

Elektrokemi för lärare i grundskolan och gymnasiet

Lars Eriksson

1 november 2017

Innehåll

Förord	v
1 Bakgrund	1
1.1 Elektrokemiska celler - galvaniska celler - spontana processer - batterier	1
1.1.1 Halvceller och hela celler	1
1.2 Elektrokemiska spänningserien (rikedom - fattigdom)	2
1.2.1 Zinkmetall och kopparjonlösning	3
1.2.2 Listor på reduktionspotentialer eller grafiska representationer	3
1.2.3 Missuppfattningar om anod och katod	6
1.2.4 Vad betyder potentialskillnaden	6
1.2.5 Koncentrationens betydelse för reduktionspotentialen	8
1.2.6 Nernsts formel	11
1.3 Elektrolys - utifrån påtvingade processer	12
1.3.1 Överspänning	13
1.4 Reduktionspotentialer	14
2 Analyismetoder baserade på grundämnenas spänningsserie	15
2.1 Vilken metall är konservburken belagd med?	15
2.1.1 Experimentet i praktiken	15
2.1.2 Kommentarer	16
3 Batterier i praktiken	17
3.1 Kort approximativ batteri-historia	17
3.2 Primärceller - ej uppladdningsbara batterier	18
3.3 Kommentar kring LED - lysdioder som ljuskällor	19
3.3.1 Zn/Cu-batteriet - Daniell-elementet	20
3.3.2 Voltas stapel, citronbatteriet eller gurkbatteriet	22
3.3.3 Brunstensbatteriet	27
3.3.4 Magnesium/Kopparsulfat-batteriet	29
3.3.5 Ett miniatyrbatteri enligt Per-Odd Eggen och Brit Skaugrud	30
3.3.6 Magnesium/Silverklorid-batteriet	33
3.3.7 Aluminium/Luft-batteriet och aluminium/vatten-batteriet	35
3.4 Sekundärceller - uppladdningsbara batterier	38
3.4.1 Bly-batteriet	39
3.4.2 Zink/Nickelhydroxid-batteriet	42
3.4.3 Kadmium/Nickelhydroxid eller NiCd-batteriet	44
3.4.4 Metallhydrid/Nickelhydroxid eller NiMeH-batteriet	45
3.4.5 Bränsleceller	46

4	Korrosion och korrosionsskydd	47
4.1	Korrosion och korrosionsskydd av järn	47
4.1.1	Lite bakgrund	47
4.1.2	Några valda reaktionsformler m.m.	47
4.1.3	Experiment	47
4.1.4	Elevaktiviteter	48
5	Solceller	49
5.1	Traditionella solceller av ”torr typ”	49
5.1.1	pn-övergången	49
5.2	Grätzelceller	50
5.2.1	Konstruktion av Grätzelcellen i praktiken	51
6	Elektrolys	53
6.1	Knallgas ifrån vatten	54
6.2	Klor/alkali-processen, elektrolys av saltvatten	55
6.3	Bestämning av vattnets sammansättning	56
6.4	Elektrolytisk förkoppling eller förzinkning	57
7	Diverse redoxreaktioner	59
7.1	Framställning av järn	59
7.2	Att putsa silver med en cell	61
7.3	Guldpeng-försöket, något som ser ut som en redoxreaktion	63

Förord

Det här är ett kompendium med diverse elektrokemi, några begrepp och lite teoretisk bakgrund samt några, som vi hoppas, klargörande experiment med olika batterier m.m. Innehållet är huvudsakligen riktat till lärare i kemi i grundskolans senare år samt gymnasiet. Endast en del av materialet är tänkt att användas direkt i skolans kemiundervisning, men utveckling pågår.

Materialet utgår i stora delar ifrån en sammanställning och ideer ifrån flera olika källor bl.a. Kemilärarnas ResursCentrum, KRC (www.krc.su.se). På många sätt liknar skolans och gymnasiets kursavsnitt om elektrokemi det som undervisas om på universitetet, på gott och ont kanske... men det är INTE avsikten med detta kompendium att projicera en universitetskurs på skolans område. Kompendiet kan tjäna som inspirationskälla för skolförsök. Gör ett urval vad du använder i skolan och vad du enbart använder för egen del.

Referenser till KRCs informationsblad

Vid flera av experimenten finns referenser till KRCs informationsblad, där laborationer som möjligen är mer anpassade till skolan beskrivs. Här nedan anges titlarna med referens till vilket nummer av Informations-Brevet där beskrivningen finns publicerad.

- Ett enkelt batteri IB 30
- Elektrofores av karamellfärg IB 34
- En lampa som tänds i vatten IB 37
- Zn-luft batteri (Ebbas version) IB 45
- Ev en hemuppgift När rostar spik mest alt. minst? IB 46 Reduktion av järnoxid på en tändsticka IB 50
- Principen för ett batteri IB 63
- Manganets olika oxidationstillstånd IB 67

Kapitel 1

Bakgrund

Varför ska man ägna sig åt elektrokemi? -Allt är elektrokemi! Kanske lite långsökt, tycker en del men om kemiska processer består i att flytta om eller omorganisera var elektronerna håller hus, på vilka atomer de plägar befinna sig oftast, så blir det kanske lättare att tro på att väldigt många reaktioner kan ha en "touch" av elektrokemi över sig i alla fall. Detta behöver naturligtvis inte hindra att vi fortsätter kategorisera kemin i andra områden som syror och baser, jämvikter, kinetik etc.

1.1 Elektrokemiska celler - galvaniska celler - spontana processer - batterier

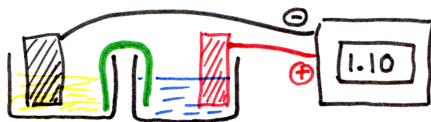
Elektrokemiska celler som sker spontant kallas galvaniska celler eller kort och gott "batterier". I batterier sker en förändring vid vardera plus- och minuspolen som bl.a. innefattar att elektroner spontant, utan hjälp utifrån flyttar sig från ena polen till den andra. Galvaniska celler är ett namn som används för att beskriva batterier och korrosion. Namnet "galvanisk" kommer ifrån en Italiensk forskare vid namn Luigi Galvani som i slutet på 1700-talet beskrev elektriskt relaterade fenomen bl.a. fick han grodlår att sprätta till. Möjligen ansåg han att det var en effekt av "livskraften" hos levande ting, vad nu det antogs vara...

1.1.1 Halvceller och hela celler

Som exempel på galvanisk cell används ofta ett zinkbleck i en zinksulfatlösning och ett kopparbleck i en kopparsulfatlösning. Metallblecken finns i varsin bägare, med samma slags metalljonlösning som blecket. Bägarna förbinds med en jonledande vätskebrygga och vips har vi en vanlig elektrokemisk cell. Potentialskillnaden eller spänningen mellan elektroderna kommer att till en början bli ca 1.10 V för att efter ett tag bli mindre. Cellen urladdas!

Det som inträffar när cellen urladdas kan beskrivas som att zinkmetallen oxideras till zinkjoner samt att kopparjonerna reduceras till kopparmetall. Koncentrationen av zinkjoner kommer att öka och koncentrationen av kopparjoner kommer att minska. Zinkplåten kommer att "frätas" sönder och kopparplåten blir belagd med ett skikt av kopparmetall. Eventuella motjoner i lösningen finns bara med som "åskådare", de deltar inte i processen, i alla fall inte om det är sulfatjoner som i just den här processen.

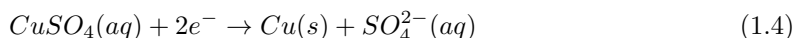
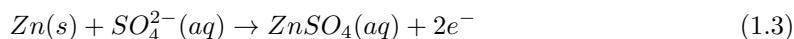




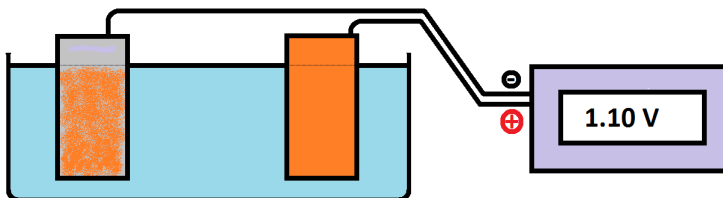
Figur 1.1: En typisk galvanisk cell - zink och koppar med en jonledande saltbro mellan bägarna. En zinkhalvcell i kontakt med en kopparhalvcell



Naturligtvis skulle dessa processer kunna skrivas enligt nedan men det är på sätt och vis, att flytta fokus från den väsentliga processen. Här nedan har det antagits att salterna är sulfater.



Detta är på sätt och vis detsamma som skulle inträffa om alla komponenter blandades i samma bägare: Kopparjonerna skulle reduceras till kopparmetall och zinkmetallen bilda zinkjoner. Det finns dock några viktiga skillnader. Zinkplåten kommer att oxideras och elektronerna som frigörs kommer att konsumeras av kopparjoner som reduceras till kopparmetall och faller ut på zinkplåtens yta. Om kopparskiktet blir tätt avstannar processen.



Figur 1.2: Zink/koppar-elementet med båda elektroderna i samma kärl

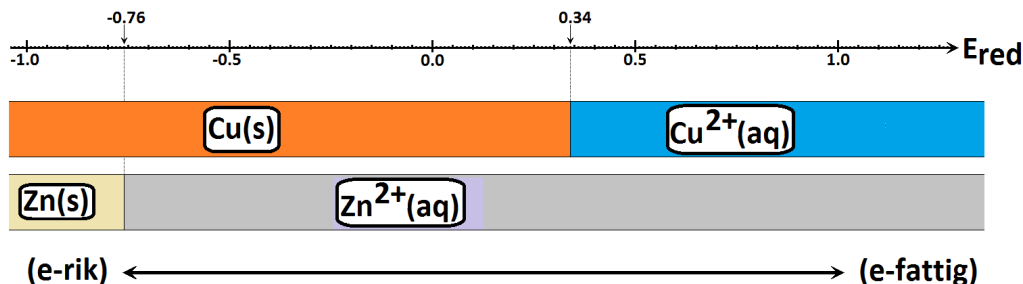
1.2 Elektrokemiska spänningserien (rikedom - fattigdom)

Olika grundämnen håller olika hårt i sina elektroner, ungefär på samma sätt som att olika syror släpper ifrån sig vätejoner olika lätt. Det är alls icke bara metaller som deltar i elektro-kemiska fenomen, bl.a. vatten och syrgas förekommer ofta i korrosionssammanhang. Det går bra att kategorisera hur lätt/svårt det är för elektronerna att sitta kvar på atomerna som en slag egenskap vi kan kalla "ädelhet". Ädla atomer är till exempel silver, koppar, syret i vattenmolekyler, kloridjoner etc... Olika grundämnen förekommer i olika former. Som exempel grundämnet koppar användas, som (i laboratoriet) kan hittas som kopparmetall, $\text{Cu}(\text{s})$ eller kopparjoner i vattenlösning, $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$. Koppar är en ädel metall, den håller "hårt" i sina elektroner men kopparjoner å andra sidan håller "ännu mera hårt" i de kvarvarande elektronerna. Kopparjonerna borde alltså vara mera "ädlare" än kopparmetall. Det är kanske okonventionellt att prata om kopparjonernas "ädelhet" även om det borde göras.

... Zn, Fe, Pb, H, Cu, Ag, O, Cl, ...

Figur 1.3: En förenklad bild av den elektrokemiska serien. Till vänster sitter elektronerna löst, ämnena oxideras lätt och till höger sitter elektronerna hårdare fast, det är svårare att oxidera dessa ämnen.

Det blir tydligare om såväl den reducerade formen som den oxiderade formen av respektive grundämnen visas. Zink står till vänster i serien ovan, och koppar till höger (om zink). Detta kan också beskrivas som att zinkmetall oxideras lättare än kopparmetall, eller att kopparjoner reduceras lättare än zinkjoner. Det senaste påståendet är dock inte särskilt tydligt om bara "serien" ovan används. De oxiderade formerna av respektive grundämnen måste underförstås i så fall... Vi rekommenderar att de åskådliggörs explicit, exempelvis grafiskt med s.k. "enkla diagram" enligt nedan.



Figur 1.4: Två grundämnen (Cu och Zn) i den elektrokemiska serien med existensområden för olika redoxformer av vardera ämnet. Reduktionspotential-axeln kan tolkas som att värdet anger omgivningens relativa elektronrikedom eller elektronfattigdom.

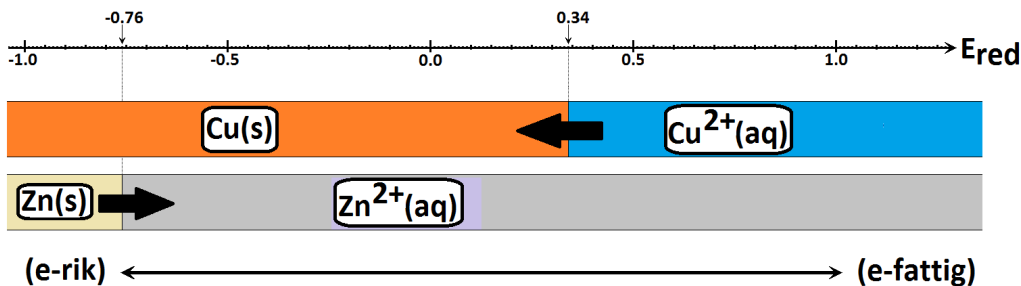
Ädla specier kan existera i en elektronfattig omgivning medan mindre ädla specier behöver en elektronrik omgivning för att kunna existera.

1.2.1 Zinkmetall och kopparjonlösning

Kan en bit zinkmetall samexistera med en lösning av kopparjoner i kontakt med varandra? Med hjälp av diagrammet syns det att zinkmetall enbart existerar i en elektronrik miljö medan kopparjoner existerar i en elektronfattig miljö. Kan då miljön vara både elektronrik och elektronfattig samtidigt? Nej, därför kommer zinkmetallen att oxideras och kopparjonerna att reduceras. Existensområdena för de bildade zinkjonerna och kopparmetallen överlappar varandra och därmed kan samexistens antas.

1.2.2 Listor på reduktionspotentialer eller grafiska representationer

Experimentella data för gruppering av olika ämnen i en elektrokemisk serie, eller ädelhetsserie ges ofta i tabellformat. Här nedan ger vi ett urval av olika reduktioner. Observera att några grundämnen finns representerade på flera rader, samt att reduktionspotentialen är ibland bl.a. beroende på pH i lösningen.



Figur 1.5: Zn(s) oxideras till $Zn^{2+}(aq)$ och $Cu^{2+}(aq)$ reduceras till Cu(s).

Tabell 1.1: Några reduktionspotentialer

Halvcellsreaktion (reduktion)	E^0 (V)
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$	-0.7628
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	-0.409
$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Pb(s)$	-0.1263
$2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$	0.0000
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	0.3402
$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-(aq)$	0.401
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq)$	0.770
$Ag^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$	0.7996
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O(l)$	1.229
$Cl_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-(aq)$	1.3583

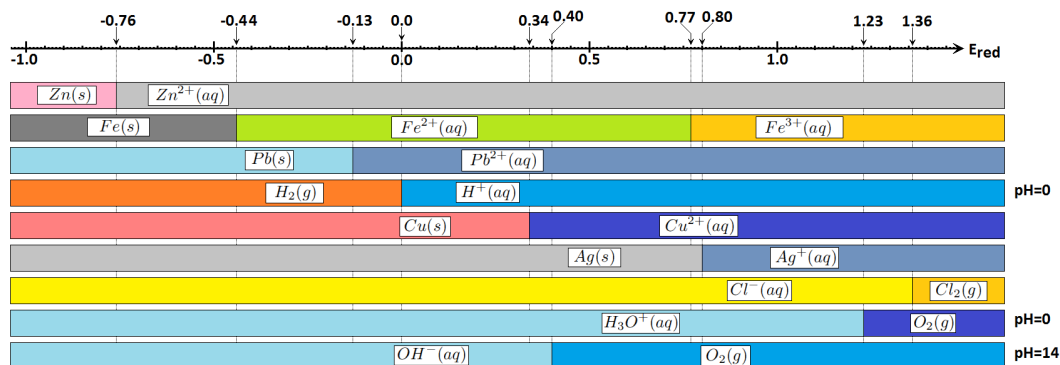
Motsvarande grafiska representation av redoxdata för samma grundämnen skulle kunna se ut om nedan. Iden är kort och gott att: Om existensområdena för två olika specier överlappar varandra vid någon viss reduktionspotential kan de samexistera utan att reagera med varandra. Strängt taget går reaktion inte att utesluta men de reagerar i alla fall inte utifrån ett redoxhänseende. En knepig tolkning är t.ex. att vätejoner, $H^+(aq)$ och hydroxidjoner $OH^-(aq)$ kan samexistera, något som är helt korrekt ifrån ett redox-resonemang, inget av de ingående elementen behöver byta oxidationstillstånd. Ifrån ett syra/bas-resonemang kan de inte samexistera, i alla fall inte som dominerande former men grafen nedan antyder enbart något om redoxbenägenheten.

