

Elektrokemi för lärare i grundskolan och gymnasiet

Lars Eriksson

12 januari 2016

Innehåll

Förord	ix
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	4
1.2.3 Zink och koppar i ättika	6
1.2.4 Koncentrationens betydelse för reduktionspotentialen	7
1.2.5 Nernsts formel	10
1.2.6 Texter som man kan hitta på nätet	10
1.3 Elektrolys - utifrån påtvingade processer	11
1.4 Reduktionspotentialer	11
2 Batterier	13
2.1 Primärceller - ej uppladdningsbara batterier	13
2.1.1 Zn/Cu-batteriet - Daniell-elementet	14
2.1.2 Voltas stapel, citronbatteriet eller gurkbatteriet	16
2.1.3 Brunstensbatteriet	18
2.1.4 Magnesium/Silverklorid-batteriet	20
2.1.5 Aluminium/Luft-batteriet	21
2.2 Sekundärceller - uppladdningsbara batterier	23
2.2.1 Bly-batteriet	24
2.2.2 Nickel/Metallhydrid-batteriet	26
2.2.3 Bränsleceller	29
3 Korrosion och korrosionsskydd	31
3.1 Korrosion och korrosionsskydd av järn	31
3.1.1 Lite bakgrund	31
3.1.2 Några valda reaktionsformler m.m.	31
3.1.3 Experiment	31
3.1.4 Elevaktiviteter	32
4 Solceller	33
4.1 Traditionella solceller av "torr typ"	33
4.1.1 pn-övergången	33
4.2 Grätzelceller	34

4.2.1	Konstruktion av Grätzelcellen i praktiken	35
5	Elektrolys	37
5.1	Knallgas ifrån vatten	38
5.2	Klor/alkali-processen, elektrolys av saltvatten	39
5.3	Elektrolytisk rening av koppar	40
6	Diverse redoxreaktioner	41
6.1	Framställning av järn	41
6.2	Att putsa silver med en cell	43
7	Pourbaixdiagram - kemin i vattenlösningar	45

Figurer

1.1	En typisk galvanisk cell - zink och koppar med en jonledande saltbro mellan bägarna. En zinkhalvcell i kontakt med en kopparhalvcell	1
1.2	Zink/koppar-elementet med båda elektroderna i samma kärl	2
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.	2
1.4	Två grundämnen (Cu och Zn) i den elektrokemiska serien med existensområden för olika redoxformer av vardera ämnet. Reduktionspotentialaxeln kan tolkas som att den anger omgivningens elektronrikedom / elektronfattigdom.	3
1.5	Zn(s) oxideras till $Zn^{2+}(aq)$ och $Cu^{2+}(aq)$ reduceras till Cu(s).	3
1.6	Grafisk representation av halvceller ifrån tabellen ovan.	4
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.	5
1.8	Existensområden för Zn, H och Cu som funktion av omgivningens elektronrikedom.	6
1.9	Zink/koppar-cellen vid standardtillsånd d.v.s. när [joner] är 1.00 mol/dm^3	7
1.10	Zink/koppar-cellen då $[Zn^{2+}(aq)] = 1.00 \text{ mol/dm}^3$ och $[Cu^{2+}(aq)] = 0.10 \text{ mol/dm}^3$	7
1.11	Zink/koppar-cellen då $[Zn^{2+}(aq)] = 1.00 \text{ mol/dm}^3$ och $[Cu^{2+}(aq)] = 0.01 \text{ mol/dm}^3$	7
1.12	Enkla diagram för en kopparhalvcell med tre olika koncentrationer.	8
1.13	Ett antal (vertikala) enkla diagram för reduktionen av syrgas vid olika pH.	9
1.14	Ett reverserat Daniellelement, en enkel variant av elektrolyscell	11
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...	11
2.1	Ett typiskt Daniellelement. Ta reda på plus och minuspol genom att ansluta voltmetern på olika sätt!	14
2.2	Principskiss av en Voltas stapel, med 6 celler. Bild ifrån wikipedia.	16
2.3	Ett exempel på ett citronbatteri.	17
2.4	Ett typiskt Brunstensbatteri. Bilden gjord av Jacek FH (under CC 2.5) nerladdad ifrån Wikipedia.	18
2.5	Kanske ett Brunstensbatteri.	19
2.6	Aluminiums dominerande förekomstformer vid olika pH	21
2.7	En aluminium-luft cell	22
2.8	En aluminium-luft cell	24
2.9	Ett enkelt blybatteri på lab, färdigt för att börja laddas.	25
2.10	Elektroderna efter ett tags laddning. Pluspolen har blivit brunsvart av bildad PbO_2 medan minuspolen är opåverkad eftersom det troligen mest bildats vätgas på den.	25

3.1	Tre petflaskor med järnnull, 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.	32
4.1	Schematisk bild för valensband och ledningsband och motsvarande bandgap för en isolator, halvledare och metall.	33
4.2	Två schematiska bilder på valensband och ledningsband och motsvarande störnivåer för en p-dopad respektive en n-dopad halvledare.	34
4.3	Två schematiska bilder på valensband och ledningsband och motsvarande störnivåer för en p-dopad respektive en n-dopad halvledare.	34
4.4	Två schematiska bilder på valensband och ledningsband och motsvarande störnivåer för en p-dopad respektive en n-dopad halvledare.	34
5.1	Elektrolyskärl av avklippt plastpipett.	38
6.1	En korroderad silversked och aluminiumfolie.	43

Tabeller

1.1	Några reduktionspotentialer	4
1.2	Standardreduktionspotentialer	12
5.1	Några joner och deras molära konduktivitet	37

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 som möjligt att använda direkt i skolans kemiundervisning, men utveckling pågår.

Materialet utgår i stora delar ifrån en sammanställning och ideer ifrån flera olika texter om elektrokemi författade av Ebba Wahlström, några år in på 2000-talet. Ebba var tidigare verksam vid KRC, SU. Förutom detta ingår erfarenheter från många års undervisning av kemistudenter på universitetets grundkurs. På många sätt liknar skolans och gymnasiets kursavsnitt om elektrokemi det som undervisas om på universitetet, på gott och ont kanske... Det är INTE avsikten att projicera en universitets

Kapitel 1

Bakgrund

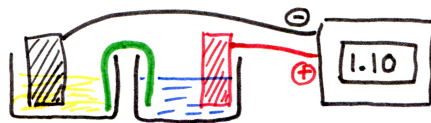
Varför ska man ägna sig åt elektrokemi? -Allt är elektrokemi! Kanske lite långsökt, tycker en del men om kemiska processer består i att flytta om eller omorganisera var elektronerna håller hus, på vilka atomer de plägar befinna sig oftast, så kanske det blir lättare att tro på att väldigt många reaktioner 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., bara att de finns många likheter mellan teorierna för exempelvis syror och baser respektive elektrokemi.

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 utgör grunden 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.

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 mycket 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!

