snabbt ned till 1,2 V där den håller sig ända tills slutet. Cellen kan laddas upp. Antingen med strömmen $I = C / 10$ under 14 timmar vilket är 40% längre tid än vad som teoretiskt behövs för att ladda cellen. Vid denna låga laddningsström tål cellen överladdning.



Man kan även **snabbladda** cellen tex. med strömmen $I = C$. Laddningen tar då teoretiskt 1 timme, men förutom laddningstiden behöver en "snabbladdare" även övervaka cellens spänning och temperatur eftersom överladdning med denna höga ström är mycket skadlig för cellen.

NiCd-cellens självurladdning är c:a 1%/dygn - efter tre månader är cellen helt tom. Vill man lagra en fulladdad NiCd-cell måste den vara ansluten till en **underhållsladdare** som hela tiden laddar den med en liten ström som uppväger självurladdningsströmmen ($I = 0,05C$).



NiCd

Om NiCd-celler ofta laddas upp innan de urladdats helt kan det uppkomma en sk. minneseffekt. Urladdningskurvan sjunker med c:a 150 mV långt innan cellen tagit slut. Detta borde inte ha någon betydelse, men det kan "lura" den batteridrivna utrustningens elektronik att felaktigt indikera "batteriet slut".

NiMh, Li

NiMH

Nickel-metallhydrid ackumulatoren har högre kapacitet än NiCd-cellen, men för övrigt likartade egenskaper. NiMH-cellen saknar "minneseffekt". Cellen innehåller inga miljöfarliga metaller.



Li

Litium-celler kan ge polspänning på upp till 3,3 V. Det finns 1,5V-celler och det är en sådan som avbildas i diagrammet. Litium är den lättaste metallen och en Litium-cell är c:a hälften så tung som de övriga celltyperna. Självladdningen är låg så cellen kan lagras i upp till 10 år. Kapaciteten är jämförelsens överlägset högsta - men detta är en mycket dyr cell!

Laddbara Litium 3,3V-celler återfinns i din mobiltelefon.

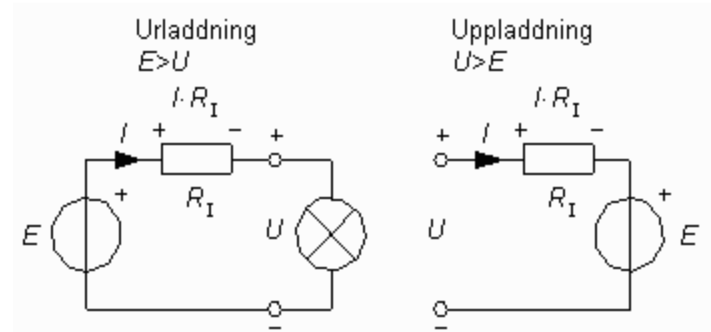
Alk

Alkaline-cellen är en vidareutveckling av brunstenscellen. Den har mycket högre kapacitet än denna och har därför blivit den vanligaste och mest använda batteritypen.

Numera tillverkas Alkaline-cellerna utan kvicksilver, och de innehåller därmed *inga* miljöfarliga metaller.

Emk inre resistans och polspänning

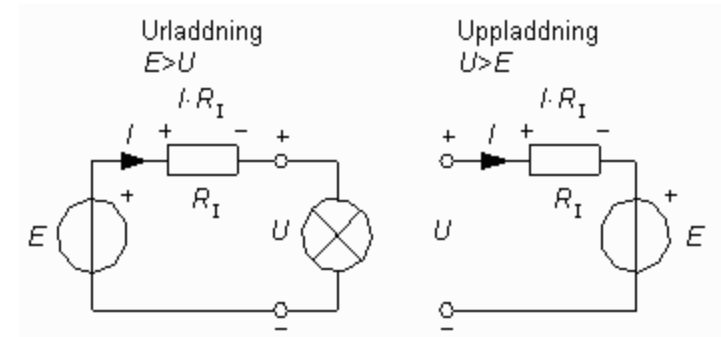
Som en enkel modell för batterier brukar man använda en emk (en ideal spänningskälla) i serie med en inre resistans. Detta är inga konstanter, utan siffervärden som varierar från driftfall till driftfall och med batteriets "kondition".