Produktion och konsumtion av elektroner - minuspol och pluspol

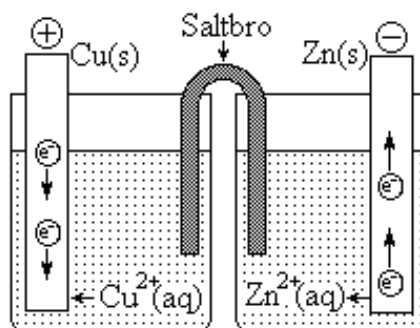
En typisk elektrokemisk cell uppbyggd ifrån zink och koppar kan schematiskt beskrivas som den nedan. Figuren nedan visar det s.k. Daniell-elementet, byggt av koppar och zink samt motsvarande metalljonlösningar. De båda halvcellerna separeras från varandra via en jonledare (saltbro). Vid pluspolen konsumeras elektroner för att reducera $Cu^{2+}(aq)$ till kopparmetall och vid minuspolen produceras elektroner när zinkmetallen oxideras till $Zn^{2+}(aq)$.

Minnesregler för galvaniska celler

Några enkla minnesregler kan formuleras om vad som sker vid respektive pol i galvaniska celler. Den första regeln är enbart giltig i galvaniska celler, inte vid elektrolys.



Figur 1.6: Grafisk representation av halvceller ifrån tabellen ovan.



Figur 1.7: En typisk galvanisk cell - koppar/zink. Vid pluspolen flödar elektroner in i halvcellen (neråt) och vid minuspolen flödar elektroner utåt (uppåt) ur den halvcellen.

- Vid minuspolen sker en oxidation.
- Vid pluspolen sker en reduktion.

Pluspolen blir just positiv p.g.a. att det åtgår elektroner, de förbrukas när någon reduktion sker och minuspolen blir negativ just därför att elektroner produceras i överskott då något vid minuspolen oxideras. Ytterligare en minnesregel är:

- oxidAtion - Avgivande av elektroner. (Observera versalt "A")
- redUktion - Upptagande av elektroner. (Observera versalt "U")

Minnesregler för orden anod och katod

Ibland förekommer begreppen *katod* och *anod* i elektrokemiska sammanhang. Det är grekiska ord som ungefär betyder "väg inåt eller neråt" samt "väg utåt eller uppåt". I enlighet med riktningen på elektronströmmen i figuren syns det att anoden är den elektroden där det sker en

oxidation vid samt att katoden är elektroden där det sker en reduktion vid. I galvaniska celler råkar katod vara plus respektive anod minuspol. En allmängiltig regel baserad på vokaler och konsonanter, är:

- Anod och oxidation börjar båda på vokal.
- Katod och reduktion börjar båda på konsonant.

PKNA-regeln och PANK-regeln

Den ofta citerade och okritiskt använda regeln ”positiv anod negativ katod”, d.v.s. PANK-regeln är felaktig för galvaniska celler, däremot riktig för elektrolyser! En möjlig anledning till att PANK-regeln ibland framförs som en generell regel är ju att den i princip är riktig vid elektrolyser eller processer där externa spänningskällor används som exempelvis inom eläran i fysiken. Fysiken står kanske över kemin ur ett maktperspektiv och därmed har det skapats en generell regel som tidvis är fel.

- Positiv Katod och Negativ Anod vid galvaniska celler.
- Positiv Anod och Negativ Katod vid elektrolyserreaktioner.

1.2.3 Missuppfattningar om anod och katod

Angående bruket av orden ”anod” respektive ”katod” tycks det som att de ibland, faktiskt rätt ofta rätt och slätt anges som synonymer för ”plus” och ”minus”. Det duger naturligtvis (i princip) att alltid anta att PANK-regeln är korrekt under förutsättning att man enbart ägnar sig åt elektrolyser, aldrig spontana galvaniska processer. Då är den samtidigt rätt meningslös eftersom den ersätter orden plus och minus med två svårförståeliga grekiska ord. Möjligen ska inte orden anod och katod användas överdrivet, bättre då med plus- och minuspol.

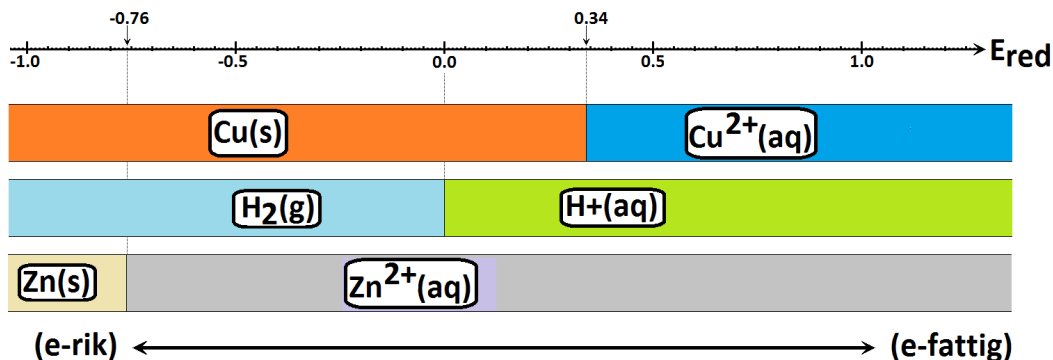
1.2.4 Vad betyder potentialskillnaden

Vilken information fås ifrån den spänning som kan avläsas på en voltmeter? Antag att du har placerat plåtar av koppar och zink i ättika (alltså lösning med vätejoner), då kommer zinken att reagera under bildning av zinkjoner och vätgas men det händer ingenting med kopparn. Det blir inte självklart ett galvaniskt element. Om istället blecken doppas ned i ättika hopkopplade med en yttre ledning och en voltmeter kommer voltmeteren att visa en spänning som är differensen mellan en vätgaselektrod ($E^0 = 0$ V, vätgasutvecklingen på koppar) och en zinkelektrod ($E^0 = -0.76$ V). Vanligtvis blir det omkring 0.7 V vid denna typ av celler.

Cellens beståndsdelar bestämmer i stort sett cellspänningen

Är det känt vad som händer vid ena polen? Om det finns ett bra förslag på reaktionsformel vid den ena polen, så kan cellspänningen användas för att ta reda på vad som försiggår vid den andra polen. Skillnaden mellan potentialen vid plus och minuspol anges som cellspänning.

- Om vi antar att det är zinkmetall som oxiderar vid minuspolen och vi detekterar ca 0.7 V cellspänning är det rimligt att gissa att pluspolens reaktion har något med vätejoner och vätgas att göra. Detta är rimligt även om det finns en kopparplåt närvarande, eftersom den enbart tjänar som elektrisk kontakt.
- Vid tillsats av lite kopparjoner vid pluspolen bör cellspänningen stiga till i närheten av 1.1 V.



Figur 1.8: Existensområden för Zn, H och Cu som funktion av omgivningens elektronrikedom.

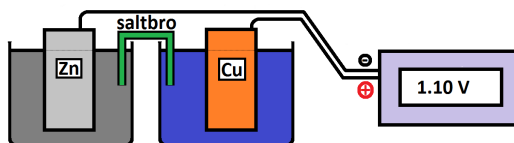
- Om man inte har vätejoner där då? (Prickig korv t.ex. som jonledare). Vätejonkoncentrationen är väldigt låg och det troliga är att ett annat oxidationsmedel tar över nämligen det syre som alltid finns närvarande i alla elektrolyter. Då bildas troligen inte zinkjoner utan antagligen zinkhydroxid. Vid korrosionsexperiment med en zinkplåt och en järnplåt i svag saltlösning syns fällningen. Då är ju cellen kortsluten och reaktionen sker verkligen. När man mäter på en cell med ett mätinstrument så är det svårare att se några bildade produkter eftersom det enbart går väldigt lite ström genom kretsen.

1.2.5 Koncentrationens betydelse för reduktionspotentialen

Koncentrationen av joner har ganska lite betydelse för cellens *emk* så länge den inte ändras med många tiopotenser. Normalpotentialen, som definieras vid det s.k. standardtillståndet, då koncentrationen 1 mol/dm^3 används för ingående jonslag, duger gott för överslagsberäkningar om inga utfällningar av svårslösliga föreningar eller någon komplexbildning sker.

Daniellcellens spänning och koncentrationsberoende

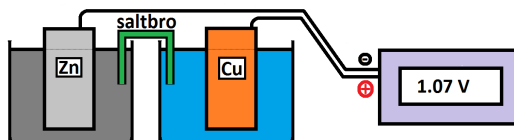
Från början antar vi att koncentrationen för var och en av jonerna är 1 mol/dm^3 , därmed blir cellspänningen, $E_{\text{mk}} = 1.10 \text{ V}$.



Figur 1.9: Zink/koppar-cellen vid standardtillsånd d.v.s. när [joner] är 1.00 mol/dm^3 .

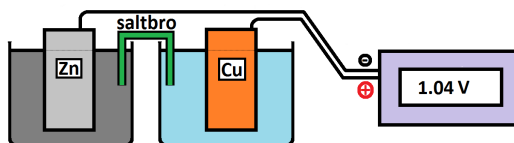
Tillsats av vatten till kopparhalvcellen

Tillsätts vatten i kopparhalvcellen så att koncentration av kopparjoner, $[Cu^{2+}(aq)]$ blir 0.1 mol/dm^3 , ändras cellspänningen bara marginellt trots att koncentrationen ändras en faktor 10.



Figur 1.10: Zink/koppar-cellen då $[Zn^{2+}(aq)] = 1.00 \text{ mol/dm}^3$ och $[Cu^{2+}(aq)] = 0.10 \text{ mol/dm}^3$.

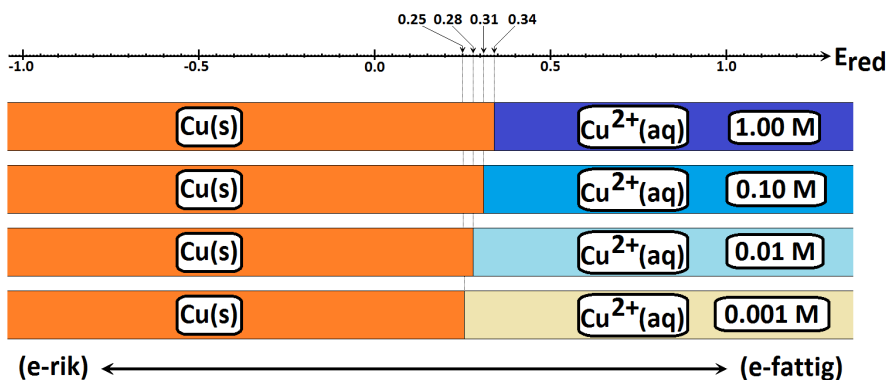
Cellspänningen ändras lika mycket igen vid ytterligare utspädning av jonlösningen i kopparhalvcellen så att koncentration av kopparjoner, $[Cu^{2+}(aq)]$ blir 0.01 mol/dm^3 . Totala förändringen av koncentrationen från standardtillstånd är nu en faktor 100.



Figur 1.11: Zink/koppar-cellen då $[Zn^{2+}(aq)] = 1.00 \text{ mol/dm}^3$ och $[Cu^{2+}(aq)] = 0.01 \text{ mol/dm}^3$.

Koncentrationsberoendet av kopparhalvcellens potential

Späds kopparjonlösningen till 10% eller bara 1% av ursprungskoncentrationen så ändras kopparhalvcellens reduktionspotential med 0.03 V för varje faktor 10 i utspädning. Detta är något som gäller generellt för alla redoxprocesser där två elektroner omsätts per molekyl som reduceras. Är det bara en elektron per molekyl som är föremål för någon redoxprocess blir motsvarande värde 0.06 V. Mer om det senare vid den s.k. Nernsts ekvation.



Figur 1.12: Enkla diagram för en kopparhalvcell med tre olika koncentrationer.

Tillsats av ammoniak till vardera halvcellen i Daniell-elementet

Samma Daniellcell som tidigare kan användas för att bestämma spänningens beroende på hur mycket ammoniak det finns i de olika halvcellerna. Generellt minskar reduktionspotentialen för ett redox-par om koncentrationen av den oxiderade formen minskar. Eftersom cellspänningen för hela celler, $E_{cell} = E_+ - E_-$ så kan cellspänningen både öka eller minska då den ena eller andra jonlösningens koncentration blir lägre. Såväl kopparjoner som zinkjoner bildar starka komplex med ammoniak så flera olika kombinationer är möjliga.

Cellschema för Daniellcellen (vid standardtillstånd)



Experiment med Daniellcellen

- Ställ i ordning en Daniellcell, mät cellspänningen. Tillsätt därefter ammoniak i kopparhalvcellen.
- Jämför med vad som händer när du binder zinkjonerna: Koppla en likadan cell som ovan, men håll ammoniaklösningen i zinkhalvcellen, den här gången. Mät cellspänningen!

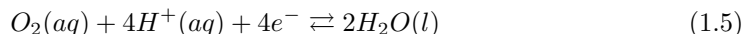
Kopparjoner respektive zinkjoner binds som komplex d.v.s. koncentrationerna av de fria jonerna minskar flera tiopotenser. Koncentrationens betydelse för elektrodpotentialerna och för cellens spänning ges av Nernsts formel.

Minnesregler för potentialens koncentrationsberoende

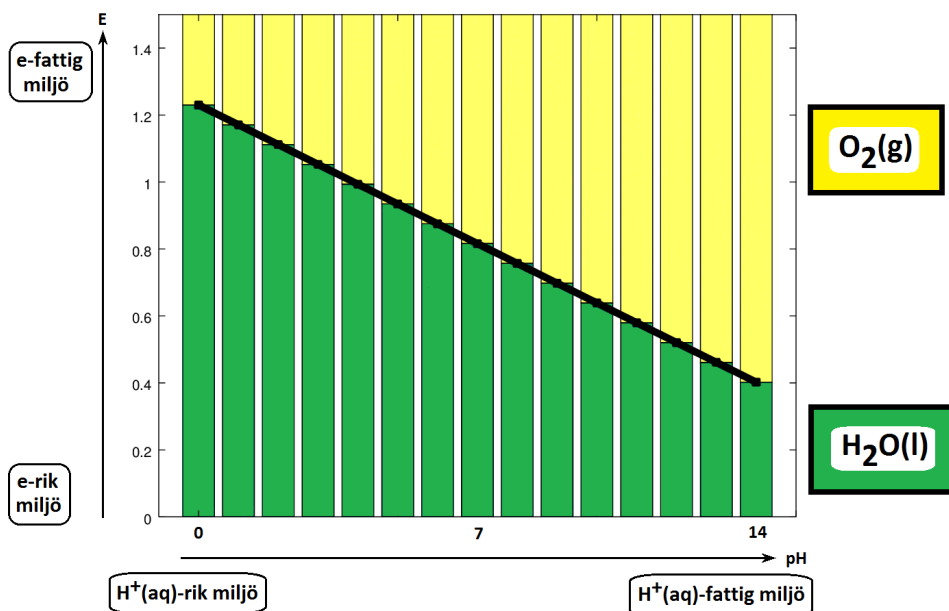
- Enligt Nernsts ekvation ger en tiopotens ändring i koncentration av den jon som reduceras n steg, en ändring i elektropotential motsvarande:

$$\Delta E = \frac{RT \ln(10)}{nF}$$

- Elektropotentialen (för en halvcell) minskar med 0.06 V (0.0596 V vid 298 K) för varje tiopotens som koncentrationen minskar när det gäller envärda joner (en elektron som omsätts vid redoxreaktionen).
- När två elektroner omsätts, ex.vis. vid reduktion av tvåvärda joner minskar värdet med 0.03 V för varje tiopotens ändring av koncentrationen.
- Ett vanligt exempel är den stora skillnaden mellan vätejonens reduktion i sur, neutral och basisk miljö. $E^0 = 0$ V i sur miljö (pH = 0, d.v.s. $\{H^+(aq)\} = 1$), men bara -0.41 V för rent vatten (pH = 7) och -0.82 V för basiskt vatten (pH = 14).
- Syrgasens reduktionspotential som funktion av omgivningens pH visas i figuren nedan. Ett antal enkla diagram (stående på höjden), ett vid varje pH-värde anger om syre föreligger som syrgas eller reducerat till vatten.



- Ju fler vätejoner som finns tillgängliga desto färre elektroner behövs för att jämvikten ska upprätthållas. Färre elektroner betyder elektronfattig miljö.



Figur 1.13: Ett antal (vertikala) enkla diagram för reduktionen av syrgas vid olika pH.

1.2.6 Nernsts formel

För att beräkna potentialer vid någon speciell koncentration på ingående jonslag används den s.k. Nernsts formel. Om den bör användas är en relevant fråga och definitivt ska man kanske vara försiktig med formler så att kemin inte döljs av matematiken. Till synes olika varianter av Nernsts ekvation förekommer dessutom, vilket också kan vara en källa till förvirring. Ett vanligt förekommande uttryck är den nedan.

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[ox]}{[red]} \right) \quad (1.6)$$

Observera att den ovan givna formeln enbart duger för halvceller, den duger inte för hela celler. Halvcellen som formeln ovan refererar till kan symboliskt formuleras som nedan. En oxiderad form, *ox* reduceras av *n* st. elektroner och bildar en reducerad form *red*.



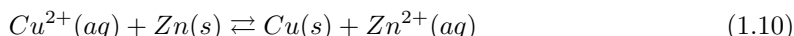
Ett konkret exempel är t.ex. reduktionen av kopparjoner till kopparmetall. Där representerar $Cu^{2+}(aq)$ den oxiderade formen, d.v.s. *ox* och kopparmetallen representerar den reducerade formen.