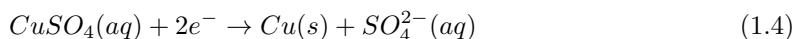
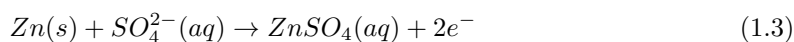


Figur 1.1: En typisk galvanisk cell - zink och koppar med en jonledande saltbro mellan bägarna. En zinkhalvcell i kontakt med en kopparhalvcell

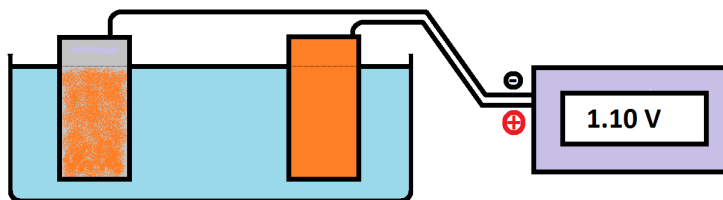
Det som inträffar när cellen urladdas kan beskrivas som att zinkmetallen oxideras till zinkjoner samt att kopparjonerna reduceras till kopparmetall. Koncentrationen av zinkjoner kommer att öka och koncentrationen av kopparjoner kommer att minska. Zinkplåten kommer att "frätas" sönder och kopparplåten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



Naturligtvis skulle dessa processer kunna skrivas enligt nedan men det är på sätt och vis att flytta fokus från den väsentliga processen. Antag 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.



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

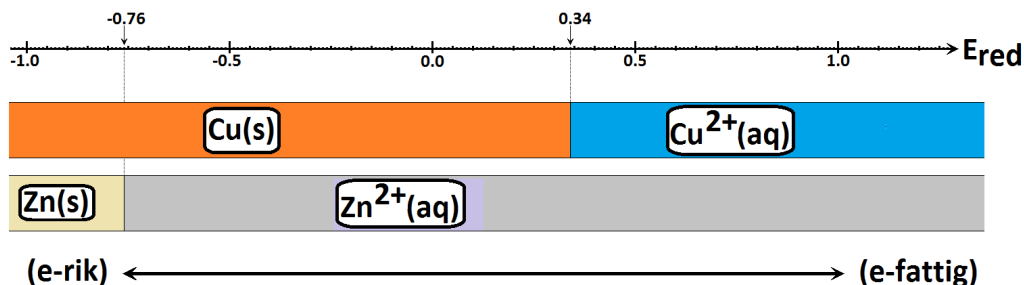
1.2 Elektrokemiska spänningserien (rikedom - fattigdom)

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 elektrokemiska fenomen, bl.a. syrgas är 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.

... 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.

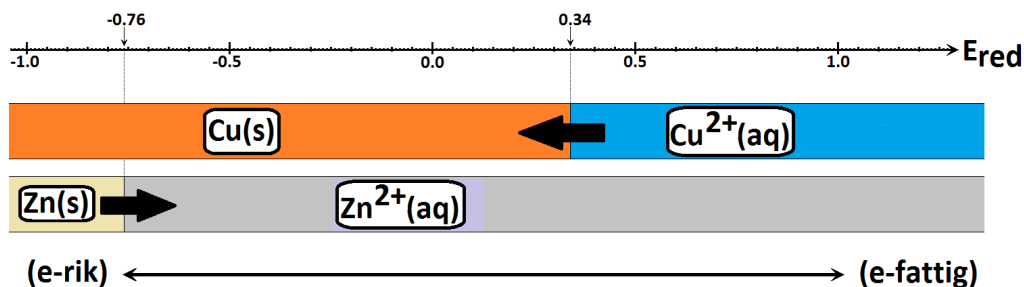
Det blir tydligare om såväl den reducerade formen som den oxiderade formen av respektive grundämnen visas. Zink står till vänster i serien ovan, och koppar till höger (om zink). Detta kan också beskrivas som att zinkmetall oxideras lättare än kopparmetall, eller att kopparjoner reduceras lättare än zinkjoner. 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. Reduktionspotentialaxeln kan tolkas som att den anger omgivningens elektronrikedom / elektronfattigdom.

1.2.1 Zinkmetall och kopparjonlösning

En fråga som kan ställas är: 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.



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

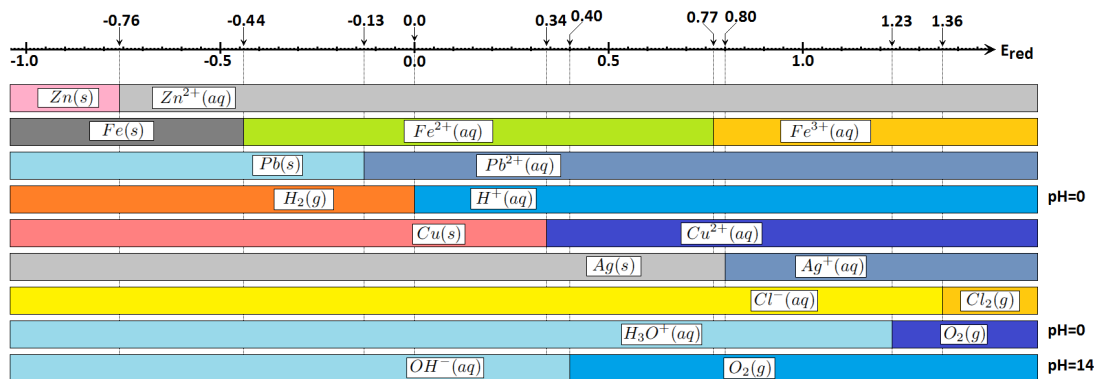
1.2.2 Listor på reduktionspotentialer eller grafiska representationer

Experimentella data för gruppering av olika ämnen i en elektrokemisk serie, eller ädelhetsserie, gess 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.

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

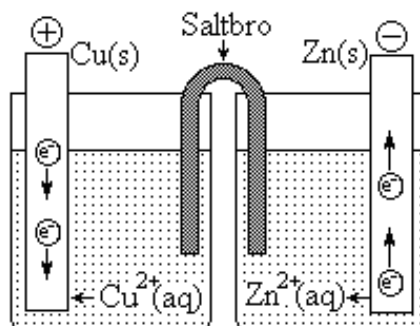
Motsvarande grafiska representation av redoxdata för samma grundämnen skulle kunna se ut om nedan. Iden är kort och gott att: Om existensområdena för två olika specier överlappar varandra vid någon viss reduktionspotential kan de samexistera utan att reagera med varandra. Strängt taget går reaktion inte att utesluta men de reagera 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. Ifrån ett syrabasresonemang kan de inte samexistera, i alla fall inte som dominerande former men grafen nedan antyder enbart något om redoxbenägenheten.



Figur 1.6: Grafisk representation av halvceller ifrån tabellen ovan.

Produktion och konsumtion av elektroner - minuspole och pluspole

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 $Zn^{2+}(aq)$.



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.

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.

- 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 oxiderar. Ytterligare en minnesregel är:

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

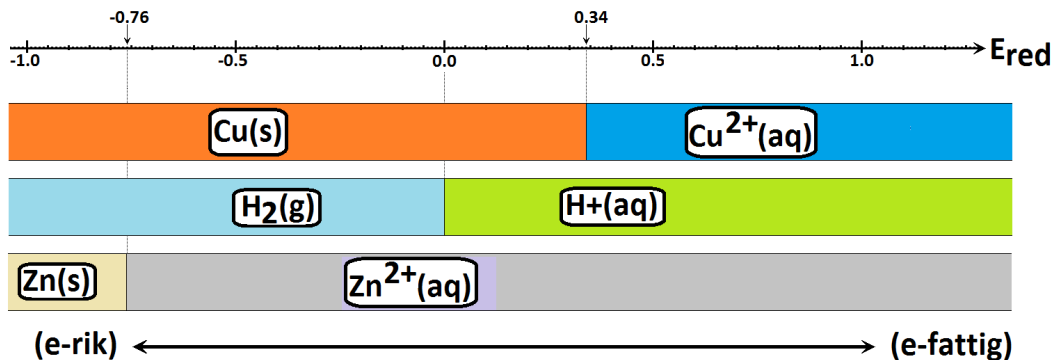
Ibland förekommer begreppen *katod* och *anod* i elektrokemiska sammanhang. Det är grekiska ord som ungefär betyder "väg inåt eller neråt" samt "väg utåt eller uppåt". I enlighet med riktningen på elektronströmmen i figuren syns det att anoden är den elektroden det sker en oxidation vid samt att katoden är elektroden det sker en reduktion vid. I galvaniska celler råkar det vara plus respektive minuspol. Ytterligare en regel baserad på vokaler och konsonanter är:

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

Slutligen vill vi påpeka att den ofta citerade och okritiskt använda regeln "positiv anod negativ katod, d.v.s. PANK" ofta är felaktig! I och för sig är den korrekt för alla elektrolysceller men inte för någon galvanisk cell.