Man talar om ett batteris **emk** E , **inre resistans** R_I och **polspänning** U (eller med ett ålderdomligt ord, klämspanning). Polspänningen är det man kan mäta utanför batteriet. Om man ansluter en last, tex. en lampa, till batteriet så kommer batteriströmmen att ge upphov till ett spänningsfall över den inre resistansen ($I \times R_I$). Polspänningen blir därför lägre än batteriets emk, $E > U$. Större batterier, med högre kapacitet, har lägre inre resistans och får därmed en polspänning som ligger närmare emk'en.

Emk inre resistans och polspänning

Om man ansluter en polspänning som är *större* än batteriets emk, $U > E$, så flyter strömmen i den motsatta riktningen. Om det är ett **sekundärbatteri**, där de elektrokemiska processerna är reversibla, så kommer batteriet att laddas upp.



Kirchoffs spänningslag ger: $U = I \times R_I + E$

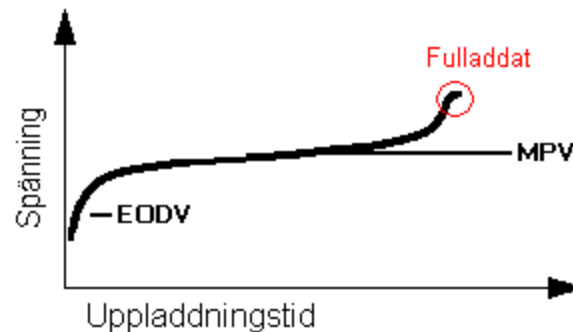
Om man förlänger detta uttryck med " I " får man sambandet mellan tre effekter.

$$U \times I = I^2 \times R_I + E \times I$$

$U \times I$ är effekten till eller från batteriet. $I^2 \times R_I$ är effektförlust inuti batteriet och termen $E \times I$ är ett uttryck för den kemiska energi som tas ur eller lagras i batteriet.

Om man "överladdar" ett batteri så står även termen $E \times I$ för förluster. Vid "överladdning" kan batteriet därför bli överhettat.

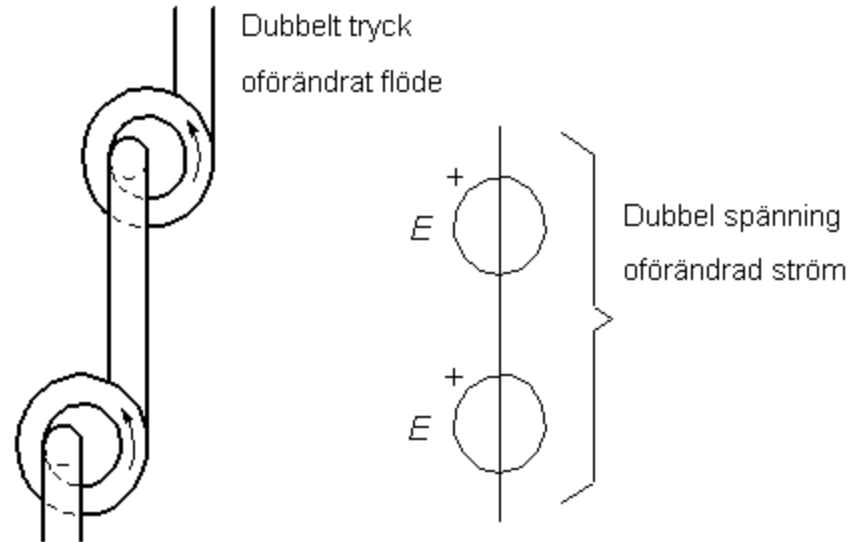
Uppladdningskurvan



Ett batteris uppladdningskurva är i princip urladdningskurvan speglad baklänges. När batteriet är färdigladdat minskar polspänningen i stället för att öka ($-dV$). "Intelligenta" batteriladdare brukar utnyttja detta som "tecken" på att batteriet troligen är fulladdat och avslutar laddningen.

Seriekoppling av celler

En cells spänning bestäms av kombinationen av elektrod-material. Vanliga cellspänningar ligger mellan 1 ... 3 V. För att erhålla högre spänningar seriekopplar man celler. Exempel på detta är 9V-batteriet och 12V-bilbatteriet.