Koncentrationsberoendet för kopparhalvcellens reduktionspotential kan alltså skrivas enligt nedan. Observera att rena fasta faser ersätts med ettor i uttrycket.

$$E = E^0 + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{[Cu^{2+}(aq)]}{1} \right) = E^0 + \frac{RT}{2F} \ln ([Cu^{2+}(aq)]) \quad (1.9)$$

Hur fungerar det då med en hel cell? Som exempel kan hela zink-koppar-cellen användas. En reaktionsformel för vad som händer kan formuleras som nedan.

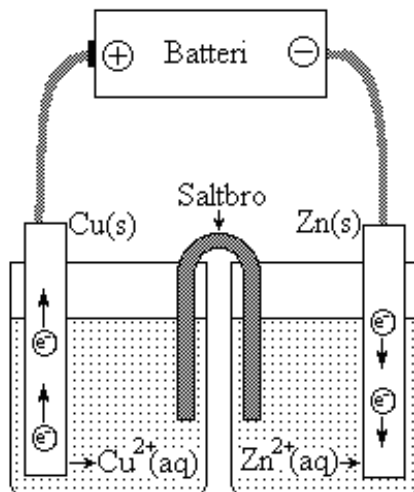


Här går det inte att identifiera en "ox-form" respektive en "red-form". Det finns helt enkelt två olika ox-former respektive två olika red-former. Det är dags att beskriva Nernsts ekvation lite annorlunda, på ett sätt som är fullständigt generellt och fungerar för såväl halva celler som hela celler. Som vanligt ersätter vi fasta faser med ettor i uttrycket för reaktionskvoten, *Q*. För att markera att det gäller en hel cell använder vi symbolen E_{cell} .

$$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{RT}{nF} \ln(Q) = E_{cell}^0 - \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{[Zn^{2+}(aq)]}{[Cu^{2+}(aq)]} \right) \quad (1.11)$$

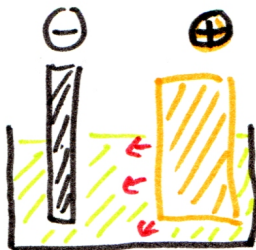
1.3 Elektrolys - utifrån påtvingade processer

Processer som inte är spontana kan drivas genom s.k. elektrolys. Om exempelvis Daniellcellen ska drivas baklänges kan ett externt batteri utnyttjas för att reversera den vanliga spontana processen. Spänningen måste vara större än motsvarande spontana process och gärna lite till för att kompensera eventuell s.k. "överspänning" och få fart på reaktionerna. Alltför stor elektrolysspänning bör dock undvikas av säkerhetsskäl.



Figur 1.14: Ett reverserat Daniellelement, en enkel variant av en elektrolyscell

Elektrolytiska processer används ibland för att få annars icke spontana reaktioner att ske. Exempelvis kan guld enkelt lösas i saltsyra om guldbiten kopplas till pluspolen vid en elektrolys. Som minuspol kan någon lämplig metall som inte själv reagerar med saltsyra användas.



Figur 1.15: En bit guld löses enkelt om det kopplas till pluspolen i en elektrolyscell vid ca 3V elektrolysspänning. Normalt är guld inert mot det mesta, dock inte mot en pluspol på ett batteri...

1.3.1 Överspänning

Ibland kan det tyckas att reaktionen inte startar, den tycks lite "trög", förrän spänningen ökas till lite mer än vad som teoretiskt förutsetts. Denna extra spänning kan vara i storleksordningen 0.5 - 1.0 V. Fenomenet kallas ibland att olika metaller har olika överspänning för olika processer. Ska exempelvis en vattenlösning sönderdelas i vätgas och syrgas bör gärna ca 2 V användas istället även om ca 1.3 V som borde räcka enligt standardreduktionstabellerna.

1.4 Reduktionspotentialer

Tabell 1.2: Standardreduktionspotentialer

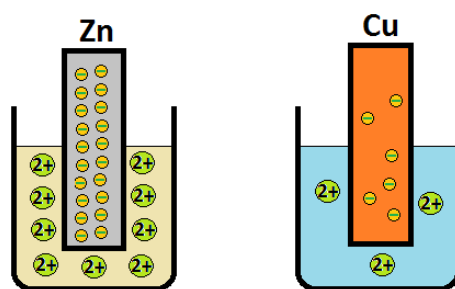
Halvcellsreaktion (reduktion)	E^0 (V)
$Li^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Li(s)$	-3.045
$K^+(aq) + e^- \rightleftharpoons K(s)$	-2.924
$Rb^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Rb(s)$	-2.925
$Cs^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Cs(s)$	-2.923
$Na^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Na(s)$	-2.7109
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Mg(s)$	-2.375
$Nd^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Nd(s)$	-2.246
$U^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons U(s)$	-1.8
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Al(s)$	-1.706
$Ti^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Ti(s)$	-1.63
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$	-0.7628
$Cr^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cr(s)$	-0.557
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	-0.409
$Mn(OH)_3(s) + e^- \rightleftharpoons Mn(OH)_2(s) + OH^-(aq)$	-0.409
$PbSO_4(s) + 2e^- \rightleftharpoons Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	-0.356
$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Ni(s)$	-0.23
$AgI(s) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + I^-(aq)$	-0.1519
$Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Sn(s)$	-0.1364
$Pb^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Pb(s)$	-0.126
$2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$	0.0000
$AgBr(s) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + Br^-(aq)$	0.0713
$S(s) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2S(aq)$	0.141
$Cu^{2+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Cu^+(aq)$	0.158
$SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2SO_3(aq) + H_2O(l)$	0.20
$AgCl(s) + e^- \rightleftharpoons Ag(s) + Cl^-(aq)$	0.2223
$IO_3^-(aq) + 3H_2O(l) + 6e^- \rightleftharpoons I^-(aq) + 6OH^-(aq)$	0.26
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$	0.3402
$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-(aq)$	0.401
$I_2(aq) + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-(aq)$	0.535
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq)$	0.770
$Ag^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$	0.7996
$NO_3^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \rightleftharpoons NO(g) + 2H_2O(l)$	0.8
$AuCl_4^-(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Au(s) + 4Cl^-(aq)$	0.994
$Br_2(aq) + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-(aq)$	1.087
$MnO_2(s) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}(aq) + 2H_2O(l)$	1.208
$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O(l)$	1.22
$Cl_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-(aq)$	1.36
$Au^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Au(s)$	1.42
$Mn^{3+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Mn^{2+}(aq)$	1.51
$MnO_4^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^- \rightleftharpoons MnO_2(s) + 2H_2O(l)$	1.679
$PbO_2(s) + SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$	1.685
$F_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-(aq)$	2.87

Kapitel 2

Analysmetoder baserade på grundämnenas spänningsserie

2.1 Vilken metall är konservburken belagd med?

Konservburkar tillverkas ibland av metall och ibland beläggs de även med ett skyddande skikt. Metallen som burken är konstruerad av är ofta antingen aluminium eller också järn. Testa med en magnet för att bestämma vilken metall det är. Aluminiumburkar är ofta ordentligt skyddade genom ett starkt och tätt oxidskikt. Järnburkar är enklare att experimentera med.



Figur 2.1: Två olika metaller, exempelvis zink och koppar kommer att visa olika tendens för att oxideras och därmed visa olika tendens att skapa ett "överskott" av elektroner i metallerna. Med en känslig voltmeter kan dessa tendenser mätas.

Elektrolytlösningen är relativt oväsentlig, det funkar utmärkt med vanligt kranvatten eller saltvatten. Även avjoniserat vatten fungerar även om strömmarna blir ytterst små och därmed kan ge avvikande resultat i och med att mätinstrumenten belastas.

2.1.1 Experimentet i praktiken

Konservburkar i metall, exempelvis sådana som det varit konserverad frukt i och några metallbitar behövs. Utöver detta behövs lite elektrolytlösning, eventuellt med lite lösta salter samt en känslig höghögspänning voltmeter. Gärna en pH-meter som kan användas direkt som mV-mätare. Ett problem är om det finns flera olika metaller exponerade i konservburken. Då blir resultatet något slags medelvärde.

Utförande

I princip kan experimentet göras på två olika sätt.

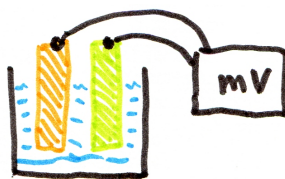
- Jämför med kända metaller, notera potentialskillnaden och leta efter lämpliga alternativ på samma potential-avstånd i tabellerna.
- Testa med olika kända metaller tills det blir ett liten potentialskillnad. Då kanske det är samma metall i burk som referens.



Figur 2.2: Elektrokemisk analys av okänd metall i konservburk. Observera att testmetallen och burken inte får komma i kontakt med varandra, det bör vara elektrolyt mellan dessa. Till höger visas konservburk jämförd med en bit zinkmetall. Konservburken är ansluten till minuspolen och pluspolen till referensen, i det här fallet zink. Den negativa potentialskillnaden antyder att zink ligger 0.475 V under konservburken.

2.1.2 Kommentarer

Naturligtvis behövs ingen konservburk som ena polen, det fungerar bra med två elektroder i en elektrolytlösning som visas i figuren nedan där ett zink-bleck och ett kopparbleck ger 0.62 V potentialskillnad i kranvatten och 0.70 V i saltvatten. Potentialskillnaden verkar dock variera med tiden. Observera att zink och koppar genast för tankarna till Daniell-elementet som har 1.10 V vid standardtillstånd för samtliga komponenter, men det är ju långtifrån standardtillstånd för några elektrolytlösningar i detta fall om det ens finns någon likhet. Principiellt mäts enbart skillnaden i tendens för metallerna att avge elektroner eller annorlunda uttryckt: tendensen för metallerna att oxideras. Metallytornas textur påverkar en hel del, en slät yta respektive en skrovlig yta har olika tendenser att oxideras.



Figur 2.3: Två olika metallbitar i samma elektrolytlösning ger en potentialskillnad. Är den ena metallen känd kan man (kanske) hitta vilken den andra borde vara.

Kapitel 3

Batterier i praktiken

3.1 Kort approximativ batteri-historia

Några årtal och batterityper eller innovationer.

1800: Voltas stapel.

1836: Daniell-cellen, Zn-Cu.

1859: Planté-cellen, blybatteriet.

1868: Leclanché, brunsten-zink, våta celler.

1888: Gassner, brunsten-zink, torra celler.

1899: Junger, NiCd.

1901: Edison, NiFe och NiZn.

1960: Alkaliska uppladdningsbara NiCd.

1970: Slutna blybatterier.

1990: Nickel/metallhydrid-batterier.

1990: Litiumbatterier.

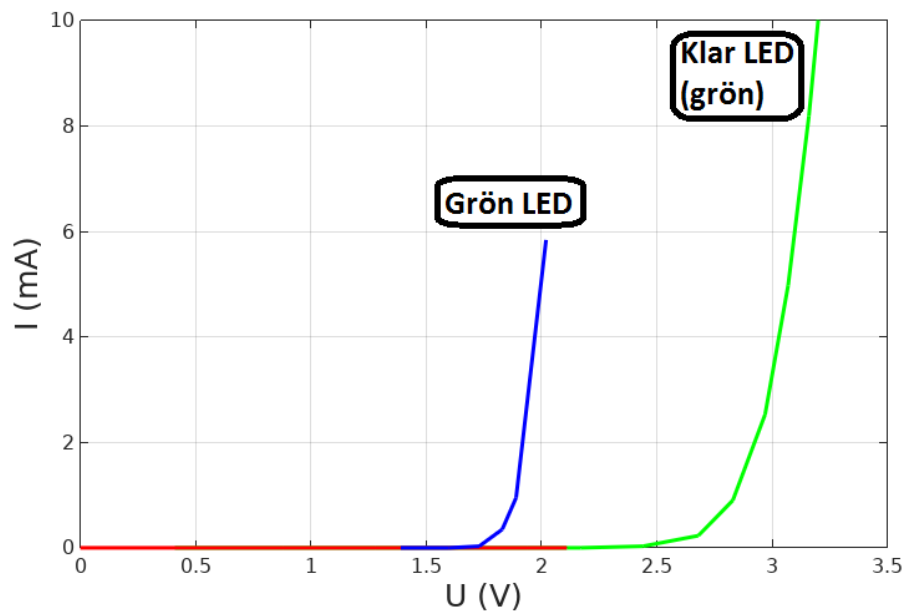
3.2 Primärceller - ej uppladdningsbara batterier

Någon riktig klar gräns mellan uppladdningsbara och ej uppladdningsbara batterier existerar inte men det är ändå brukligt att dela in batterier i dessa kategorier. Här nedan presenteras först några primärceller, några som finns i praktiskt bruk i det omgivande samhället och några som enbart är till för undervisningssyfte. Ett av de mer välkända primärbatterierna är det s.k. brunstensbatteriet som anses som icke uppladdningsbart. Det är inte heller uppladdningsbart annat än delvis. Tidvis förekommer

- Zink-koppar, Daniellelementet.
- Voltas stapel eller citronbatteriet.
- Brunstensbatteriet.
- Magnesium/silverklorid-batteriet.
- Magnesium/kopparsulfat-batteriet.
- Aluminium-luft, en slags metalldriven bränslecell.

3.3 Kommentar kring LED - lysdioder som ljuskällor

I många fall där olika galvaniska celler (batterier) konstrueras vill man gärna ansluta en lysdiod för att visa att ett batteri verkligen konstruerats. Naturligtvis kan potentialskillnader mellan plus- och minuspol mätas med olika mätinstrument men det är kanske enklare, roligare och billigare att få en lysdiod (LED) att lysa.



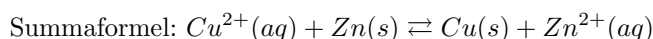
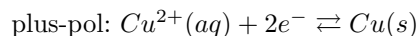
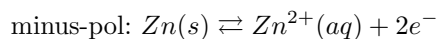
Figur 3.1: Ström - spänning karakteristisk för två olika lysdioder. Observera att batteriet som ska testas måste ge tillräckligt hög spänning för att det ska flyta någon ström genom lysdioden.

3.3.1 Zn/Cu-batteriet - Daniell-elementet

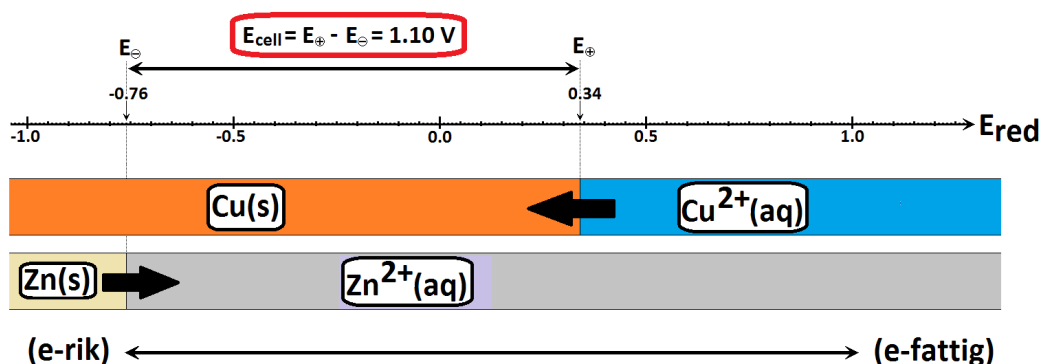
Den brittiske kemisten John Frederic Daniell beskrev år 1836 en elektrokemisk cell bestående av zink och koppar samt lösningar av svavelyra med motsvarande metaller. Alltsedan dess kallas dessa celler för Daniell-element eller Daniell-celler. Flera av cellerna har knappast någon praktisk nytta som batterier men tjänar dock sitt syfte som experimentell cell för undervisningsändamål.

Förslag på reaktionsformler m.m.

Zinkmetallen oxideras och kopparjonerna reduceras.



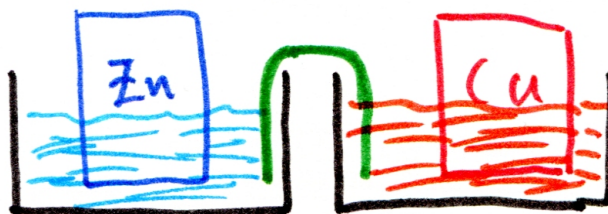
Grafisk representation av reaktionerna



Figur 3.2: $Zn(s)$ och $Cu^{2+}(aq)$ kan inte samexistera, men däremot kan $Zn^{2+}(aq)$ och $Cu(s)$ det. Cellspänningen blir skillnaden mellan de båda reduktionspotentialerna.

Experiment

Gör lösningar av zinksulfat och kopparsulfat, vilken koncentration som används spelar kanske inte så stor roll. Låga koncentrationer spar kemikalier. Det fungerar ungefär lika bra med 0.01 mol/dm^3 som med 1 mol/dm^3 . En liten saltbrygga mellan två bägare, bestående av en fuktad wettex-duk funkar bra. Placera zinkplåt och kopparplåt i vardera lösningen, mät spänning och ev. strömstyrka. Försök få lysdioder, lampor och eventuellt en liten motor att fungera



Figur 3.3: Ett typiskt Daniellelement. Två bägare med zinkjon- respektive kopparjon-lösningar. De båda bägarna är förenade med en saltbro. Ta reda på plus och minuspol genom att ansluta voltmeteren på olika sätt!

Kommentarer

Daniellelementets ursprungliga konstruktion med zink och koppar kan varieras i det närmaste oändligt.