1.2.3 Zink och koppar i ättika

Lägger man ned koppar och zink i ättika (alltså lösning med vätejoner) kommer zinken att reagera under bildning av zinkjoner och vätgas men det händer ingenting med kopparn. Om man istället doppar ned blecken 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 förekommer värden omkring 0.7 V vid denna typ av celler.



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

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.

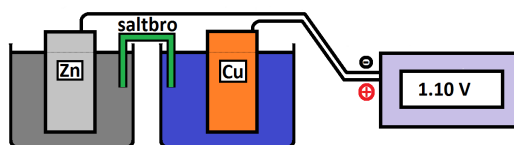
- Om vi antar att det är zinkmetal som oxiderar vid minuspolen och vi detekterar ca 0.7 V cellspänning är det rimligt att gissa att pluspolens reaktion har något med vätejoner och vätgas att göra. Detta är rimligt även om det finns en kopparplåt närvarande, eftersom den enbart tjänar som elektrisk kontakt.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

1.2.4 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

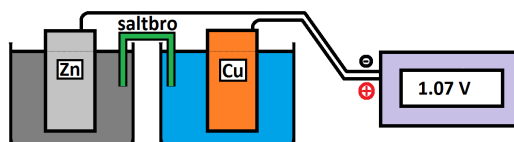
Från början antar vi att koncentrationen för var och en av jonerna är 1 mol/dm^3 , därmed blir cellspänningen, $\text{Emk} = 1.10 \text{ V}$.



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

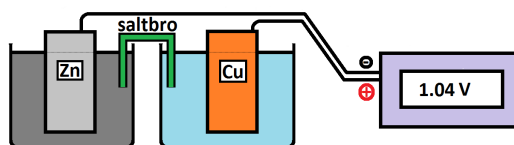
Tillsats av vatten till kopparhalvcellen

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



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

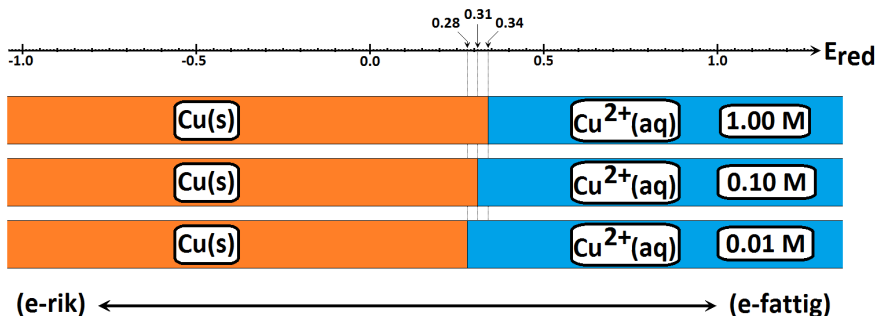
Cellspänningen ändras lika mycket igen vid ytterligare utspädning av jonlösningen i kopparhalvcellen så att koncentration av kopparjoner, $[\text{Cu}^{2+}(\text{aq})]$ blir 0.01 mol/dm^3 . Totala förändringen av koncentrationen från standardtillstånd är nu en faktor 100.



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

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 cellen, $E_{cell} = E_+ - E_-$ 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



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!

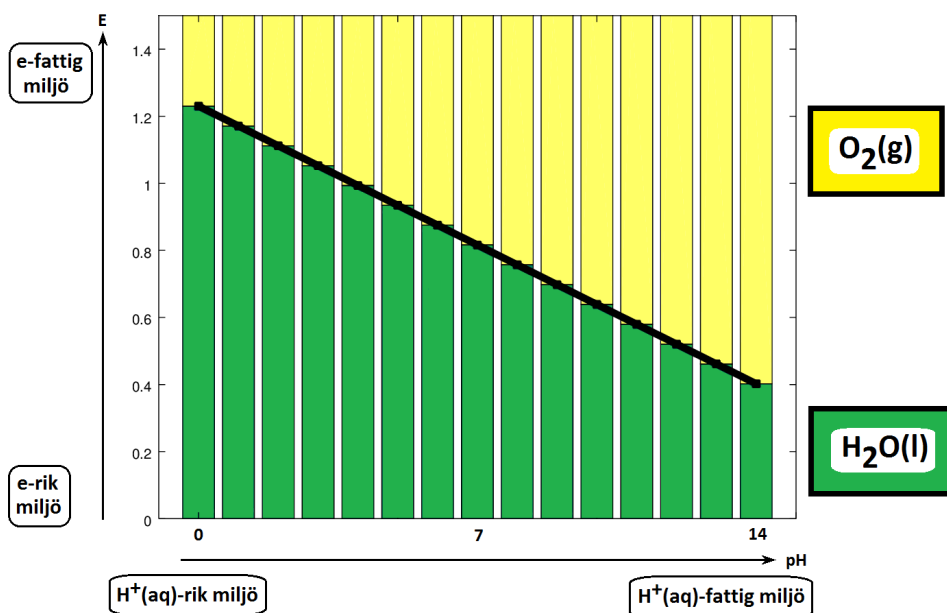
Kopparjoner respektive zinkjoner binds som komplex d.v.s. koncentrationerna av de fria jonerna minskar flera tiopotenser. Koncentrationens betydelse för elektrodpotentialerna och för cellens spänning ges av Nernsts formel.

Minnesregler för potentialens koncentrationsberoende

- 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).
- För tvåvärda minskar värdet med 0.03 V o.s.v.
- Enligt Nernsts ekvation motsvarar en tiopotens ändringen:

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

- 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, ett vid varje pH-värde anger om syre föreligger som syrgas eller reducerat till vatten.



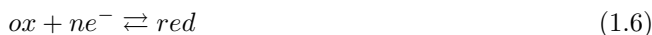
Figur 1.13: Ett antal (vertikala) enkla diagram för reduktionen av syrgas vid olika pH.

1.2.5 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.

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \left(\frac{[ox]}{[red]} \right) \quad (1.5)$$

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 .



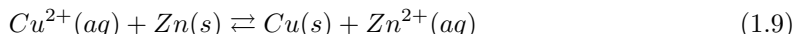
Ett konkret exempel är t.ex. reduktionen av kopparjoner till kopparmetall. Där representerar $Cu^{2+}(aq)$ den oxiderade formen, d.v.s. ox och kopparmetallen representerar den reducerade formen.



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

$$E = E^0 + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{[Cu^{2+}(aq)]}{1} \right) = E^0 + \frac{RT}{2F} \ln ([Cu^{2+}(aq)]) \quad (1.8)$$

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} .