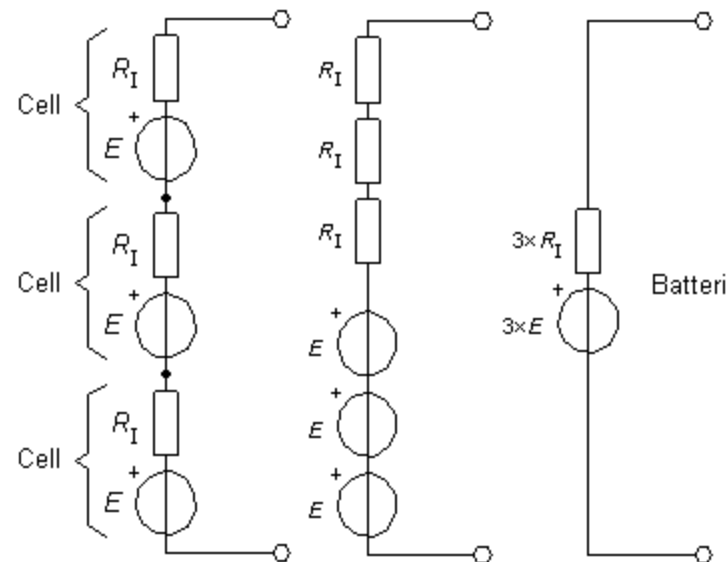
Centrifugalpumpar för vätskor kan seriekopplas för att ge högre lyfthöjd. Det vätskeflöde som kan passera genom pumparna förblir detsamma. På samma sätt ger två seriekopplade celler den dubbla spänningen, medan förmågan att leverera ström är oförändrad.

Exempel - Hur många celler behövs?

Batteriet till en äldre bärbar dator är slut. Valet står mellan att beställa ett nytt till höga "reservdelspriser" eller att själv "plocka ihop" ett batteri av vanliga lösa NiCd-celler.

Hur många NiCd-celler med $E = 1,1 \text{ V}$ och $R_I = 0,1 \Omega$ skulle man behöva?

Först behöver man veta datorns strömbehov. Till datorn finns en nätadaptern och man mäter upp den avgivna spänningen och strömmen vid drift av datorn med en multimeter. Man finner att datorn förbrukar $1,7 \text{ A}$ vid 14 V .



Tre seriekopplade celler. Cellernas E och R_I kan summeras. Det seriekopplade batteriet kan ses som en cell med $3E$ och $3R_I$.

Exempel - Hur många celler behövs?

Det är inte så enkelt att det räcker med 13 celler ($13 \times 1,1 = 14,3$) eftersom batteriets polspänning sjunker när man drar ström ur det.

Så här beräknar man hur många celler n som behövs:

Kirchoffs spänningslag ger:

$$n \times E - n \times R_i \times I - U = 0$$

$$n = U / (E - R_i \times I) = 14 / (1,1 - 0,1 \times 1,7) = 15,05$$

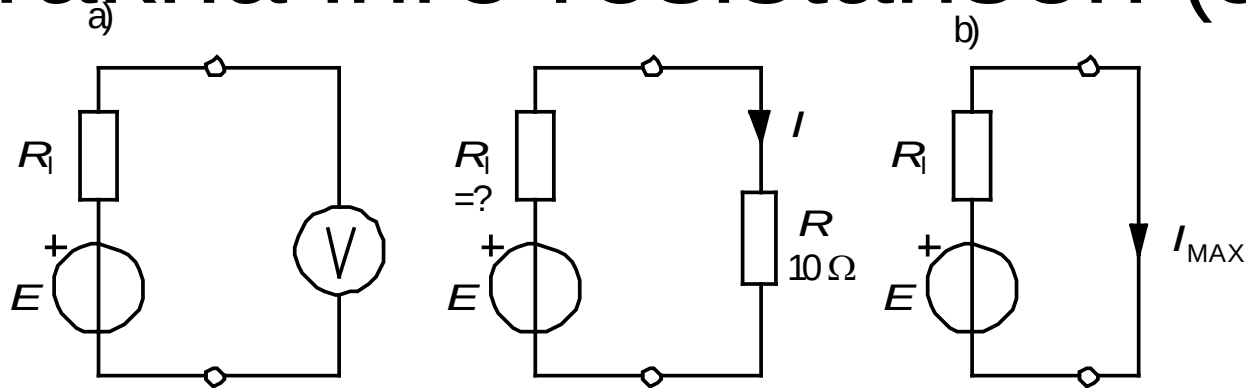


Antalet celler är naturligtvis ett heltal, så i praktiken blir svaret **15 st**.

Det hembyggda datorbatteriet kan bestå av 15 st NiCd-celler.

Man väljer en typ med "lödändar" för att enkelt kunna seriekoppla dem.