- Testa olika metaller som du har tillgång till och har valt ifrån elektrokemiska serien. Kolla om elektrokemiska serien verkar stämma.
- Kopparsulfatlösningar är rätt sura och något frätande. Koppar faller dessutom ut på mindre ädla metaller.
- Avfall bör samlas upp i plastdunkar eller liknande.
- Seriekoppling av flera celler höjer spänningen och kanske krävs för att tända lysdioder.

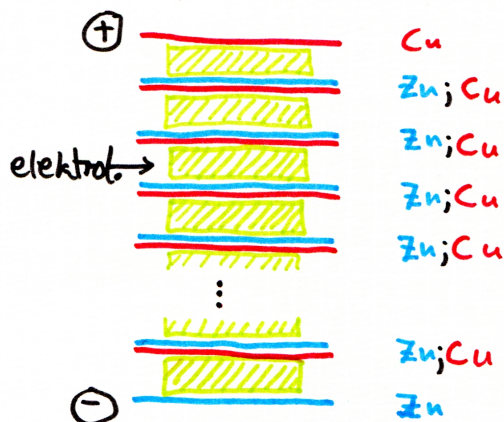
Förslag på elevaktiviteter

Pröva och mät spänningen på några av nedanstående celler. Mät också strömstyrkan och se hur den varierar när du ändrar lite förutsättningar.

1. Zink- och kopparbleck med en citronskiva mellan metallblecken.
2. Byt ut citronen mot potatis.
3. Fungerar prickig korv istället för citron eller potatis?
4. Ättiksgurka eller saltgurka är vanliga "elektrolyter". Kläm ett zinkbleck och ett kopparbleck med en klädnypa kring en skiva inlagd gurka. Seriekoppla flera gurkceller. Prova med LED, lampa eller motor!
5. Använd olika stora elektroder, d.v.s. olika yta på elektroderna. Hur varierar spänning respektive strömstyrka?
6. Flytta elektroderna närmare eller längre ifrån varandra. Blir det någon skillnad på spänning respektive strömstyrka?

3.3.2 Voltas stapel, citronbatteriet eller gurkbatteriet

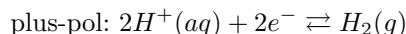
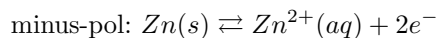
Ett vanligt förekommande batteri är det s.k citronbatteriet. Principiellt är det ekvivalent med gurkbatteriet eller den s.k. Voltas stapel. Den sistnämnda använder trasor med saltlösning som elektrolyt mellan metallplattorna. I bilden nedan syns några celler seriekopplade. Istället för en fuktad filt kan en skiva citron eller gurka användas. Elektronflödet är primärt beroende på oxidationen av den oädla metallen.



Figur 3.4: Principskiss av en "Voltas stapel", med flera seriekopplade celler.

Förslag på reaktionsformler m.m.

Om zink är den negativa elektroden betyder det troligen att zinkmetall oxideras under det att något annat reduceras. Beroende på batterispänningen kan man leta i normalpotentialtabellerna efter någon lämplig reaktion för pluspolen. Vanligen brukar det stämma rätt bra med vätejoner som reduceras till vätegas. Ofta är cellspänningen ca 0.7 - 0.8 V vilket stämmer utmärkt med skillnaden i standardreduktionspotentialer mellan zink och väte.

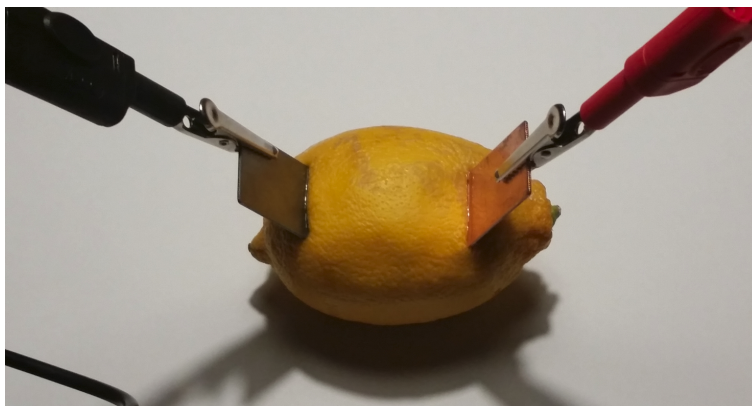


Experiment

En vanligt förekommande bild av ett citronbatteri är att stoppa ner två metallplattor i en hel citron. Det är rätt onödigt, det räcker gott med en skiva citron mellan två olika metallplattor. Observera att det inte finns kopparjoner närvarande i citronen så bara för att du använder en kopparplåt som pluspol så blir det inte en Daniellcell för det...

Kommentarer

- Citronbatterier av olika slag ger inte särskilt höga strömstyrkor varför strömsnåla lysdioder krävs. Möjligen kan en liten batteriklocka fås att fungera med citronbatterier.



Figur 3.5: Ett exempel på ett citronbatteri.

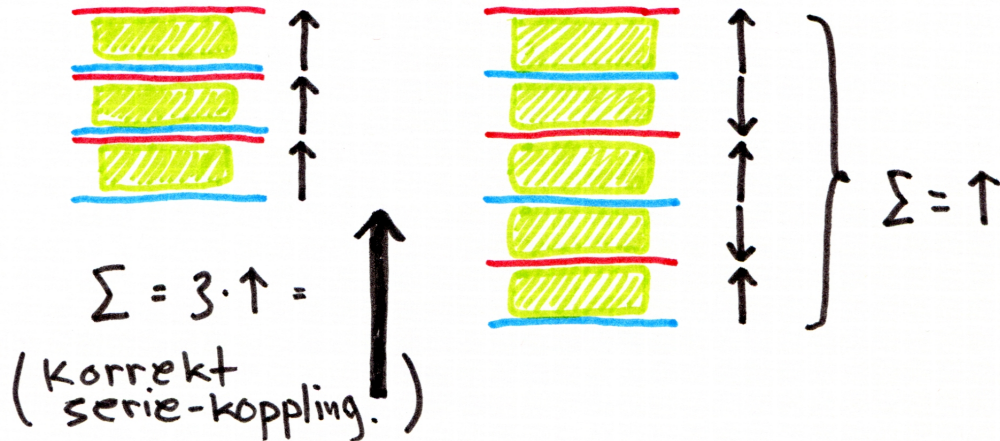
- Andra metaller, mer oädla än zink, exempelvis magnesium ger högre spänning.
- Vid seriekoppling av flera celler måste det vara torrt mellan Zn och Cu där cellerna ligger emot varandra, annars blir det ett "motriktat" element varannan gång. Det är alltså inte tillrådligt att lägga en skiva elektrolyt mellan alla metallbitar. Mer om det nedan...
- Wikipedia anger att Voltas stapel är beroende av luftens syre, alltså en slags zink-luft-cell. Stämmer det? Hur skulle du testa om det är rimligt?

Förslag på elevaktiviteter

1. Zink- och kopparbleck med citronskivor som elektrolyter. Seriekoppla gärna fler så fungerar det att få lysdioder att tändas.
2. Byt citronen mot potatis som elektrolyt.
3. Byt ut zinken mot magnesium, för högre cellspänning. Då kan det räcka med en enskild cell för att få en LED att tändas.
4. Kläm ett zinkbleck och ett kopparbleck med en klädnypa kring en skiva ättiksgurka. Seriekoppla flera gurkceller. Prova motor och lampa!
5. Starta t ex en batteriklocka med hjälp av juice, kopparbleck och magnesiumband. Klockan behöver tillräckligt med ström, så se till att du har tillräckligt med magnesiumband nedsänkt i juicen.
6. Ge eleverna olika metaller att pröva, en bågare med juice och klockan. Ger man dem flera bågare och ett paket juice kan de seriekoppla flera celler, mäta olika cellspänningar m.m.

Problem som kan uppkomma vid seriekoppling av citronbatterier

För varje delcell i ett batteri sammansatt av flera celler kan bidraget till totala cellspänningen beskrivas av en pil (vektor). Om det kommer elektrolyt mellan alla kontaktytor för plåtarna blir det ungefär samma sak som att lägga en skiva elektrolyt mellan alla plåtbitar och slutresultatet blir summan av alla par av motriktade pilar.



Figur 3.6: Tre seriekopplade citronceller och fem parvis uteslutande citronceller. Den vänstra cellkombinationen ger totala spänningen lika med tre gånger cellspänningen för varje delcell medan cellkombinationen till höger bara ger total cellspänning lika med en av delcellerna, eftersom det finns två "motriktade" del-element i packen om fem element.

Hur undviks problem vid seriekoppling?

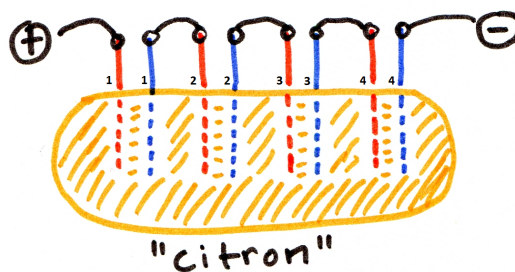
Ett enkelt sätt att undvika problemet med att det rinner elektrolytlösning mellan alla kontaktytorna för de olika metallplåtarna är att lägga cellerna brevid varandra och seriekoppla med sladdar och krokodilklämmor eller liknande.



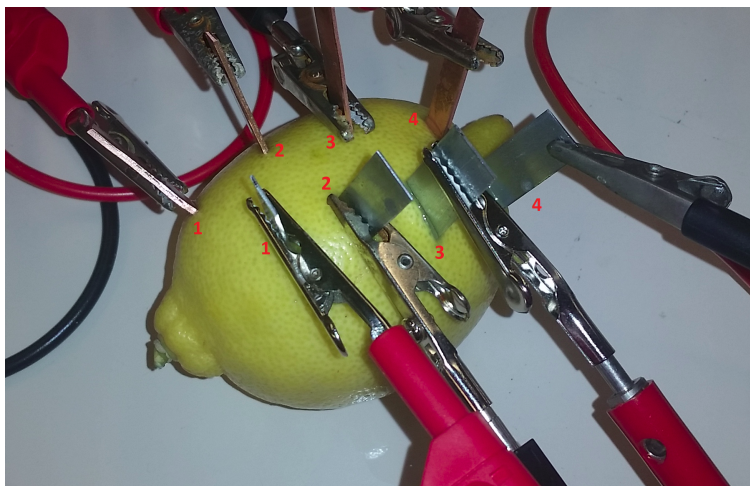
Figur 3.7: Tre seriekopplade citronceller.

Flera celler i samma citron, funkar det?

En variant av seriekopplade citronbattericeller kan tidvis påträffas på exempelvis videosajter med påståenden om att den erhållna spänningen enkelt kan fås genom att multiplicera cellspänningen från en cell med antal celler. Är detta fejk? Hur förhåller sig detta till verkligheten och våra påpekanden om att det bör vara torrt mellan cellerna och enbart elektrisk kontakt mellan metaller för att inte få motriktade element?



Figur 3.8: Schematisk bild av fyra synbarligen seriekopplade citronceller i samma citron.



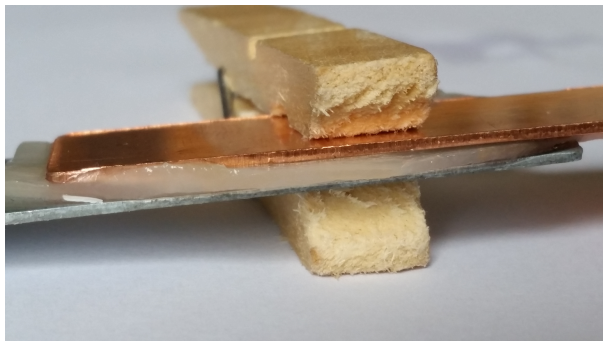
Figur 3.9: En verklig citron med fyra par av Cu och Zn-bleck. Zn_1 is connected to Cu_2 , Zn_2 is connected to Cu_3 , Zn_3 is connected to Cu_4 ,

Tabell 3.1: Uppmätta potentialskillnader mellan olika metallblecken

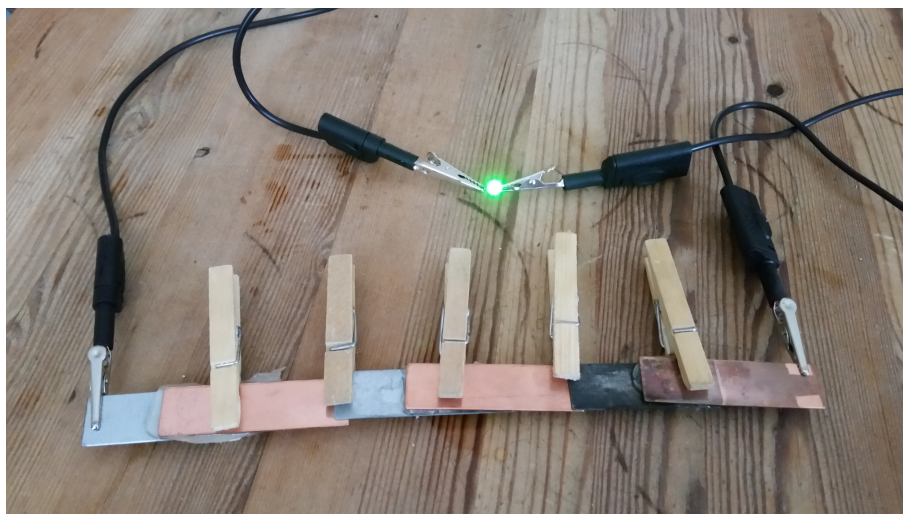
Metallbleck	ΔE (V)
$Cu_1 \rightarrow Zn_1$	0.85
$Cu_1 \rightarrow Zn_2$	0.87
$Cu_1 \rightarrow Zn_3$	0.99
$Cu_1 \rightarrow Zn_4$	1.15

Konstruktion i praktiken av enskilda celler

För att säkerställa att det bli kontakt mellan alla delar av cellen kan det eventuellt vara bra att pressa samma delarna med en klädnypa eller liknande. Det kan också vara bra att putsa plåtarna med lite smärgelduk eller liknande.



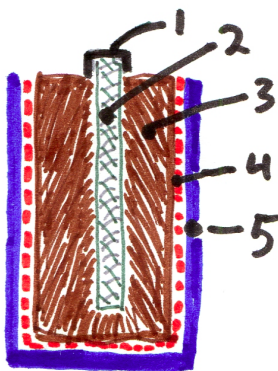
Figur 3.10: Ett exempel på ingefärsbatteri, en variant av citronbatteriet. Istället för citron har inlagd ingefära använts som elektrolyt. Cellspänning = 0.85 V och strömstyrka ca. 5 mA.



Figur 3.11: Med tre seriekopplade ingefärsbatterier blir det en total cellspänning om ca 2.56 V. Strömstyrkan blir ca 30 mA vilket mer än väl räcker för att få lysdioder att lysa. Enbart två seriekopplade celler ger bara ca 1.6 V i cellspänning vilket ofta inte räcker för att lysdioderna ska lysa. Tre seriekopplade ingefärsbatterier håller däremot en lysdiod lysande i flera dagar, det enda som behövs är att se till att batteriet inte torkar ut.

3.3.3 Brunstensbatteriet

Brunstensbatteriet är troligen eller har i alla fall varit det vanligaste batteriet och kanske det som dyker upp i tankarna när "batterier" nämns. Brunstensbatteriet finns i flera varianter, många är kapslade av ett stålhölje eftersom tidiga brunstensbatterier hade en tendens att läcka elektrolyt-"gegga". Senare tiders läcksäkra stålkapslade batterier läcker i mycket mindre omfattning. Läckande brunstensbatterier förstör ofta apparaterna de sitter i... Traditionella brunstensbatterier har en elektrolyt bestående av ammoniumklorid-lösning medan de s.k. alkaliska brunstensbatterierna istället använder en starkt basisk lösning av KOH.

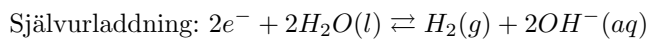
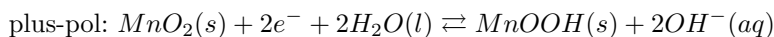
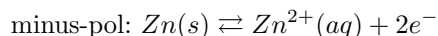


Figur 3.12: Ett typiskt Brunstensbatteri med några olika delar markerade.

1. Metalltäckt pluspol.
2. Elektriskt ledande grafitstav. Deltar inte i reaktionen.
3. Mangandioxid (brunsten) - indränkt med ammoniumklorid-lösning
4. Separator och elektrolytpasta mellan mangandioxiden och zinkhöljet.
5. Zinkhölje som oxideras, negativ elektrod.

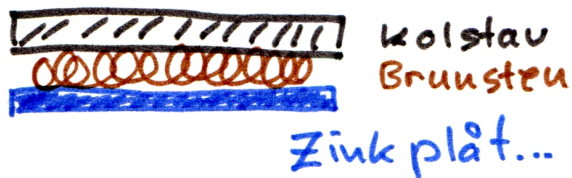
Förslag på reaktionsformler m.m.

Den detaljerade kemien i brunstensbatteriet (Le Clanche torrbatteri) är tämligen komplicerad men kan förenklat beskrivas enligt nedan. En oxiderad form av manganoxid reduceras till en mindre oxiderad form. Flera olika manganoxider samt andra liknande föreningar finns. Detaljerna är relativt oväsentliga. Flera olika fasta faser förekommer. I viss mån kan en långsam självurladdning ske.