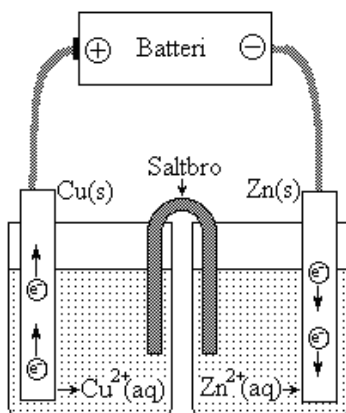
$$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{RT}{nF} \ln(Q) = E_{cell}^0 - \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{[Zn^{2+}(aq)]}{[Cu^{2+}(aq)]} \right) \quad (1.10)$$

1.2.6 Texter som man kan hitta på nätet

Angående bruket av orden "anod" respektive "katod" tycks det som att de ibland, faktiskt rätt ofta rätt och slätt är synonymer för "plus" och "minus". Möjligen ett olyckligt sammaträffande. Det duger naturligtvis (i princip) att alltid anta att PANK-regeln är korrekt men då är den samtidigt rätt meningslös eftersom den ersätter orden plus och minus med två svårförståeliga grekiska ord.

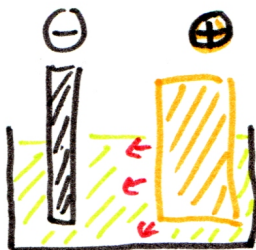
1.3 Elektrolys - utifrån påtvingade processer

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 spontanta 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 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, exempelvis koppar.



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...

1.4 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
$Na^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Na(s)$	-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

Batterier

2.1 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 olika 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. Det mest välkända är kanske det s.k. brunstensbatteriet.

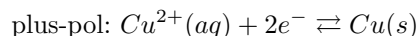
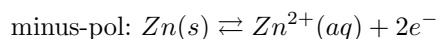
- Zink-koppar, Daniellelementet.
- Voltas stapel eller citronbatteriet.
- Brunstensbatteriet.
- Magnesium/silverklorid-batteriet.
- Aluminium-luft, en slags metalldriven bränslecell.

2.1.1 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.

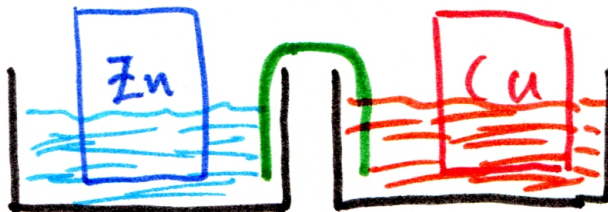
Förslag på reaktionsformler m.m.

Zinkmetallen oxideras och kopparjonerna reduceras.



Experiment

Gör lösningar av zinksulfat och kopparsulfat, vilken koncentration som används spelar kanske inte så stor roll. en liten saltbrygga bestående av en fuktad wettexduk funkar bra. Zinkplåt och kopparplåt i varsin lösning och mät spänning och ev. strömstyrka. Försök få lysdioder, lampor och eventuellt en liten motor att fungera



Figur 2.1: Ett typiskt Daniellelement. Ta reda på plus och minuspol genom att ansluta voltmetern 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.

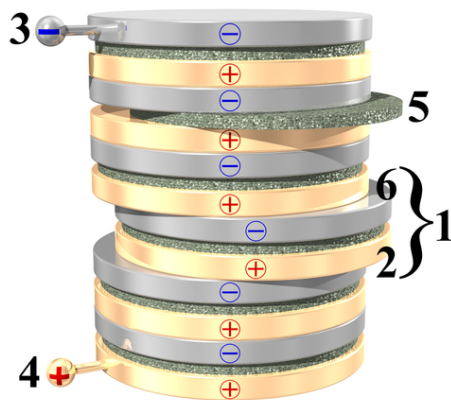
Förslag på elevaktiviteter

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 i citron
2. dito i potatis
3. dito i prickig korv
4. Kläm ett zinkbleck och ett kopparbleck med en klädnyppa kring en skiva ättiksgurka. Seriekoppla flera gurkceller. Prova motor och lampa!
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.

2.1.2 Voltas stapel, citronbatteriet eller gurkbatteriet

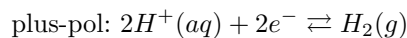
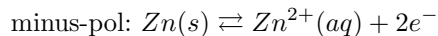
Ett vanligt förekommande batteri är det s.k. citronbatteriet. Principiellt är det ekvivalent med gurkbatteriet eller den s.k. Voltas stapel. Den sistnämnda använder trasor med saltlösning som elektrolyt mellan metallplattorna. I bilden nedan syns sex stycken celler seriekopplade. Istället för en fuktad filt kan en citronskiva användas, då har vi ett citronbatteri. ANvänder du saltgyrka får du naturligtvis ett saltgurkebattery. Elektronflödet är primärt beroende på oxidationen av den oädla metallen.



Figur 2.2: Principskiss av en Voltas stapel, med 6 celler. Bild ifrån wikipedia.

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.



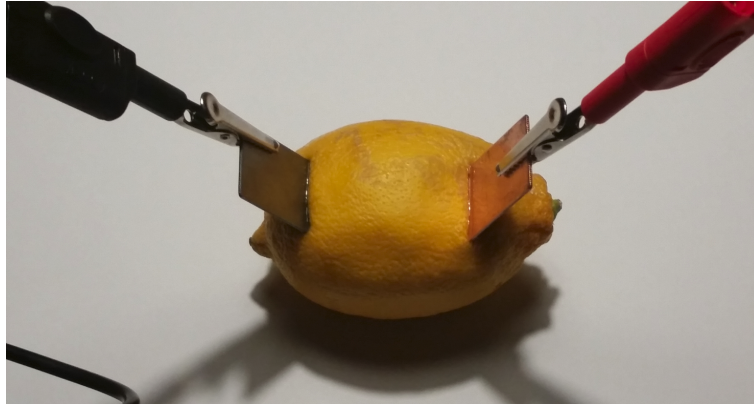
Experiment

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 troligen 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.
- Andra mer oädla batterier, exempelvis magnesium ger högre spänning.



Figur 2.3: Ett exempel på ett citronbatteri.

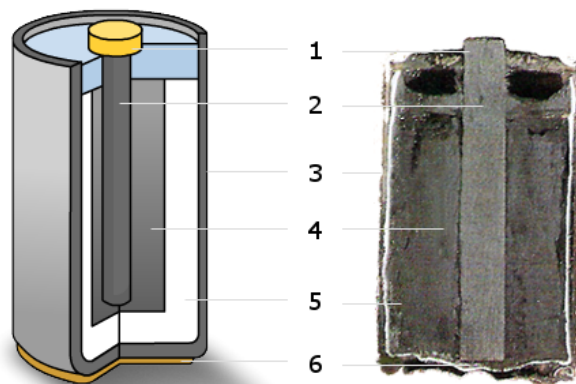
- Wikipedia anger att Voltas stapel är beroende av luftens syre, alltså en slags zink-luft-cell. Stämmer det? Hur skulle du testa om det är rimligt?

Förslag på elevaktiviteter

1. Zink- och kopparbleck i citron
2. dito i potatis
3. dito i prickig korb
4. Kläm ett zinkbleck och ett kopparbleck med en klädnyppa 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 bägare med juice och klockan. Ger man dem flera bägare och ett paket juice kan de seriekoppla andra celler, mäta olika cellspänningar m.m.

2.1.3 Brunstensbatteriet

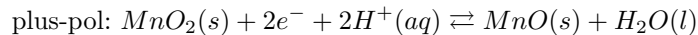
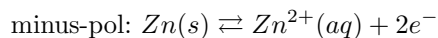
Brunstensbatteriet är troligen vårt vanligaste batteri och kanske det man tänker på när "batterier" nämns. Det finns i flera varianter, många är kapslade av ett stålhölje eftersom tidiga brunstensbatterier hade en tendens att läcka elektrolyt-"gegga". Senare tiders läcksäkra stålkapslade batterier läcker i mycket mindre omfattning. Läckande brunstensbatterier förstör ofta apparaterna de sitter i...