Beräkna inre resistansen (5.1)



För att ta reda på ett batteris inre resistans R_i gjorde man två mätningar. Först mätte man batteriets emk med en bra voltmeter $E = 1,4 \text{ V}$, och därefter belastade man batteriet med en resistor $R = 10 \Omega$ och uppmätte då strömmen I genom resistorn till $I = 123 \text{ mA}$.

a) Hur stor var batteriets inre resistans? $R_i = ? [\Omega]$

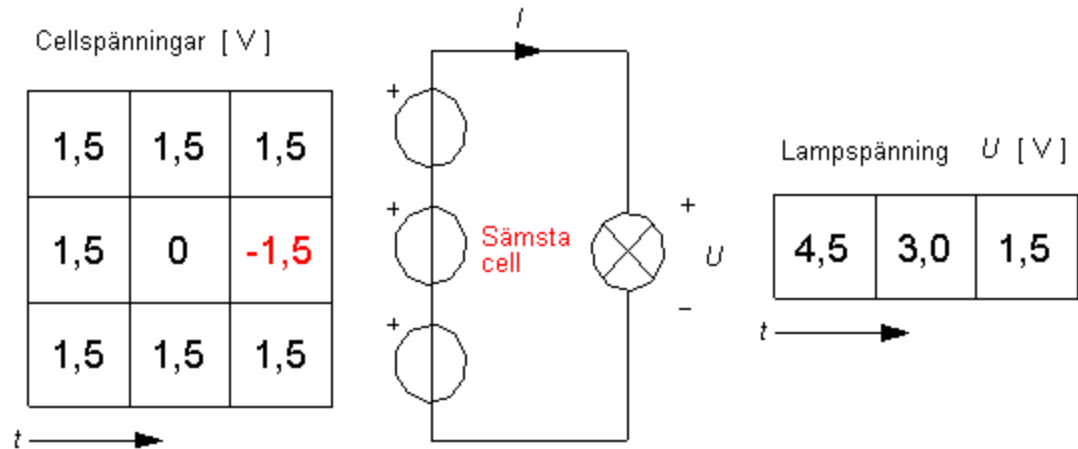
$$I = \frac{E}{R_i + R} \Rightarrow R_i = \frac{E}{I} - R = \frac{1,4}{0,123} - 10 = 1,38 \Omega$$

b) Vilken största ström I_{MAX} skulle man kunna ta ut ur batteriet om detta kortslöts?

$$I_{\text{MAX}} = E/R_i = 1,4/1,38 = 1,01 \text{ A}$$

Risken med seriekoppling – omvänd cellspänning

En ficklampa drivs av tre serie-kopplade celler. Vi antar att en av dem (tex. den mittersta) har sämst kapacitet.



Först lyser lampan normalt med tre seriekopplade celler och lampspänningen 4,5 V. Efter ett tag har den "sämsta" cellen tagit slut och då lyser lampspänningen svagare med 3 V. Om man nu fortsätter med att låta lampan lysa kommer den cell som är slut att "ta emot" ström från de andra två cellerna. Cellen kommer att kemiskt laddas upp, men med fel polaritet, till sist med full felaktig cellspänning -1,5 V!

Lampan får bara 1,5 V över sig och glöder bara svagt. I det här läget tjänar man på att ta ut det tomma batteriet och ersätta det med en "kortslutningstråd" - då skulle lampspänningen åter bli 3 V.

Risken med seriekoppling – omvänd cellspänning

Exemplet visar att det är viktigt att alla celler i en seriekoppling har samma kapacitet. Därför levereras de flesta batteridrivna utrustningar med **Batteripaket** som består av celler som alla tagits från fabriken vid ett och samma tillfälle.

Om cellerna har olika kapacitet får man dålig batteriekonomi, gäller det uppladdningsbara batterier så riskerar man dessutom att den omvända cellspänningen reducerar cellens livslängd.

Kapacitetstalet C [Ah] för ett seriekopplat batteri blir detsamma som för de enskilda cellerna. Om cellerna har olika kapacitet (*detta bör undvikas*) så bestäms kapacitetstalet av den sämsta cellen - när den är slut är hela batteriet i praktiken obrukbart.

Parallellkoppling av celler

Celler finns att få i en mängd olika standardiserade storlekar. Ju större storlek desto högre kapacitet. Det enklaste sättet att få högre kapacitet är således att byta till större celler.



Antalet standardiserade cellstorlekar är mycket stort.

Eftersom batterier är tunga komponenter så skulle detta ibland kunna leda till en ofördelaktig viktfördelning - tänk bara på ett modellflygplan som har batteriet inuti ena vingen, men ingenting inuti den andra! Då kan det vara bättre att fördela kapaciteten över flera parallellkopplade celler.