Experiment

Klipp upp ett brunstensbatteri och undersök det. Konstruera en motsvarighet till detta, kanske enligt bilden nedan. Blöt mangandioxiden i ammoniumkloridlösning. Eventuellt kan elektrolyten förtjockas genom att blanda i stärkelse.



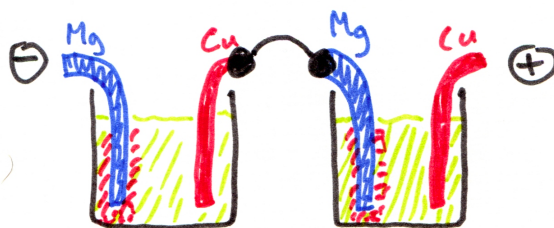
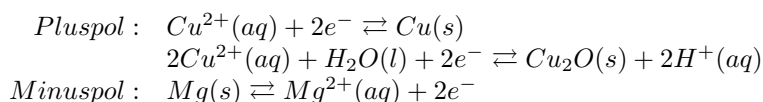
Figur 3.13: Kanske ett Brunstensbatteri.

Kommentarer

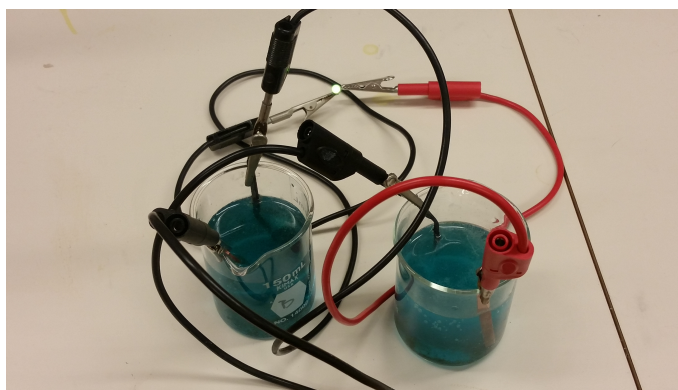
- Var försiktig om stålkapslade batterier slaktas. Man skär sig lätt!
- Många kommersiella batterier innehåller starkt frätande hydroxid innehållande elektrolyter.
- Mangan och manganoxid är inte speciellt giftigt.

3.3.4 Magnesium/Kopparsulfat-batteriet

I princip kan ett liknande batteri som magnesium-silverklorid prepareras av av någon kopparförening och magnesiummetall. Ofta förekommer ett magnesiumband nedstoppat i kopparsulfatlösning och även detta "batteri" ger en hel del ström. Huvudsakligen blir det ett lokalt element där $Cu(s)$ respektive $Cu_2O(s)$ faller ut som ett rödbrunt pulver på magnesiumytan, med magnesiumbandet fungerande som en kraftig elektronkälla varför det även går att få till en yttre strömkrets. Möjligen ger en cell för låg spänning för att få en lysdiod att lysa men två seriekopplade celler bör fungera. Observera att för att kunna utnyttja kopparsulfat/magnesium-cellen som ett batteri så måste det finnas både plus och minuspol eljest blir det bara lokala element vid ytan på magnesiummetallen. En bit magnesiummetall i kopparsulfatlösning kommer bara att oxideras till magnesiumjoner under det att kopparjonerna reduceras. Vare sig kopparmetall eller koppar(I)oxid fäster särskilt bra på magnesiummetallen varför inget "skyddande skikt" fälls ut på magnesiumet. Det är alltså inte så lätt att "förkoppra" magnesium.



Figur 3.14: Två seriekopplade kopparsulfat/magnesium batterier. Samtidigt som det fälls ut kopparmetall och koppar(I)oxid på ytorna av magnesiumelektrodena går det att ansluta en extern strömkrets mellan plus- och minuspolen. Det blir "ström över" även till en yttre strömkrets även om en hel del lokala reaktioner sker.



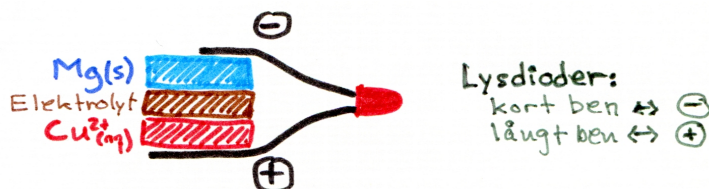
Figur 3.15: Två seriekopplade får lätt en lysdiod att lysa. Total spänning blir ca 2.8 V.

3.3.5 Ett miniatyrbatteri enligt Per-Odd Eggen och Brit Skaugrud

En miniatyrvariant av ett batteri har beskrivits av Per-Odd Eggen och Brit Skaugrud i tidskriften *Journal of Chemical Education*, (2015), vol:92, sid:1053-1055.

Preparering av pappersbitar i förväg

Pappersbitarna med kopparsulfatlösning respektive elektrolyten som kan vara natriumsulfatlösning, kan prepareras i förväg, torkas och klippas till lämpliga storlekar. När batteriet ska användas tillsätts en droppe vatten så att reaktionerna kan ske.



Figur 3.16: Miniatyrbatteri enligt Eggen och Skaugrud. Batteriet består av en bit magnesiummetall, ett papper med elektrolytlösning (Na_2SO_4) och slutligen ett papper med kopparsulfat ($CuSO_4$). En ledande kolfiber mellan kopparsulfatpapperet och lysdioden "plus-ben" gör att önskade lokala element undviks. Enligt Eggen och Skaugrud (2015) kan lysdiodens positiva ben beläggas med ett konduktivt lager för att undvika att metallen i kontakten deltar i reaktionerna.

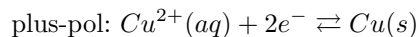
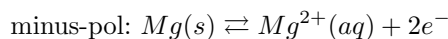
Detaljerad beskrivning av skikten

De olika lagren figuren ovan kan beskrivas som:

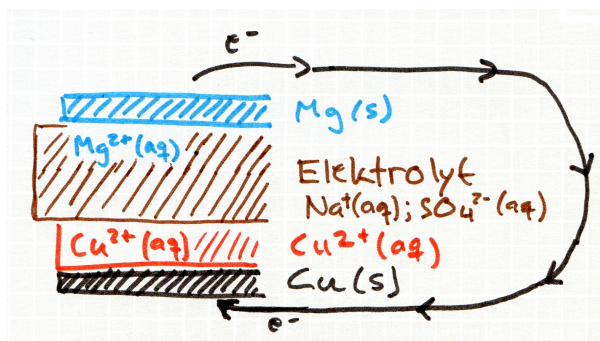
- Mg-metall som oxideras till magnesiumjoner. Mg blir elektronkälla och minuspol.
- Saltbro, d.v.s. ett skikt som är jonledande och isolerar pluspolen ifrån minuspolen.
- Papper indränkt med $Cu^{2+}(aq)$, vilket blir pluspol. Kopparjonerna blir elektronsänka och reduceras följaktligen till $Cu(s)$. Enligt Eggen och Skaugrud är det fördelaktigt att isolera pluspolen ifrån lysdiodens metallben med en bit ledande kolfiber eller liknande.

Förslag på reaktionsformler m.m.

Magnesiummetallen är elektronkälla och blir alltså den negativa elektroden. Kopparjonerna blir elektronacceptorer (elektronsänka) och kommer att ge upphov till pluspolen i batteriet.



Ofta kan ca 1.7 - 1.8 V cellspänning erhållas med ovanstående miniatyrelement, vilket ibland räcker för att få en LED att lysa. Principiellt viktigt är också att inte elektrolytlösningen och pluspolens lösning ($Cu^{2+}(aq)$) blandas.



Figur 3.17: Detaljbild av Eggen Skaugruds batteri.

Med eller utan kolfiber vid pluspolen - vad gör det för skillnad?

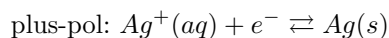
- Vilken roll har kolfiberpapperet vid pluspolen?
- Funkar det med en bit Cu-plåt?

Elevaktiviteter

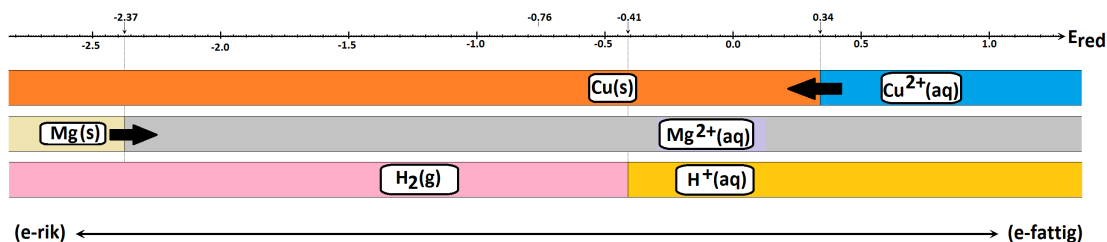
Elevaktiviteter finns beskrivna i artikeln av Eggen och Skaugrud.

Större cellspänning med silvernitrat vid pluspolen

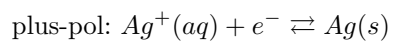
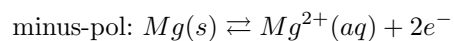
Byter man ut kopparjonlösningen mot silvernitratlösning vid pluspolen borde cellspänningen stiga över 2 V vilket möjligen gör det lättare att få olika typer av LED att lysa. Skillnaden blir bara elektrodreaktionen vid pluspolen.



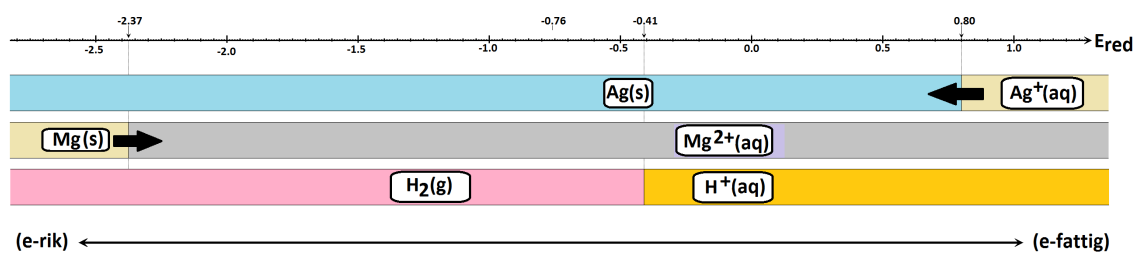
Dessutom finns det en möjlighet att silverjonerna reduceras i huden på dina fingrar om du inte använder hanskar. Det blir utfällningar av kolloidalt silver som är svart och inte går att tvätta bort. De nöts bort efter några dagar.



Figur 3.18: Enkelt förekomstdiagram som visar Mg, Cu samt H. Cu och Mg vid standardtillstånd men $\text{H}^+(\text{aq})$ vid $\text{pH} = 7$. Antar vi att det är $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ som reduceras och $\text{Mg}(\text{s})$ som oxideras borde cellspänningen bli ca 2.5V. Ofta fås betydligt lägre cellspänning, vilket troligen hänger ihop med att magnesiummetallen existensområde ligger långt utanför vattnets existensområde.



Med en grafisk representation borde miniatyrbatteriet innehållande silvernitrat vid pluspolen kunna beskrivas av figuren nedan.

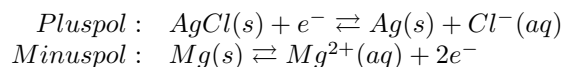


Figur 3.19: Enkelt förekomstdiagram som visar Mg, Ag samt H. Antar vi att det är $\text{Ag}^{+}(aq)$ (vid standardtillstånd, $1 \text{ mol}/\text{dm}^3$) som reduceras och $\text{Mg}(s)$ som oxideras borde cellspänningen bli ca 3V, men det är troligtvis för mycket.

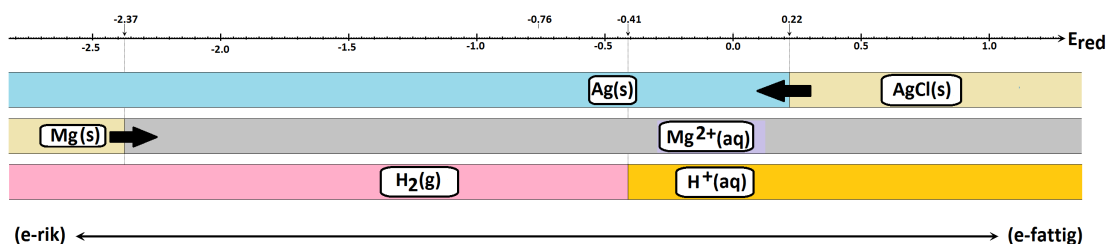
3.3.6 Magnesium/Silverklorid-batteriet

Magnesium-silverklorid-batteriet används exempelvis i flygets räddningsvästar, olika bojar samt elektriskt framdrivna torpeder. Normalt lagras den här cellen i torr form och behöver bara blötas med havsvatten för att fungera. Som flygvärdinnan säger: batteriet fungerar först när du hamnar i havsvattnet och tar bort tejen. Då först fylls cellen med elektrolyt. Batterierna kan lagras länge i torrt tillstånd och aktiveras av havsvattnet på mindre än en sekund.

Förslag på reaktionsformler m.m.



Grafisk representation av reaktionen

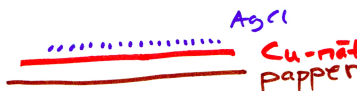


Figur 3.20: Enkelt förekomstdiagram som visar Ag/AgCl, Mg samt H. Antar vi att det är $\text{AgCl}(s)$ som reduceras till $\text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(aq)$ och $\text{Mg}(s)$ som oxideras borde cellspänningen bli ca 2,5V, vilket är lite mer än vad som uppmäts. H-diagrammet anges för pH = 7

Experiment

Preparera en pluspol som en lagerstruktur av:

1. Papper, hushållspapper eller hellre starkt filterpapper.
2. Finmaskigt trådnät, för den elektriska kontakten.
3. Silverklorid i pulverform.



Figur 3.21: Pluspolen för AgCl/Mg-batteriet byggs som en lagerstruktur som senare kan rullas ihop till en cylinder eller liknande.

Rulla eller vik ihop paketet så att silverkloriden hålls på plats. Det måste även gå att få elektrisk kontakt med metallnätet. Håll ihop paketet med ett snöre eller liknande. Använd ett magnesiumband som minuspol. Placera båda i en bägare och fyll på saltvatten.



Figur 3.22: Pluspol och minuspol för AgCl/Mg-batteriet



Figur 3.23: En hoprullad positiv elektrod.

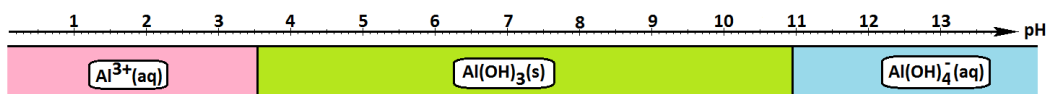
Kommentarer

- Pluspolens E^0 (för $\text{AgCl}(s) + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(aq)$) = 0.20 V medan $\text{Ag}^+(aq)/\text{Ag}(s)$ har $E^0 = 0.80$ V.
- Observera att normalpotentialen definieras så att ingående jonslag har aktiviteten (koncentrationen) = 1. Silverjonerna i jämvikt med AgCl och kloridjoner av koncentrationen 1 mol/dm^3 har koncentrationen $10^{-10} \text{ mol/dm}^3$!
- Om silverjonerna befinner sig i jämvikt med kloridjoner med koncentrationen 1 mol/dm^3 , alltså i jämvikt med silverklorid kan man beräkna silverjonernas koncentration ur löslighetsprodukten: $[\text{Ag}^+(aq)][\text{Cl}^-(aq)] = 2 \cdot 10^{-10}$, d.v.s. $[\text{Ag}^+(aq)] = 2 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$.

3.3.7 Aluminum/Luft-batteriet och aluminum/vatten-batteriet

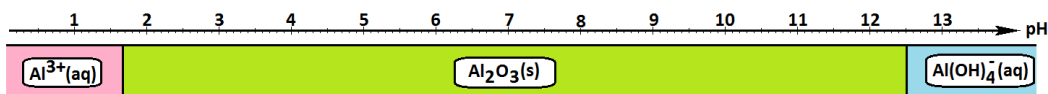
Aluminium/Luft-batteriet är ett exempel på batteri när en oädel metall tillåts oxidera under det att syrgasen i luften reduceras till vatten. Möjligen kan vätet i vatten reduceras till vätgas om ingen lämplig katalysator för syrgasreduktionen är närvarande. För att reduktionen av syrgas ska äga rum med hög hastighet används ofta någon form av katalysatorindränkt kolfiberetod.

- Elektrolyten kan vara natriumhydroxidlösning, natriumkarbonatlösning eller en natriumkloridlösning, det bör inte vara surt.
- Av aluminiumet bildas det aluminiumhydroxid, $Al(OH)_3$ eller tetrahydroxyaluminatkomplex, $Al(OH)_4^-$. Vilken produkt som bildas beror delvis på vilken elektrolyt som används och vilket pH som råder i elektrolyten. Aluminiumhydroxid, $Al(OH)_3$ löses rätt lätt, speciellt i basisk lösning varför den fria Al-metallen blir tillgänglig för reaktion.



Figur 3.24: Aluminiums dominerande förekomstformer vid olika pH med $Al(OH)_3$ som fast substans.