Figur 2.4: Ett typiskt Brunstensbatteri. Bilden gjord av Jacek FH (under CC 2.5) nerladdad ifrån Wikipedia.

Förslag på reaktionsformler m.m.

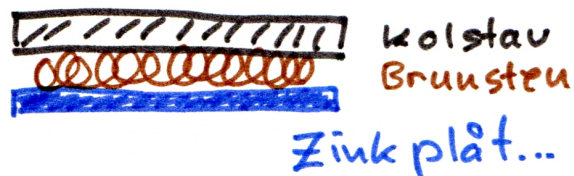
Den detaljerade kemin i brunstensbatteriet (Le Clanche torrbatteri) är tämligen komplicerad men kan förenklat beskrivas enligt nedan. En oxiderad form av manganoxid reduceras till en mindre oxiderad form. Flera olika manganoxider samt andra liknande föreningar finns. Detaljerna är relativt oväsentliga.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



1. Metalltäckt pluspol.
2. Elektriskt ledande grafitstav. Deltar inte i reaktionen.
3. Zinkhölje, negativ elektrod.
4. Mangandioxid (brunsten)
5. -indränkt med ammoniumklorid...
6. Yttre metallhölje i kontakt med zinken.

Experiment

Klipp upp ett brunstensbatteri och undersök det. Konstruera en motsvarighet till detta, kanske enligt bilden nedan. Blöt mangan-dioxiden i ammoniumkloridlösning.



Figur 2.5: Kanske ett Brunstensbatteri.

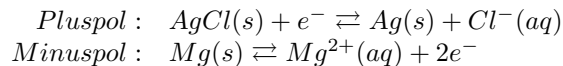
Kommentarer

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

2.1.4 Magnesium/Silverklorid-batteriet

Magnesium-silverklorid-batteriet används exempelvis i flygets räddningsvästar, olika bojar samt elektriskt framdrivna torpeder. Normalt förekommer den här cellen i torr form och måste 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.



Experiment

Inget experiment tillgängligt ännu, kommer i senare upplaga

Kommentarer

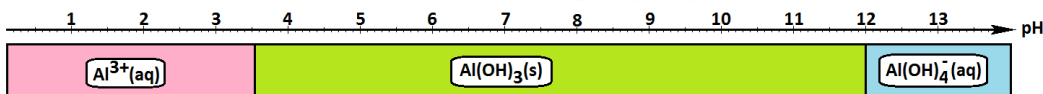
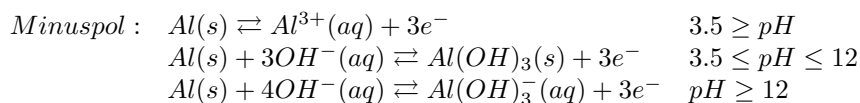
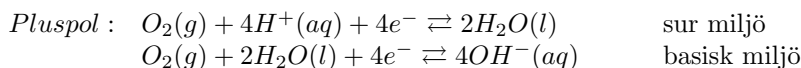
- Pluspolens E^0 (för $\text{AgCl}(s) + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(aq)$) = 0.20 V medan $\text{Ag}^+(aq)/\text{Ag}(s)$ har $E^0 = 0.80$ V.
- Observera att normalpotentialen definieras så att ingående jonslag har aktiviteten (koncentrationen) = 1. Silverjonerna i jämvikt med AgCl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

2.1.5 Aluminium/Luft-batteriet

Aluminium/Luft-batteriet är ett exempel på batteri när en oädel metall tillåts oxidera under det att syrgasen i luften reduceras till vatten. I handeln finns andra batterier baserade på samma princip, bl.a. zink/luft-batterier. Här kan du pröva aluminium/luft-batteriet. Elektrolyten kan vara natriumhydroxidlösning eller en natriumkloridlösning (det ska absolut inte vara surt!!). Det bildas aluminiumhydroxid, $Al(OH)_3$ eller tetrahydroxyaluminatkomplex, $Al(OH)_4^-$. (Vilken produkt bildas med respektive elektrolyt?)

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.



Figur 2.6: Aluminiums dominerande förekomstformer vid olika pH

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.

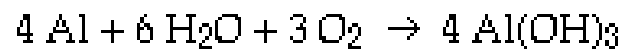
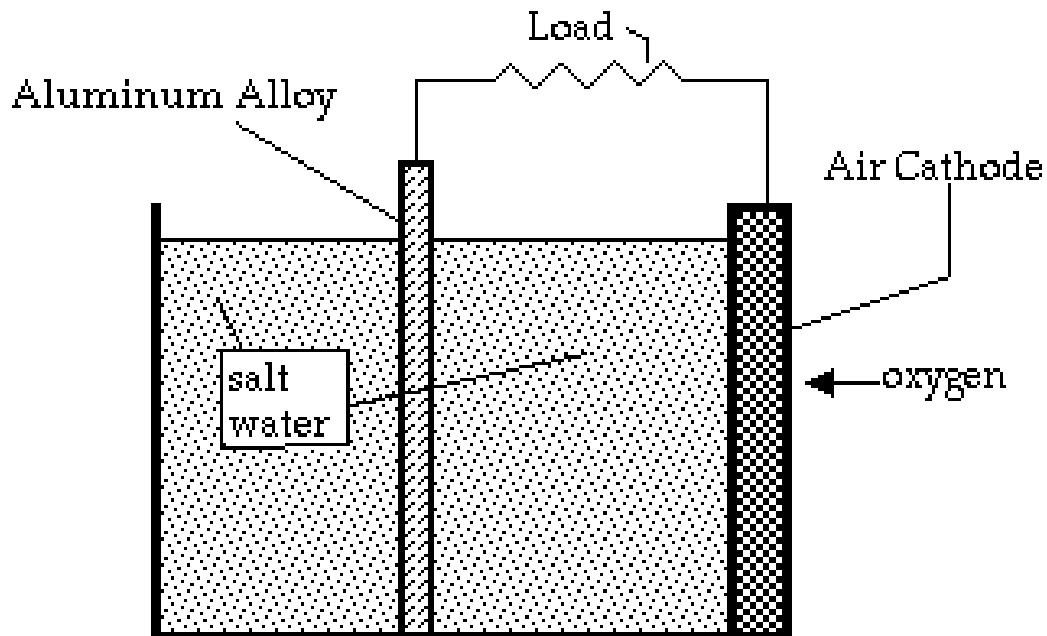
- Testa olika elektrolyter, natriumklorid, natriumvätekarbonat, natriumkarbonat respektive natriumhydroxidlösning.
- Mät spänning och eventuellt ström som cellen genererar.
- Försök starta en liten motor eller summer, få en lampa att lysa, etc.
- Undersök hur spänning och strömstyrka varierar med elektrolytens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

Kommentarer

Aluminium fungerar som bränsle och luftens syrgas som oxidationsmedel. Aluminiumbiten förbrukas alltså. Av elektrolyterna är natriumhydroxid den farligaste. Den är starkt frätande på mänsklig hud och måste handhas med försiktighet.

Förslag på elevaktiviteter

- Använd natriumklorid, natriumvätekarbonat eller natriumkarbonat som elektrolytlösning.
- 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.