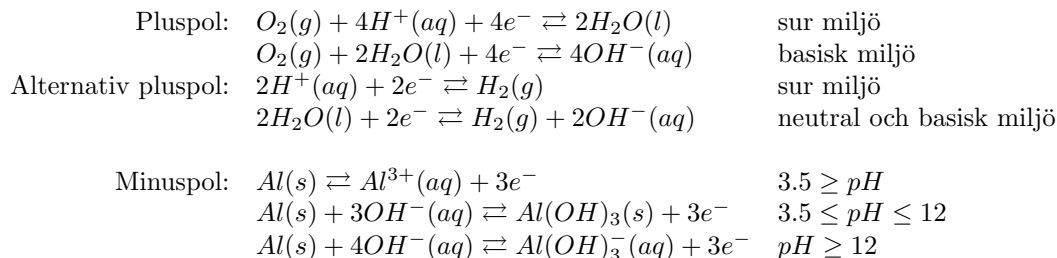
- Om aluminiumoxid skyddar metallytan, vilket är det vanliga, visar det sig att den är mer stabil än hydroxiden. Mer extrema pH värden måste alltså till för att lösa ytskiktet av Al_2O_3 .



Figur 3.25: Aluminiums dominerande förekomstformer vid olika pH med Al_2O_3 som fast substans. Oxiden skyddar den oädla Al-metallen effektivt!

Förslag på reaktionsformler m.m.

Syrgasens reduktion i sur respektive basisk miljö ges nedan. Hur skulle reaktionen skrivas i neutral miljö? Aluminium bildar olika produkter beroende på vilket pH som råder i omgivningen. De tre som anges nedan dominerar, men även andra reaktioner är tänkbara, t.ex bildning av $Al(OH)^{2+}(aq)$ eller $Al(OH)_2^+(aq)$ men de anses inte bidra särskilt mycket.



Experiment med aluminium/luft-cellen

Pluspolens elektrodmaterial måste vara inert, ledande och släppa igenom syre. Det bör också katalysera reaktionen. Den pluspol du prövar i denna cell består av kolfiber och ett nickelnät som är belagt med katalysator. Behandlas försiktigt! Minuspolen består av aluminium.

- Testa olika elektrolyter, natriumkloid, natriumvätekarbonat, natriumkarbonat respektive eventuellt natriumhydroxidlösning.
- Mät spänning och eventuellt ström som cellen genererar.
- Försök starta en liten motor eller summer, få en lampa att lysa, etc.
- Undersök hur spänning och strömstyrka varierar med elektrolytens art och koncentration.

Kommentarer

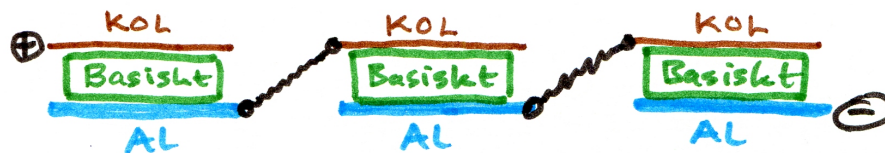
Aluminium fungerar som bränsle och luftens syrgas som oxidationsmedel. Aluminiumbiten förbrukas alltså. Av elektrolyterna är natriumhydroxid en av dem allra farligaste. Den är starkt frätande på mänsklig hud och måste handhas med försiktighet. Dessvärre är den enkel att köpa i varje livsmedelsaffär... I handeln finns andra batterier baserade på samma princip, t.ex. zink/luft-batterier. Gemensamt för dessa batterier är att en oädel metall används som minuspol samt en pluspol där syrgas reduceras till vatten.



Figur 3.26: En enskild aluminium cell enligt instruktion till Kemins dag 2015



Figur 3.27: En aluminium (bränsle)-cell med katalytisk aktiverat kolkatod för reduktion av syrgas.



Figur 3.28: Med flera seriekopplade aluminium celler får man ut högre spänning och det blir lättare att få lysdioder att lysa. En Al-plåt, basisk elektrolyt och en kolfilt eller kolstav.

Förslag på elevaktiviteter

- Använd natriumklorid, natriumvätekarbonat eller natriumkarbonat som elektrolytlösning.
- Om natriumhydroxid ska användas som elektrolyt bör cellen göras som demonstration. Natriumhydroxid är mycket frätande på mänsklig vävnad.
- Mät spänning och strömstyrka för en cell.
- Försök få en lysdiod eller lampa att lysa.
- Försök även få en elmotor att snurra med hjälp av cellen.

3.4 Sekundärceller - uppladdningsbara batterier

Några uppladdningsbara batterier som används praktiskt i det omgivande samhället presenteras här nedan.

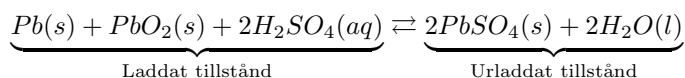
- Blybatteriet.
- Zink/Nickelhydroxid batteriet.
- Nickel metallhydrid batteriet.
- Bränsleceller

3.4.1 Bly-batteriet

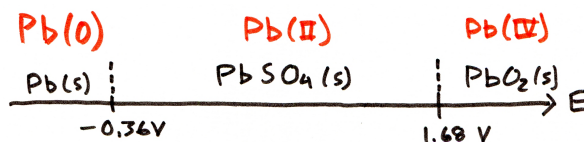
Blybatteriet är kanske det första uppladdningsbara batteriet. Den franske fysikern Gaston Plante beskrev blybatteriet första gången 1859 och sen dess har det utvecklats i mer än 150 år. Två tredjedelar av alla uppladdningsbara batterier som säljs i hela världen är blybatterier. Det kanske inte är det första batteriet man tänker på som exempel på utmärkta batterier, men: Det är rätt billigt, relativt okänsligt, kan återladdas många gånger samt leverera höga strömstyrkor. Flera skäl alltså för att finna det på många ställen i samhället. Kanske är det mest känt som startbatteri i de flesta bilar. En stor nackdel är förstås att det innehåller svavelsyra som är en starkt frätande och obehaglig vätska.

Förslag på reaktionsformler m.m.

Båda polerna består huvudsakligen av olika fasta blyföreningar, nedsänkta i svavelsyra. I laddat tillstånd kan plus och minuspolen representeras av PbO_2 och Pb och i urladdat tillstånd kan båda polerna sägas bestå av $PbSO_4$. Hela celförloppet kan beskrivas enligt nedan. Vänsterledet representerar det laddade tillståndet och högerledet det urladdade tillståndet.



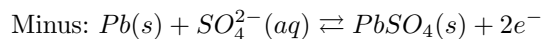
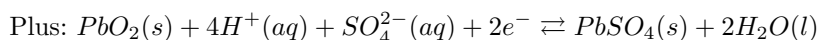
Grafiskt kan skillnaden illustreras med nedanstående förekomstdiagram. Ett laddat batteri har stor skillnad på sina båda poler, minuspolen består av $Pb(0)$ d.v.s. $Pb(s)$ och pluspolen av $Pb(IV)$ d.v.s. PbO_2 . De kan inte samexistera utan förändras mot mitten av diagrammet vid urladdning. I ett urladdat batteri består båda polerna huvudsakligen av $Pb(II)$, d.v.s. $PbSO_4$.



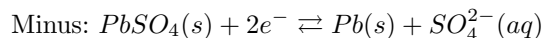
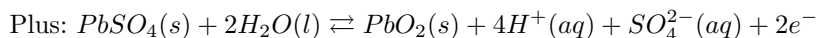
Figur 3.29: Existensområden för $Pb(0)$, $Pb(II)$ och $Pb(IV)$.

Alternativt kan separata reaktionsformler anges för plus och minuspol.

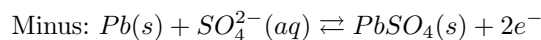
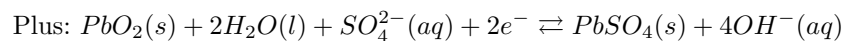
Urladdning i svavelsyra



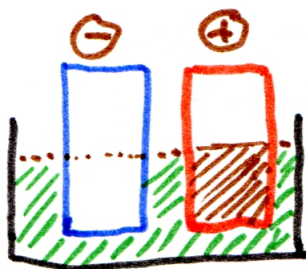
Laddning d.v.s. elektrolys i svavelsyra



Om inte svavelsyra används utan istället natriumsulfatlösning fås troligen liknande reaktioner, men vid ett högre pH-värde. Möjligen kan förekomsten av hydroxidjoner ge upphov till att blyhydroxid eller s.k. basiska blyulfater bildas. Användning av natriumvätesulfat istället för svavelsyra löser detta problem.

Urladdning i lösning av natriumsulfat**Experiment**

- Arrangera två blyplåtar i en bägare eller liknande så att de inte vidrör varandra. En möjlighet är att stoppa en bit gummislang mellan elektroderna enligt nedan.
- Använd 2M svavelsyra eller en vattellösning av Na_2SO_4 som elektrolyt och elektrolysera (ladda) cellen. Med svavelsyra får batteriet ca 2.0 V spänning och med natriumsulfatlösning blir det ca 1.7-1.8 V spänning
- Vare sig saltsyra eller salpetersyra får finnas närvarande då saltsyran ger upphov till blykloridfällning och salpetersyran oxiderar blymetallen.



Figur 3.30: Ett schematiskt svavelsyra/bly-batteri.

Kommentarer

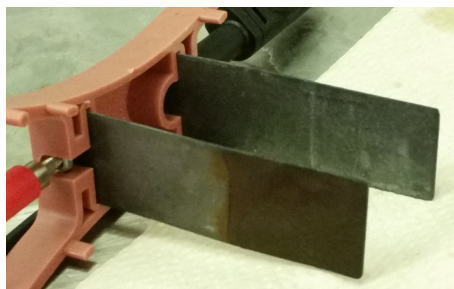
- Kontrollera vad som händer med de olika elektroderna. Vad blir det för beläggning på den positiva elektroden?
- Blybatteriet ger tillräckligt hög strömstyrka för att driva små motorer och lampor. Lysdioder kanske knappt lyser p.g.a. att det kan vara för låg spänning. Två seriekopplade batterier räcker däremot för de flesta lysdioder.
- Svavelsyra är starkt frätande, försurar miljön och bly är giftigt. Ett alternativ till svavelsyra är elektrolytlösning av natriumvätesulfat eller natriumsulfat. Cellspänningen blir lite annorlunda men fullt acceptabelt.
- Blyinnehållande rester ska samlas upp och inte spolat ut i vasken.

Förslag på elevaktiviteter

Uppladdning av ett blybatteri, bestående av två blyplåtar, ett strömaggregat, natriumsulfatlösning, lite sladdar och en bägare ger ett utmärkt batteri som troligen orkar driva både lysdioder, lampor och elmotorer. Undvik svavelsyra då den är tämligen frätande och lite allmänt farlig. Det funkar bra med natriumsulfatlösning fast med något lägre cellspänning och maximal ström som batteriet kan ge.



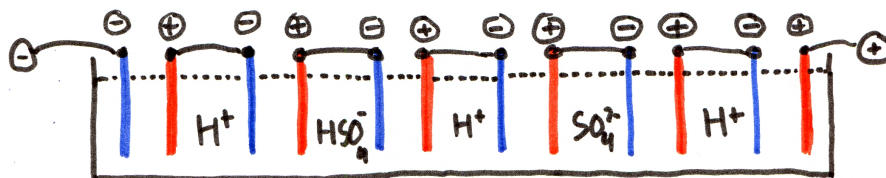
Figur 3.31: Ett enkelt blybatteri på lab, färdigt för att börja laddas. Observera att båda blyelektrodena ser likadana ut från början.



Figur 3.32: Samma elektroder som i föregående bild men efter ett tags laddning. Pluspolen har blivit brunsvart av bildad PbO_2 medan minuspolen är opåverkad eftersom det troligen mest bildats vätegas på den.

Seriekoppling av flera celler

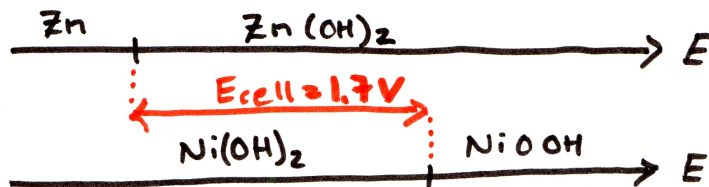
Till skillnad från citronbatteriet som inte går att seriekoppla i samma citron går det utmärkt att ha flera blybattericeller i samma elektrolyt. Alla reaktioner i såväl minus- som pluspoler försigår mellan fasta faser som finns på plats i elektroderna.



Figur 3.33: Sex seriekopplade blybatteri-celler vilket ger ett batteri med ca 12 V spänning.

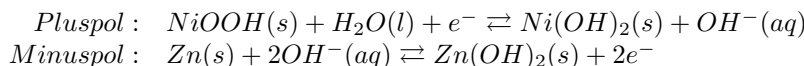
3.4.2 Zink/Nickelhydroxid-batteriet

Zink/nickelhydroxid-batteriet är kanske inte ett uppladdningsbart batteri i så mån att båda halvcellerna är enkelt reversibla. Zinkmetall är kanske aningen för oädel för att enkelt kunna samexistera i en vatteninnehållande miljö. Batteriet marknadsförs under namnet zink/nickeloxyhydroxid som en primärcell, som delvis kan ersätta vanliga brunstensbatterier men med möjlighet till större strömstyrkor. Dock kan zink/nickelhydroxidbatteriet användas för att exemplifiera en uppladdningsbar pluspol som återfinns i både nickel/kadmium-batteriet och nickel/metallhydrid-batteriet.

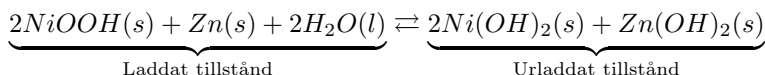


Figur 3.34: Zink/nickeloxyhydroxid batterier kan vid full laddning ge ca 1.7 V cellspänning.

Förslag på reaktionsformler vid urladdning



Cellreaktion

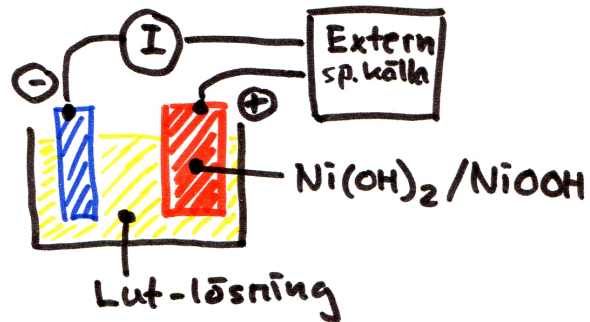


Praktiskt utförande

Minuspolen består av zinkplåt och erbjuder inga problem vid uppkopplingen. Nickelhydroxiden som utgör den aktiva substansen i pluspolen är inte elektriskt ledande. Detta kan lösas genom att strö ut nickelhydroxid på ett finmaskigt metallnät eller blanda med något ledande pulver, exempelvis kopparpulver eller grafit.

Laddning m.h.a. elektrolys

- Ett paket bestående av någon lämplig väv, ett metallnät och nickelhydroxid eventuellt blandad med något elektriskt ledande pulver konstrueras.
- Nickelhydroxidelektroden placeras i en bägare med stark NaOH-lösning, med en lämplig motelektrod för att ladda batteriet. Motelektroden (minus) kan vara zinkplåten eller bara en kopparplåt vid uppladdningen.
- Elektrolysera så att strömstyrkan blir ca 10 mA Detta sker vid eller strax ovanför 1.5 V spänning.
- Lämpliga elektrolyskärl är provrör eller små bägare.
- Observera att stark lutlösning är mycket frätande på mänsklig vävnad.



Figur 3.35: Schematisk bild av zink/nickeloxhydroxid batteriet vid laddning.

Urladdning

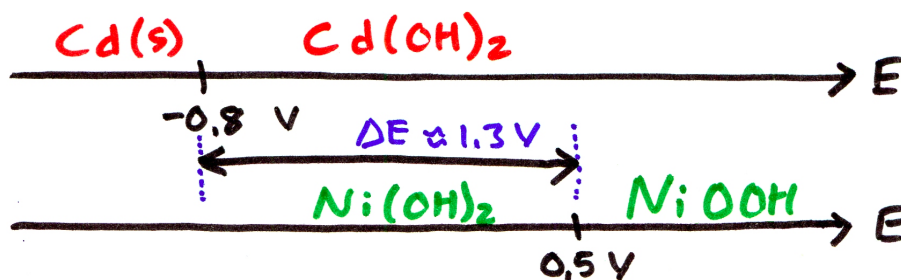
Vid urladdning kopplas zinkelektroden in i kretsen om den inte användes vid laddningen av nickeloxhydroxid-elektroden.

Kommentarer

- OBS! Inte för nickelallergiker!
- Stark lutlösning gör att detta försök kräver försiktighet och eftertanke så att elektrolyten inte stänker omkring.

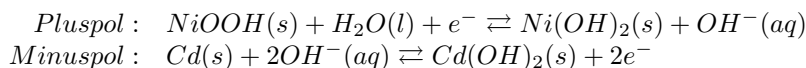
3.4.3 Kadmium/Nickelhydroxid eller NiCd-batteriet

Elektronisk utrustning: skruvdragare, mobiltelefoner, datorer o.s.v. har medfört ett behov av laddningsbara batterier. Ett av de tidiga uppladdningsbara batterierna var nickel-kadmium, rätt lik det föregående nickel/zink-batteriet med det undantaget att kadmiumelektroden går att göra mer reversibel i en alkalisk vattenmiljö. Båda elektroderna förändras alltså vid uppladdning respektive urladdning av batteriet.

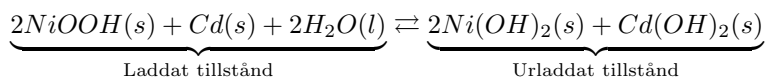


Figur 3.36: Kadmium/nickeloxhydroxid batterier kan vid full laddning ge ca 1.3 V cellspänning.

Förslag på reaktionsformler vid urladdning



Cellreaktion

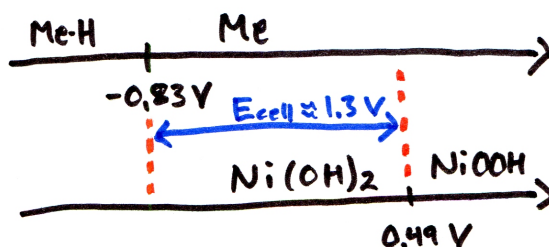


Kommentarer

Nickelkadmium-batteriet har stora likheter med zink/nickel-batteriet som beskrivits ovan. En skillnad är att kadmiummetallen med ett utfällt skikt av kadmiumhydroxid är stabilt i vattenmiljö vilket inte zinkmetall är. Vi avråder dock ifrån experiment med kadmium då det dels är en mycket giftig metall och troligen svårt att motivera enkla välkända experiment med, framförallt i skolmiljö. Använd Fortfarande produceras dock en hel del nickelkadmium ackumulatorer (uppladdningsbara batterier) men främst för tämligen speciella ändamål.

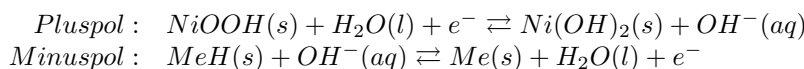
3.4.4 Metallhydrid/Nickelhydroxid eller NiMeH-batteriet

Eftersom Cd är så pass giftigt är det önskvärt med alternativ till kadmiumelektroden i NiCd-batteriet. Ett sådant alternativ är vätgas som oxideras till vatten vid urladdning och vatten som reduceras till vätgas vid laddning. Vätgas är bara brandfarligt och inte särskilt giftigt, i alla fall inte jämfört med kadmium. För att enklare hantera vätgasen låter man den bilda en metallhydrid. En lämplig metallisk föreningen är $LaNi_5$ som kan bilda "hydriden" $LaNi_5H_6$

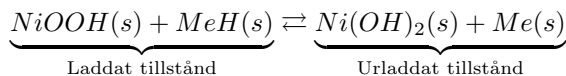


Figur 3.37: Metallhydrid/nickeloxhydroxid batterier ger vid full laddning ca 1.23 V cellspänning, något mindre än NiCd-batteriet.

Förslag på reaktionsformler vid urladdning



Cellreaktion



Material

Minuspol: 0.5-1 g metalllegering.

Pluspol: 0.5-1g nickelhydroxid blandas med 0.5 g kopparpulver och packas i ett litet paket med någon möjlighet till elektrisk kontakt.

Elektrolyt: KOH-lösning, 10 mol/dm^3 .

Praktiskt utförande

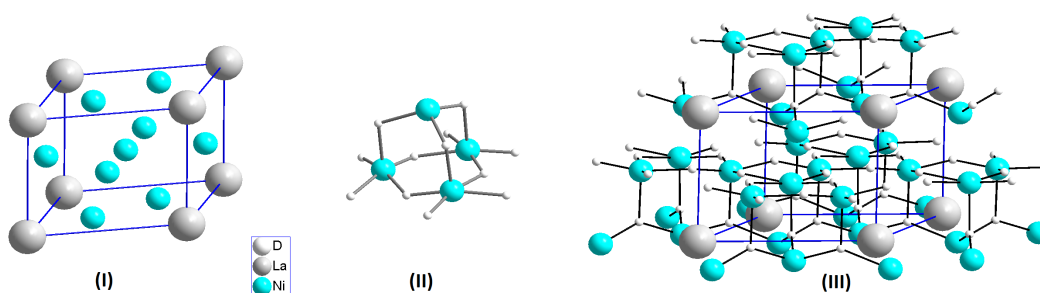
Metallhydridelektroden har god elektrisk ledningsförmåga både i laddat och urladdat tillstånd. Nickelhydroxiden däremot är en elektrisk isolator och behöver antingen vara utspridd på ett metallnät eller blandad med ett metallpulver t.ex. Ni eller Cu.

Metalllegeringen har en tendens att oxideras av luftsyre och vid uppladdning blir det kanske ett begränsat resultat i början. Efter några cykler kommer oxiden att reduceras av väte och cellen repar sig!

Sätt båda elektroderna i elektrolyten, ställ provröret i en exsickator och evakuera med vattensugen några minuter för att avlägsna luft ur pulvren. Även en del koldioxid från elektrolyten

kan gå bort under evakueringen. Skär därefter två v-formade skåror för strömledarna i en passande gummipropp och förslut provröret. Proppens uppgift är att hålla elektroderna på plats. De ska skall nu vara nedsänkta i elektrolyten utan att vara i kontakt med varandra (på olika höjd i röret). Denna enkla cell har högre inre resistans än en kommersiell cell och kräver högre laddspänning. Den medger inte heller så hög urladdningström. Man kan dock visa efter vilka principer en nickelhydridcell arbetar.

Anslut cellen till ett likspänningsaggregat och öka spänningen sakta tills det går 10 mA genom kretsen. Starta tidtagning. Om man får gasutveckling vid någon av elektroderna är cellen antingen fulladdad (vilket är otänkbart för en nyttillverkad cell) eller så är spänningen för hög. Lämplig spänning brukar för denna typ av cell vara 1.4 - 1.7 V. Gasutveckling kan också bero på att strömledaren inte har kontakt med pulvret. För att hålla laddströmmen konstant är det nödvändigt att öka spänningen under laddningens gång. Ladda 2 - 4 mAh. (ca 20 - 30 min) Cellen bör nu ge c:a 1.3 V obelastad.



Figur 3.38: I: strukturen av en enhetscell hos $LaNi_5$, d.v.s. legeringen, II: Lokal struktur för väteatomer runt några Ni-atomer samt III: $LaNi_5H_6$ -strukturen.

3.4.5 Bränsleceller

Många celler bygger på att syrgas reduceras till oxidjoner, hydroxidjoner eller vatten vid pluspolen (vilken av dessa specier som bildas beror på elektrolyten och dess pH). Minuspolen kan vara en metall som lätt oxideras av syre, då är metallen "bränslet" som oxiderar. En bränslecell värd namnet bör dock arbeta med ett bränsle som vätgas, alkohol eller naturgas.

Mer material i framtiden.

Kapitel 4

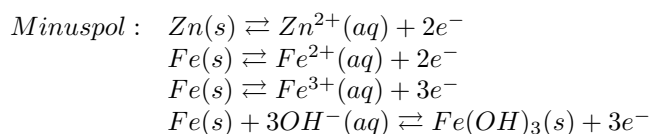
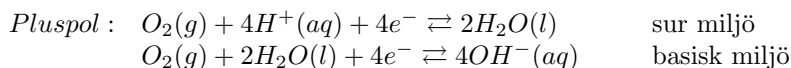
Korrosion och korrosionsskydd

4.1 Korrosion och korrosionsskydd av järn

4.1.1 Lite bakgrund

Korrosion på metaller är ofta bra exempel på oönskade galvaniska element. I princip är all korrosion av elektrokemisk natur utom vissa fall, exempelvis marmorstatyer som korroderar p.g.a. surt regn och liknande fenomen. För övrigt är det ofta metaller som oxideras av syrgas som reduceras. Syrgas är närvarande nästan överallt och dessutom ett starkt oxidationsmedel. Flera olika sätt att skydda metallkonstruktioner (ofta av järn) från korrosion (rost) kommer att beskrivas här nedan.

4.1.2 Några valda reaktionsformler m.m.



4.1.3 Experiment

En zinkbit i saltsyra ger upphov till vätgasutveckling men ofta går vätgasutvecklingen "dåligt". Om några droppar kopparsulfatlösning tillsätts lösningen, fälls kopparmetall ut på zinken. En lokal cell bildas och vätgasutvecklingen går mycket märkbart snabbare.

När metallerna ligger i kontakt sker elektrontransporten i kontakten mellan metallerna. Zinken behöver alltså inte "byta elektroner" med vätejonerna och täckas av vätgas utan avlämnar sina elektroner till koppar där vätgasen bildas på kopparytan. Det tycks som om vätgas bildas enklare på en yta av koppar än på en zinkyta.

Korrosionen påskyndas ofta när två metaller är i elektrisk kontakt, s.k. lokalelement bildas. Några olika principer varför korrosion påskyndas kan urskiljas.

Pröva att lägga en zinkbit i saltsyra. Ofta går vätgasutvecklingen dåligt. Häll i några droppar kopparsulfatlösning! Kopparmetall fälls omedelbart ut på zinken, en cell bildas och vätgasutvecklingen går mycket märkbart snabbare.

När metallerna ligger i kontakt sker elektrontransporten i kontakten mellan metallerna. Zinken behöver alltså inte "byta elektroner" med vätejonerna och täckas av vätgas utan avlämnar sina elektroner till koppar där vätgasen bildas på kopparytan. Uppenbarligen bildas vätgas enklare på en yta av koppar än på en zinkyta.

4.1.4 Elevaktiviteter

- Järns korrosion och dess beroende på tillgång till vatten och syrgas kan studeras på många olika sätt, exempelvis med det klassiska flaskförsöket med järnull, enligt bilden nedan.
- Blanka järnspikar kan placeras i olika miljöer, torrt, fuktigt, i saltvattenhaltig miljö, i kontakt med zink, magnesium, koppar etc.



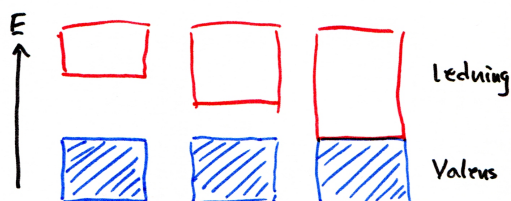
Figur 4.1: Tre petflaskor med järnull, vatten och olika tillgång på syrgas respektive reduktionsmedel. Flaskan längst till vänster har stängd kork, den i mitten fri tillgång till luft samt den till höger innehåller dessutom zinkbitar.

Kapitel 5

Solceller

5.1 Traditionella solceller av ”torr typ”

En halvledare har ett valensband fyllt med elektroner och ett tomt ledningsband samt däremellan ett bandgap med otillåtna energier. Det är bandgapets storlek som bestämmer om några få elektroner kan fås att hoppa till ledningsbandet när man lägger på ett elektriskt fält. För diamant går det inte, medan det går för kisel. Hos en metall är i gengäld bandgapet obefintligt.



Figur 5.1: Schematisk bild för valensband och ledningsband och motsvarande bandgap för en isolator, halvledare och metall.

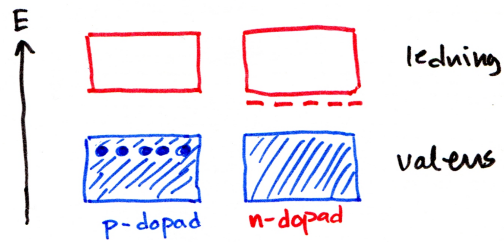
En halvledare kan göras n-dopad (få fler elektroner än det finns plats för i valensbandet), t.ex. genom att en Si-kristall dopas med P(fosfor). Varje fosforatom har en extra elektron jämfört med kisel. Dessa extra elektroner hamnar på en energinivå strax under ledningsbandet. Elektronstrukturen bestäms i stort sett av kiset och de extra elektroner från dopningen kommer därför att placeras på extra nivåer.

Halvledaren kan också p-dopas (berövas elektroner från valensbandet). Kisel kan exempelvis dopas med gallium, Ga. I detta fall kan elektronstrukturen åskådliggöras som att det har bildats ”hål” i valensbandet. Hålen representerar avsaknaden av elektroner och är alltså positiva i förhållande till resten av elektronhavet.

5.1.1 pn-övergången

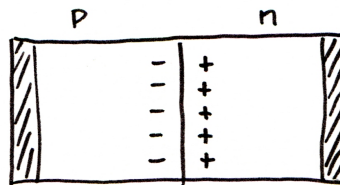
En skiva p-dopad och en skiva n-dopad halvledare och ett tunt metallskikt på ömse sidor (mörkgrått)

De extra elektronerna hos n i kontakt-zonen kommer att flytta sig till de positiva hålen, d.v.s. den n-dopade delen kommer att tappa elektroner och den p-dopade kommer att få elektroner.



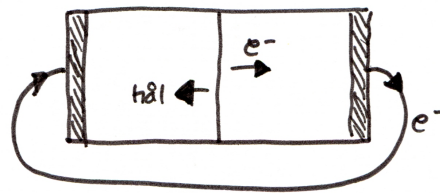
Figur 5.2: Två schematiska bilder på valensband och ledningsband och motsvarande störnivåer för en p-dopad respektive en n-dopad halvledare.

Ett elektriskt fält uppkommer.



Figur 5.3: Två schematiska bilder på valensband och ledningsband och motsvarande störnivåer för en p-dopad respektive en n-dopad halvledare.

Det är detta som gör pn-övergången till en likriktare. pn-övergången (spärrskiktet) är också en förutsättning för solcellen: En foton ska kunna separera en elektron och ett hål (dvs flytta elektronen över bandgapet) utan att de omedelbart slår sig ihop igen. Bandgapet måste förstås motsvara energin i synligt ljus. Elektronen kommer att dras mot p-sidan av spärrskiktet och vandra vidare i den n-dopade delen, ut i ledningen och utifrån träffa på ett hål på p-sidan.



Figur 5.4: Två schematiska bilder på valensband och ledningsband och motsvarande störnivåer för en p-dopad respektive en n-dopad halvledare.

5.2 Grätzelceller

Grätzelcellen försöker efterlikna naturen i så motto att ett färgämne används som hjälpmedel för att ta upp energin ur solljus och för att transportera elektronen vidare. I Grätzelcellen gäller

det att få elektronen upp till ledningsbandet i halvledaren titandioxid och färgämnet hjälper till.

Färgämnet exiteras av solljuset och en av dess elektroner lyfts till en energinivå där den kan transporteras - "tas om hand" av titandioxiden. Färgämnet avlämnar elektronen och blir då plusladdat. Elektronen går via den yttre ledningen till motelektroden där den träffar på elektrolyten som återtar elektronen (grafit katalyserar) och ger tillbaka den till färgämnet.

I en äkta Grätzelcell använder man dyrbara ruteniumkomplex, men i flera fall har exempelvis svarta vinbärs antocyaniner, eller motsvarande färamnen i björnbär och andra liknande bär använts på samma sätt.

Vid titandioxidytan händer ungefär följande (F står för färgämnet):

1. $F \rightarrow F^*$
2. $F^* \rightarrow F^+ + e^-$
3. $F^+ + I_3^- \rightarrow F + \frac{3}{2}I_2$

Vid motelektroden händer ungefär följande:

1. $e^- + \frac{3}{2}I_2 \rightarrow I_3^-$

Elektroden utgörs av glas med en beläggning av tennoxid, SnO_2 som dopats med fluoridjoner så att den blivit elektriskt ledande. Titandioxiden, som ska vara i form av ett finkornt pulver med mycket små partiklar läggs på i ett mycket tunt lager på en av elektroderna, torkas och färgas in. Den andra elektroden beläggs med grafit som katalysator. Sedan elektroderna lagts mot varandra släpper man in elektrolyten som är en blandning av jod och jodidjoner. Cellen belyses från titandioxidsidan.

5.2.1 Konstruktion av Grätzelcellen i praktiken

- Tag två jämnstora bitar glas. Kontrollera vilken sida på glaset som är ledande. Lägg en upp och en ned och tejpa fast dem kant i kant på ett papper så att tejpens täcker ca 2 mm på långsidorna och ca 4-5 mm i en kortsida (kortsidan blir kontakt senare). Tejpens tjocklek blir höjden på titandioxidskiktet som nu ska läggas på. Se bild
- Sätt en lite droppe suspension längs kortsidans kant och dra ut den med en ren, liggande glasstav utan att lyfta glasstaven någon gång. I bästa fall har ett mycket tunt och jämnt skikt bildats. Se bild
- Bränn skiktet enligt endera av tre metoder till 450 grader i åtminstone 30 minuter. Alternativ: muffelugn, brännare, varmluftspistol. Låt svalna långsamt så att inte skiktet spricker.
- Under tiden grafitiserar man motelektroden (på den ledande sidan!) med penna - täck hela ytan. Man kan också grafitisera ca 15 sek i stearinljuslåga, detta skikt är mycket känsligt, men effektivt.
- Färga in titandioxidskiktet genom att lägga det i färglösningen. Man påstår att pressade vinbär går bra, men jag finner att ett filtrerat extrakt av svarta vinbär i metanol/ättika/vatten är mycket bättre. 10 min ska ge ett starkt blårodfärgat skikt. Skölj i alkohol och torka av (dutta) med Kleenex. Skiktet ska var torrt innan elektrolyten förs på.
- Lägg ihop elektroderna så att båda får en obelagd del stickande ut (grafiten torkas av på denna del. Sätt ihop med klämmorna (eller klädnypor).