Figur 2.7: En aluminium-luft cell

2.2 Sekundärceller - uppladdningsbara batterier

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

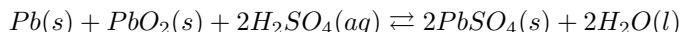
- Blybatteriet.
- Nickel metallhydrid batteriet.
- Bränsleceller

2.2.1 Bly-batteriet

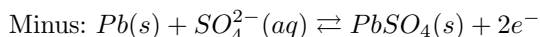
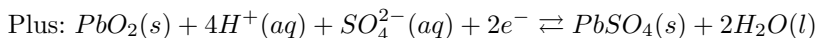
Blybatteriet är kanske det första uppladdningsbara batteriet. Den franske fysikern Gaston Plante beskrev blybatteriet första gången 1859 och sen dess har det utvecklats i mer än 150 år. Två tredjedelar av alla uppladdningsbara batterier som säljs i hela världen är blybatterier. Det kanske inte är det 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.

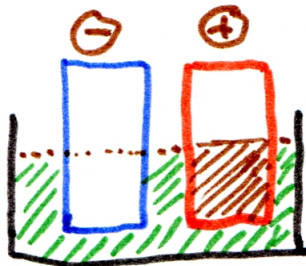


Alternativt kan separata reaktionsformler anges för plus och minuspol.



Experiment

Arrangera två blyplåtar i en bägare eller liknande. Använd 2M svavelsyra som elektrolyt och elektrolysera (ladda) cellen. Elektroderna får inte komma i kontakt med varandra.



Figur 2.8: En aluminium-luft cell

Kommentarer

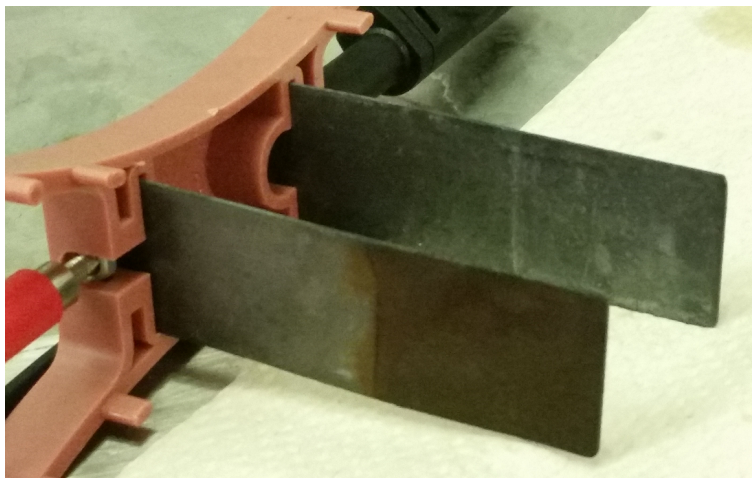
- Svavelsyra är starkt frätande och bly är giftigt.
- Blyinnehållande rester ska samlas upp och inte spolras ut i vasken.

Förslag på elevaktiviteter

Uppladdning av ett blybatteri, bestående av två blyplåtar, ett strömaggregat, svavelsyra, lite sladdar och en bågare ger ett utmärkt batteri som troligen orkar driva både lysdioder, lampor och elmotorer.



Figur 2.9: Ett enkelt blybatteri på lab, färdigt för att börja laddas.



Figur 2.10: Elektrodena efter ett tags laddning. Pluspolen har blivit brunsvart av bildad PbO_2 medan minuspolen är opåverkad eftersom det troligen mest bildats vätgas på den.

2.2.2 Nickel/Metallhydrid-batteriet

Det här avsnittet är inte färdigt i den här upplagan

1. NICKELMETALLHYDRIDBATTERIET.

Användningen av bärbar elektronisk utrustning; skruvdragare, mobiltelefoner, datorer o.s.v. har medfört ett behov av laddningsbara batterier. De miljöproblem som uppstår vid användning av nickel - kadmiumbatterier har gjort att nickelmetallhydridbatterier NiMH, alltmer tagit över. Fortfarande tillverkas emellertid ca 1,5 miljarder NiCd batterier (ganska konstant) årligen och produktionen minskar i I-länder och ökar i U-länder (mest Kina).

Kadmium är verkligen ett problem för folkhälsan, eftersom det lämnar kroppen mycket långsamt, och vi alla lär ha höga nivåer. I dag produceras ca 1 miljard nickelmetallhydrid batterier årligen. I framtiden kanske vi får även batteridrivna bilar, som skulle kunna drivas med nickelhydridbatterier. Väte är ju betydligt lättare och miljövänligare än bly och kadmium. I vilket fall kommer säkert lagringen av väte i legering (t ex nickelbaserad) att få stor betydelse. NiMH-batteriet har konkurrens av litiumbatterier - kolla batteriet i mobilen, som kan vara både av typ NiMH eller Li eller Li-jon.

Man kan ta upp nickelmetallhydridbatteriet under elektrokemin. Kanske på nedanstående vis. Utmana eleverna att försöka hitta på ett modernt batteri. Vilka krav ska man ha på ett batteri? Måste man ha zink och koppar? Måste man ha bly? Snart kommer eleverna underfund med att man både vill ha hög spänning och att batteriet ska vara lätt.

Minuspolen ska alltså vara den oädla delen. Alkalimetallerna borde vara bra kandidater de är ju oädlast. Men hur ska man bära sig åt med elektrolyten - vattenlösningar går ju inte? Men nuförtiden kan man göra fasta elektrolyter av keramer eller polymerer som klarar alkalimetaller. Keramen måste alltså leda joner åtminstone vid måttligt förhöjd temperatur. (Sådana finns - se keramer) Natrium (i natrium-svavelbatteriet) är fortfarande under utveckling. Litiumbatterier finns redan, vill man ha en ännu lättare minuspol blir det faktiskt väte (som ju räknas till grupp 1 ibland)! Men hur ska man kunna ha väte i ett uppladdningsbart batteri? Man kan lagra väte i metall - i hålrummen mellan atomerna?. Pluspolen är svårare. Syre kan vara ett alternativ och det förekommer i bränslecellen (som inte är uppladdningsbar i vanlig mening) och i luftbatterier (aluminum/luft, zink/luft) som inte heller är uppladdningsbara. Svavel förekommer, se ovan. Jod skulle kanske fungera, men har inte särskilt hög elektrodpotential, och dessutom högt ångtryck.. Kvar som kandidater finns övergångar mellan höga oxidationstal och lägre för fasta ämnen, som redan finns i den vanliga torrcellen (MnO_2 / Mn_2O_3). I nickelhydridbatteriet (och i kadmiumbatteriet) utnyttjar man övergången $NiOOH / Ni(OH)_2$ som ligger på ca 0,5 V.

Materialen i metallhydridbatteriet. Vissa föreningar kan ha en variabel sammansättning trots att kristallstrukturen är oförändrad. Hit hör bland annat många hydrider av övergångsmetaller. De mest kända är hydrider av Ni, Pd och Pt. I dessa föreningar kan man tänka sig att H som är en liten atom får plats i mellanrummen mellan atomerna i metallkristallen. Inlagringen av väte i metallen är en exoterm reaktion som är reversibel d.v.s. väte kan åter frigöras vid uppvärmning. Detta kan utnyttjas inte bara för hydridbatterier utan även till andra ändamål t.ex. lagring av väte. Som elektrodmaterial (minuspol) i nickelhydridbatteriet användes ofta nickel legerat med Co, Al, Mn, La, Ce, Nd, Pr. Denna legering kan mättas med 1.22 vikt% väte vid 40°C och 0.5 MPa. Pluspolen elektroden utgörs av nickelhydroxid. Nickelhydroxiden är inte ledande. För att få ledningsförmåga på hydroxiden fälls den tillsammans med lite zinkhydroxid och kobolthydroxid. Elektrodmaterialen är ofta i form av ett fint pulver för att man ska få så stor kontaktyta som möjligt mot elektrolyten. Elektrolyten i nickelmetallhydridbatteriet består av kaliumhydroxid.