- Sätt en droppe elektrolyt i kanten mellan elektroderna . Öppna och stäng klämmorna omväxlande så sug elektrolyten in och täcker.
- Torka av ordentligt innan du ansluter krokodiler och undersöker cellen.
- Pröva cellen i halogenlampans sken eller i solsken. Ett citat från en engelskspråkig publikation är:
”The output is approximately 0.43 V and 1 mA/cm² when the cell is illuminated in full sun through the TiO₂ side.”
- Idealet är förstås om man kan mäta effekten, P per ytenhet, A. Effekt fås genom att multiplicera spänning med strömstyrka, $P = U \cdot I$. Försök rikta in cellen mot lampan så att samma utslag fås, som i solen utomhus. Är solinstrålningen känd i W/m² kan effekten på cellen mätas. Dividera med ytan och beräkna hur effektiv cellen är på att omvandla solljus (solceller brukar maximalt uppnå en verkningsgrad på ca 10%)

Lite bakgrund

Grätzelcellen är en slags solcell. I en solcell vill man att det med solenergens hjälp ska skapas en elektron - hål-par och att elektronerna ska samlas åt ett håll och de positiva hålen åt ett annat, varefter de får mötas igen via den yttre ledningen.

Länk till skolcelllådan vid inst. f. fysikalisk kemi, Uppsala universitet

Vid institutionen för fysikalisk kemi vid Uppsala universitet har det utvecklats en s.k. skolcellslåda. En låda med material för att bygga en Grätzelcell i skolan. En länk till detta finns nedan.

<http://www.teknat.uu.se/samverkan/skola/skolceller/>

Alternativt kan någon sökmotor användas, exempelvis Google, där följande sökord kan användas. Troligen hittas länken ovan som en av de första träffarna.

Sökord till Google = uppsala universitet solcell skola

Kapitel 6

Elektrolys

Varje gång som vi laddar ett batteri, exempelvis det i mobiltelefonen, sker en elektrolys. Den tidigare spontana reaktionen som representerar urladdning av batteriet tvingas att ske åt andra hållet, batteriet laddas igen. En skillnad mellan batteriets båda poler återställs. För att elektrolysen ska bli framgångsrik måste en sluten elektrisk krets skapas. I många fall är det lösningen som är det största hindret för den elektriska strömmen. Metaller brukar beskrivas som att de leder, med elektroner som laddningsbärare medan lösningar beskrivs med joner som laddningsbärare. En liknande ide, d.v.s. den att rörliga joner ger saltlösningar deras ledningsförmåga, beskrevs av Svante Arrhenius i slutet av 1800-talet, något som senare gav honom nobelpris, 1903. Till en början ansågs detta som en befängd ide, men efter ett tag accepterades den.

Tabell 6.1: Några joner och deras molära konduktivitet

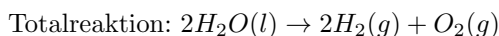
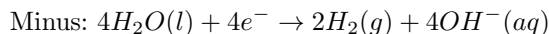
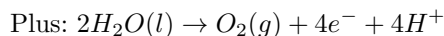
Jon	Λ^0 ($\Omega^{-1}cm^2mol^{-1}$)
$H^+(aq)$	350
$Li^+(aq)$	39
$Na^+(aq)$	50
$K^+(aq)$	74
$F^-(aq)$	55
$Cl^-(aq)$	76
$Br^-(aq)$	78
$I^-(aq)$	77
$OH^-(aq)$	197
$SO_4^{2-}(aq)$	160

- Knallgas ifrån vatten.
- Bestämning av vattnets sammansättning.
- Klor/alkali-processen, elektrolys av saltvatten.
- Elektrolytisk rening av koppar.

6.1 Knallgas ifrån vatten

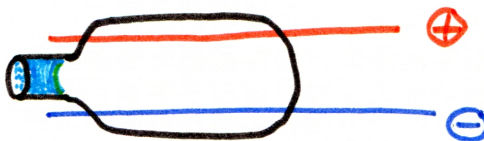
Elektrolys av vatten kan generera knallgas, en blandning av vätgas och syrgas i perfekta proportioner för att få optimal förbränning av vätgas. Stora mängder kan vara livsfarligt och avråds bestämt ifrån. I liten skala blir det dock en mycket tydlig demonstration.

Förslag på reaktionsformler



Experiment

- Gör en elektrolytlösning genom att lösa en sked av något lämpligt salt i lite vatten.
- Använd en avklippt plastpipett som elektrolyskärl med två elektroder av stuv järntråd eller liknande enligt figuren nedan.
- Elektrolysera tills nästan all vätska har tryckts ut. Spar en liten vätskepropp så att gasblandningen stannar kvar i pipetten.
- Antänd blandningen med ett stearinljus eller liknande.
- Vill man undvika klorgas så kan något annat salt användas för att få ledningsförmåga i lösningen, exempelvis natriumsulfat, natriumvätekarbonat etc.
- Finns det inte spänningsaggregat så duger det utmärkt med ett 9V-batteri och två blyertspennor.



Figur 6.1: Elektrolyskärl av avklippt plastpipett.

Kommentarer

- Skala inte upp den här laborationen så att stora mängder vätgas bildas. Plötsligt är det inte oskyldiga små explosioner längre...

Elevaktiviteter

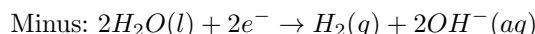
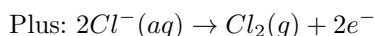
- Utmärkt försök i mikroskala som är ofarligt men ändå mycket illustrativt.

6.2 Klor/alkali-processen, elektrolys av saltvatten

Genom att elektrolysera saltvatten fås två viktiga baskemikalier, natriumhydroxid (natronlut) och klorgas. Det finns flera olika industriella processer, en av dem använder en kvicksilverelektrod som minuspol.

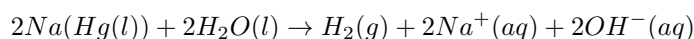
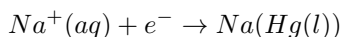
Förslag på reaktionsformler m.m.

Vid pluspolen oxideras kloridjoner till klorgas. Reaktionen vid minuspolen kan beskrivas som sönderdelning av vatten till vätgas och hydroxidjoner.



Elektrolys med kvicksilverkatod

Möjligen sker ett mellansteg när natriumjoner reduceras till natriummetall som binds i flytande kvicksilver och bildar ett natriumamalgam. Natriummetallen kan senare reagera med vatten och bilda vätgas, hydroxidjoner och natriumjoner.



Experiment

Två teskedar salt (natriumklorid) i ca 1.5-2 dl vatten blir en bra elektrolyslösning. Rör om med en plastsked. Elektrolysera med exempelvis två kolelektroder eller två blyertspennor. Använd mer än ca 2 V, annars bubblar det inte alls. Undvik alltför hög cellspänning... Tänk på att det utvecklas vätgas och klorgas i perfekta proportioner för s.k. klorknallgas. Vill man undvika klorgas så kan något annat salt användas för att få ledningsförmåga i lösningen, exempelvis natriumsulfat, natriumvätekarbonat etc. Finns det inte spänningsaggregat så duger det utmärkt med ett 9V-batteri och två blyertspennor.

Kommentarer

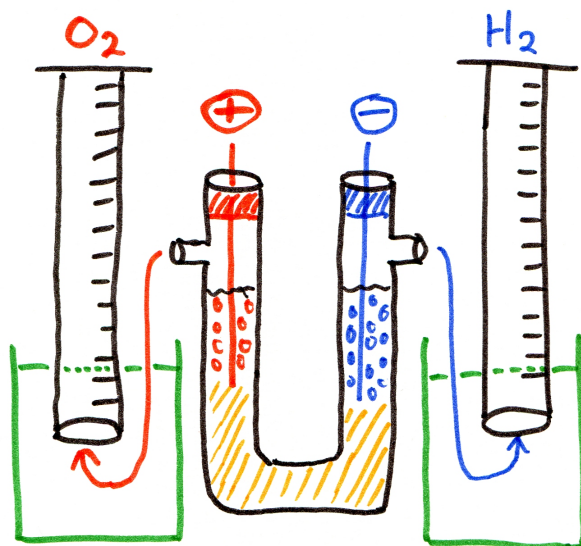
- Klorgas bleker, lösningen som bildas blir på sätt och vis en kopia av rengöringsmedlet "klorin".
- Var försiktig att lukta alltför mycket och nära, klorgasen kan bli mycket påträngande. Lukten kan påminna om lukten av vattnet i simhallen men inte särskilt mycket mer/starkare.

Elevaktiviteter

- Använd rödkålsindikator som elektrolyt. Tillsätt salt för att få bättre ledningsförmåga.
- Med lite agar (eller gelatin) i elektrolytlösningen fås efter en stund en gel. Då blandas inte produkterna.
- För att få en fin gel bör elektrolytlösningen värmas med agar eller gelatin.
- Blyertspennor kan användas som elektroder. Eventuellt fastsatt på vardera sidan av ett 9V-batteri.

6.3 Bestämning av vattnets sammansättning

Surgör rent vatten med svavelsyra, H_2SO_4 alternativt kan det basgöras med natriumkarbonat, Na_2CO_3 . Vitsen är att öka halten joner utan att för den skull introducera onödiga bireaktioner. Om lösningen surgörs med saltsyra, HCl finns det stor risk att även klorgas, Cl_2 utvecklas vid den positiva elektroden, förutom syrgas alltså.

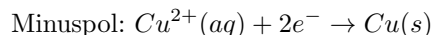
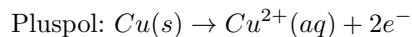


Figur 6.2: Elektrolys av vatten.

6.4 Elektrolytisk förkoppling eller förzinkning

Förslag på reaktionsformler m.m.

Vid pluspolen oxideras råkoppar och vid minuspolen reduceras kopparjonerna till kopparmetall.



Koppar framställs exempelvis genom att rosta sulfidmalm som därefter kan reduceras med kol. Den bildade råkopparn blir inte särskilt ren och duger inte för att exempelvis göra el-ledningar. Den måste renas och detta görs elektrolytiskt!

Experiment

- Elektrolys med två kopparbleck, ett med ren koppar anslutet till minuspolen och ett med oren koppar anslutet till pluspolen. Pluspolens elektrod (anoden) oxideras och jonerna transporteras till minuspolen där kopparjonerna reduceras till kopparmetall.
- Sker elektrolysen för fort blir utfällningen ofta svampformad och trillar av minuspolen elektrod.
- Tillsats av svavelsyra till elektrolyten ökar ledningsförmågan.
- Elektrolysera inte vid så hög spänning så att vätgas och syrgas bildas i stora mängder.

Elektiviteter

- Elektrolytisk förkoppling av järn kan vara ett alternativ, då det i bästa fall kan bli ett tunnt fint lager utfälld koppar på järnbiten.
- Undersök hur strömstyrkan varierar med ytan av elektroderna.

Kapitel 7

Diverse redoxreaktioner

7.1 Framställning av järn

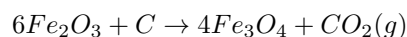
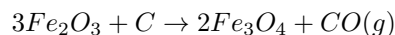
Metaller finns ofta, med undantag av de ädlaste metallerna, som föreningar med syre, svavel eller andra grundämnen. Principiellt kräver alla olika former av metallframställning tillförsel av elektroner, antingen direkt genom elektrolys eller indirekt via en ”kemisk” elektronkälla.

Lite bakgrund

Industriellt är reduktion av järnmalm med kol en ekonomiskt viktig redoxreaktion. Kol är billigt och ett utmärkt reduktionsmedel, i alla fall för olika järnoxider.

Förslag på reaktionsformler m.m.

Reduktion av hematit, Fe_2O_3 till magnetit, Fe_3O_4 och vidare ända till järn, Fe . Syrena i järnoxiden flyttar till kol och bildar i slutänden koldioxid, CO_2 .



Experiment

Blanda kolpulver och hematit. Hetta upp i ett kvartsrör med en het låga, ju hetare desto bättre. Inte så mycket att kvartsröret smälter men gärna i närheten av detta. Bildat järn eller i alla fall magnetit kan separeras från resten av blandningen med en magnet.

Kommentarer

En svårighet som förekommer med reduktion av järnoxider med kol är att temperaturen ofta inte blir tillräckligt hög. Luft får inte vara närvarande i stora mängder ty då brinner helt enkelt kolet upp och bildar koldioxid. Vid brist på luft kan koloxid (Obs: giftig!) bildas, vilket är fördelaktigt då den i sin tur kan fungera som reduktionsmedel. Trots långvarig upphettning är det ibland bara möjligt att få fram magnetit, Fe_3O_4 , som är magnetisk och lätt kan misstas för järn p.g.a av detta. Det är dock en bit på väg mot järnmetall.

Elevaktiviteter, en bit på vägen mot framställning av järn

- I liten labbskala så kan rödbrun järnoxid, blodstensmalm, hematit, Fe_2O_3 blandas med kolpulver och hettas upp med gaslåga, i ett provrör av svårsmält glas.
- Kanske reduceras inte järnoxiden hela vägen till järnmetall men förmodligen blir resultatet mer magnetiskt än vad den bruna järnoxiden var från början. Detta kan förklaras med att exempelvis magnetit, Fe_3O_4 har bildats.

7.2 Att putsa silver med en cell

Putsa av silverbestick och andra silversaker kan göras elektrolytiskt, antingen direkt med elektrolys eller indirekt genom att lägga det oxiderade silverföremålet i kontakt med en oädel metall.



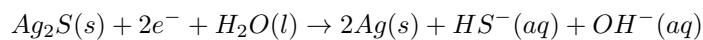
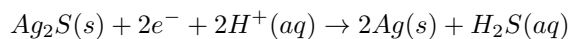
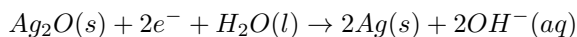
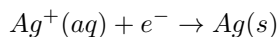
Figur 7.1: En korroderad silversked och aluminiumfolie.

Lite bakgrund

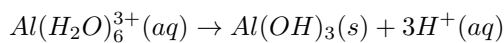
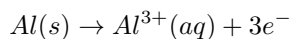
När silver svartnar beror det ofta på bildandet av olika silversulfider. Glömmer du en silversked i ett ägg eller en burk ”sambal oelek” blir den svart rätt snabbt. Den mörka beläggningen kan vara Ag_2O , Ag_2S eller liknande föreningar. Det gemensamma är att silvermetallen har oxiderat, det blir $Ag(I)$ -föreningar. För att få tillbaka silvermetallen kan elektroner tillföras på ett eller annat sätt. En bit aluminiumfolie kan tjäna som elektronkälla.

Förslag på reaktionsformler m.m.

Fyra reaktionsformler som samtliga illustrerar reduktion av $Ag(I)$ till $Ag(0)$, d.v.s. $Ag(s)$.



Aluminiumfolien oxiderar och troligen reagerar $Al^{3+}(aq)$ med vatten och bildar $Al(OH)_3(s)$.



Experiment

- Gör en cell genom att doppa ned en hopvikt lång Al-folie och en oxiderad silversked i bikarbonatlösning. Koppla med sladdar och krokodiler och mät spänningen.
- Om du nu kopplar Al-folien direkt som en yttre ledning till skeden har du gjort en kortsluten cell som urladdas. Silverskeden blir pluspol och aluminiumfolien blir minuspol.
- Gör om samma cell men med en annan elektrolyt. tag denna gång citronsyra och natriumklorid. Bör det gå att putsa silver även med denna blandning?

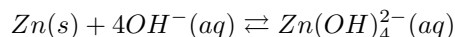
När man lägger ned en silversked omlindad med Al-folie i en varm bikarbonatlösning fungerar metallkontaktarna som en yttre ledning i en kortsluten cell, reaktionerna ovan sker och silvret blir rent eller i alla fall något renare. Men man kan också göra cellen av misstag - täck aldrig lax på ett silverfat med aluminiumfolie!

7.3 Guldpeng-försöket, något som ser ut som en redoxreaktion

Ett klassiskt experiment som inte är någon tydlig redoxreaktion enligt de vanliga reglerna om ädla respektive oädla metaller. Försöket har två steg.

Steg 1:

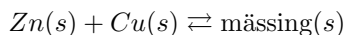
En kopparslant läggs tillsammans med lite zinkpulver i en bägare med natriumhydroxidlösning. Koka försiktigt några minuter tills kopparslanten är täckt av zink. Nedanstående jämvikt mellan zinkmetall och lösta tetrahydroxyzinkatkomplex inställer sig. En jämvikt betyder att det sker processer åt båda håll. Några av de lösta zinkatkomplexen reduceras kanske på kopparslanten och därmed faller zink ut på ytan av kopparslanten. Själva kopparen har ingen annan funktion än att vara elektriskt ledande i kontakt med zinkpulvret och bereda plats för zink att falla ut på en plan och välordnad yta. Det är alltså fråga om transport av zink från ett högaktivt pulver till en lågaktiv stabil form på kopparslanten. Resultatet blir att kopparslanten blir täckt av zink efter ett tag, vilket påminner om silver!



Figur 7.2: Transport av zink från högaktivt pulver, via lösning till en lågaktiv plan yta. Kopparslanten täckt av zinkpulver får efter några minuter en beläggning av zink.

Steg 2:

Hetta upp den förzinkade kopparslanten försiktigt i en gaslåga och du har plötsligt fått en atomär blandning av zink och koppar, d.v.s. mässing, som ser ut som guld!



Figur 7.3: Vid rumstemperatur är det yttersta lagret av zink stabilt som utskikt men efter upphettning i en gaslåga har Cu- och Znatomerna blandats. Den resulterande legeringen kallas mässing och är gul, nästan som guld.