När cellen laddas överförs en H från $Ni(OH)_2$, som bildar $NiOOH$, till en OH- molekyl i elektrolyten, en vattenmolekyl bildas. Vid metallhydridelektroden (MH) sönderdelas en vattenmolekyl varvid en OH- bildas och en H lagras i MH. Reaktioner vid laddning: Positiv pol :

$\text{Ni(OH)}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} + e^-$ ($E^\circ = +0.490 \text{ V}$) Negativ pol : $\text{M} + \text{H}_2\text{O} + e^- \rightarrow \text{MH} + \text{OH}^-$ ($E^\circ = -0.83 \text{ V}$) Totalt: $\text{Ni(OH)}_2 + \text{M} \rightarrow \text{NiOOH} + \text{MH}$ ($E^\circ = 1.3 \text{ V}$)

Vid urladdning går reaktionerna åt andra hållet. Väte oxideras alltså. Observera att inget vatten bildas eller förbrukas i totalreaktionen; elektrolytens volym är konstant. Då heller inga gaser bildas i totalreaktionen finns förutsättningar att göra helt slutna batterier.

pluspol : $\text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} + e^- \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 + \text{OH}^-$ minuspol : $\text{MH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{M} + \text{H}_2\text{O} + e^-$
Totalt: $\text{NiOOH} + \text{MH} \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 + \text{M}$ Emk $\approx 1.3 \text{ V}$

Jämför med kadmiumbatteriet. Här oxideras i stället kadmium. Väte i NiMH-batteriet ersätter kadmium! pluspol : $\text{NiOOH} + \text{H}_2\text{O} + e^- \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 + \text{OH}^-$ minuspol : $\text{Cd} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd(OH)}_2 + 2e^-$ Totalt: $2\text{NiOOH} + \text{Cd} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Ni(OH)}_2 + \text{Cd(OH)}_2$ Emk $\approx 1.3 \text{ V}$

Nickelhydridelektroden har god elektrisk ledningsförmåga både i laddat och urladdat tillstånd. Nickelhydroxiden däremot är en elektrisk isolator, och ett fungerande batteri kräver att man kan binda nickelhydroxiden vid något ledande material i form av nät eller filt. En annan metod är att blanda nickelhydroxiden med ett metallpulver t.ex. Ni eller Cu.

OBS Den metallegering som följer med lådan förvaras normalt under vätagas. Den vi laborerar med är ompackad. Legeringen har en viss tendens att oxideras av luftsyre och vi packade om den i kvävgas. När man bygger sitt batteri kommer en oxiderad legering att bete sig tjuvrigt. Man får inte den uppladdning man vill första gången och måste göra om uppladdningen. Så småningom kommer oxiden att reduceras av väte och cellen repar sig! Fast vi brukar lyckas?

Med den cell som beskrivs i försöket har ca 80% strömutbyte erhållits.

ELEV

Nickelmetallhydridbatteriet

Varning: inte för nickelallergiker!

Du har chansen att bygga ett modernt batteri i lite primitiv form. Hydridbatteriet ersätter numera oftast det gamla uppladdningsbara nickel/kadmiumbatteriet. Dels är kadmium en miljöfara, dels började folk använda så mycket bärbara maskiner, tandbostar och datorer att kadmium blev en bristvara! Om du i nickel/kadmiumbatteriet byter kadmium mot väte så beskriver det ganska gott de kemiska reaktionerna i ett hydridbatteri. Det väte som bildas vid uppladdning och oxideras vid urladdning lagras i nickelelektroden, mellan metallatomerna. Batteriet var inte den första tillämpningen av att väte kan lagras i en metall. Man har prövat bilar där väte ersätter bensin och alltså måste lagras på ett säkert sätt. Säkert kommer fler idéer.

Bygg ditt batteri

Material: Elektrodmaterial: Ni-legering 0.5-1g, nickelhydroxid 0.5-1g, kopparpulver 0.5g 2 bitar spinnakerduk av nylon 4 x 4 cm, flertrådig isolerad kopparledare, stark sytråd (inte polyester, men bomull som tål lut bra) Elektrolyt: 15 cm³ kaliumhydroxid 10M. Cellkärl: 15 cm³ provrör av plast med passande gummipropp. Variabel likspänningskälla (man kan använda 2 st seriekopplade torrbatterier R20 och ett variabelt motstånd i serie) amperemeter, voltmeter, exsikator, variabelt urladdningsmotstånd 0 - 500?, kopplingskontakter och sladdar.

Negativ elektrod: Skala bort isoleringen 5 mm på två flertrådig kopparledare, fläk ut koppartrådarna i ena änden och vik tillbaka dem längs isoleringen.

Väg upp ca 1 g nickelpulver (legeringen är $\approx \text{LaNi}_5$) och för över det på ett ca 4 x 4 cm stycke spinnakerduk så att det bildas en hög på mitten. Stick ned ledaren i pulvret och vik upp dukens hörn längs ledaren. Linda nu med tråd runt duken och ledaren med början upptill och sedan successivt nedåt så att det bildas en påse med nickelpulver runt den skalade änden av ledaren. Linda hårt ned mot påsen tills den känns hård, för att få god kontakt. Knyt!

Positiv elektrod: Väg upp ca 1 g nickelhydroxidpulver och 0.5 g kopparpulver på ett urglas. Blanda mycket väl med en spatel och gör sedan en elektrod precis som med nickelpulvret.

Elektrolyt: 10M KOH i ett 15 ml provrör av plast. Var försiktig. Denna lösning är mycket koncentrerad och frätande!

Cell: Sätt båda elektroderna i elektrolyten, ställ provröret i en exsickator och evakueras 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 skårer 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 urladdningsström. Man kan dock visa efter vilka principer en nickelhydridcell arbetar.

Laddning: 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.

Urladdning: Cellens effektivitet: Anslut cellen i serie med ett variabelt motstånd 500 - 0 ohm och en amperemeter. Anslut voltmetern parallellt över cellen. Justera motståndet så att urladdningsströmmen är en tredjedel av laddströmmen c:a 3 mA. Starta tidtagning och studera spänningsvariationen under urladdningsförloppet. Avbryt när spänningen fallit till 0.7V. Man kan även urladda över ett fast motstånd på c:a 450 ohm och föra protokoll över strömmens variation med tiden för att kunna beräkna hur stor laddning som lämnat cellen. Laddning = strömstyrka * tid. Beräkna cellens effektivitet som uttagen laddning / inmatad laddning.

Frågor och funderingar

Vad är den teoretiska kapaciteten för ett batteri med 0.5 g nickel om man anser att man kan lösa 1 mass% väte i metallen? Ledning: 1 mol H ? 1 F. (F = Faradays konstant = 96485 C/mol) (0,5 g Ni löser 5 mg H dvs ca 5 mmol H motsvarande 5 mmol elektroner dvs ger 5·96,5 C eller 0,134 Ah)

Eller är det substansmängden Ni(OH)₂ som begränsar kapaciteten? Ledning: 1 mol Ni(OH)₂ ? 1F. (0,5 g Ni(OH)₂ motsvarar 5,4·mmol elektroner osv , dvs väteinlösningen begränsar)

Att 1 mass% väte löser sig i metallen låter inte mycket - 10 g väte på 1 kg nickel! Men hur stor volym vätgas (vid normalt tryck och temperatur) ryms i 1 dm³ nickel? (1 dm³ Ni = 8,90 kg löser 89 g väte dvs 44,5 mol vätgas dvs ca 25·44,5 dm³ = 1,1 m³ vätgas)

I en metallkristall finns det oftast lika många metallatomer som det finns hålrum mellan metallatomerna. I hålrummen sätter sig väteatomer. När metallen har löst 1 mass% - hur stor del av nickels hålrum är upptagna av väte? (På 58,7 g nickel finns 1 mol hålrum. 0,587 g väteatomer (mol atomer) tar upp 58,7 % av hålrummen.)

2.2.3 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 kommande upplaga.

Kapitel 3

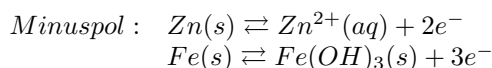
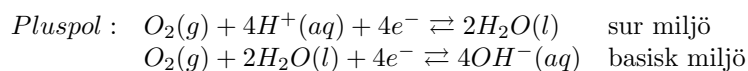
Korrosion och korrosionsskydd

3.1 Korrosion och korrosionsskydd av järn

3.1.1 Lite bakgrund

Korrosion på metaller är ofta bra exempel på oönskade galvaniska element.

3.1.2 Några valda reaktionsformler m.m.



3.1.3 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.

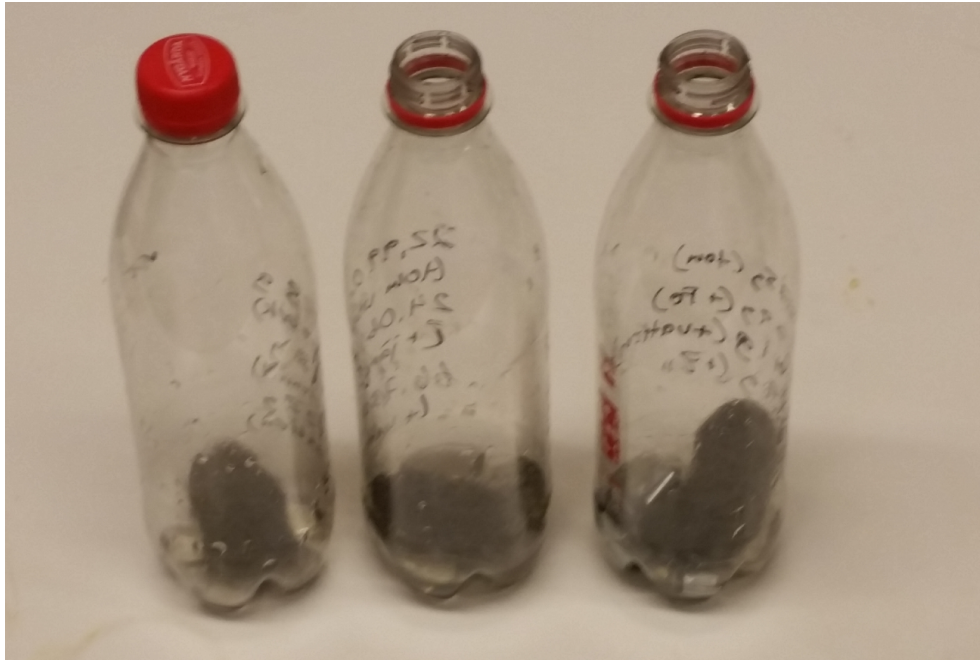
Korrosionen påskyndas ofta när två metaller är i elektrisk kontakt, s.k. lokalelement bildas. Några olika principer varför korrosion påskyndas kan urskiljas.

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.

3.1.4 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.



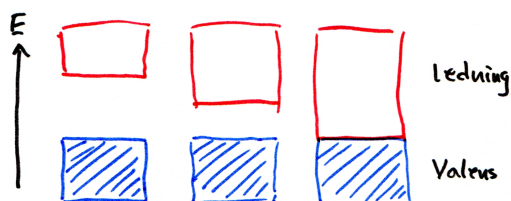
Figur 3.1: Tre petflaskor med järnull, vatten och olika tillgång på syrgas respektive reduktionsmedel. Flaskan längst till vänster har stängd kork, den i mitten fri tillgång till luft samt den till höger innehåller dessutom zinkbitar.

Kapitel 4

Solceller

4.1 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 4.1: Schematisk bild för valensband och ledningsband och motsvarande bandgap för en isolator, halvledare och metall.

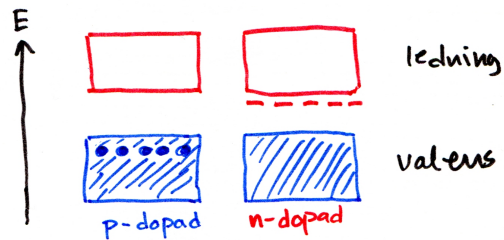
En halvledare kan göras n-dopad (få fler elektroner än det finns plats för i valensbandet), t.ex. genom att en Si-kristall dopas med P(fosfor). Varje fosforatom har en extra elektron jämfört med kisel. Dessa extra elektroner hamnar på en energinivå strax under ledningsbandet. Elektronstrukturen bestäms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

4.1.1 pn-övergången

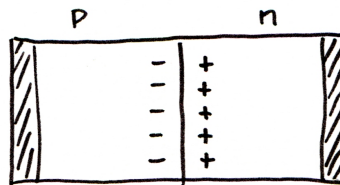
En skiva p-dopad och en skiva n-dopad halvledare och ett tunt metallskikt på ömse sidor (mörkgrått)

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.



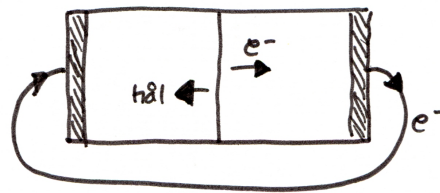
Figur 4.2: Två schematiska bilder på valensband och ledningsband och motsvarande störnivåer för en p-dopad respektive en n-dopad halvledare.

Ett elektriskt fält uppkommer.



Figur 4.3: 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 4.4: Två schematiska bilder på valensband och ledningsband och motsvarande störnivåer för en p-dopad respektive en n-dopad halvledare.

4.2 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.

4.2.1 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 5

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 5.1: Några joner och deras molära konduktivitet

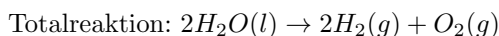
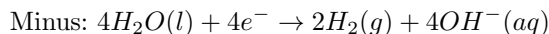
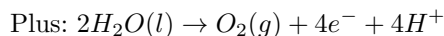
Jon	Λ^0 ($\Omega^{-1}cm^2mol^{-1}$)
$H^+(aq)$	350
$Li^+(aq)$	39
$Na^+(aq)$	50
$K^+(aq)$	74
$F^-(aq)$	55
$Cl^-(aq)$	76
$Br^-(aq)$	78
$I^-(aq)$	77
$OH^-(aq)$	197
$SO_4^{2-}(aq)$	160

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

5.1 Knallgas ifrån vatten

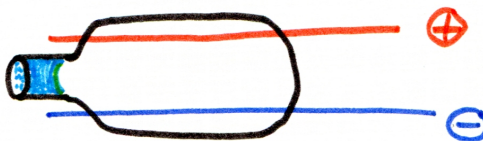
Elektrolys av vatten kan generera knallgas, en blandning av vätgas och syrgas i perfekta proportioner för att få optimal förbränning av vätgas. Stora mängder kan vara livsfarligt och avråds bestämt ifrån. I liten skala blir det dock en mycket tydlig demonstration.

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 5.1: 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

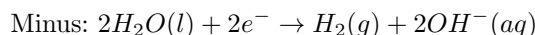
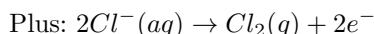
- Utmärkt försök i mikroskala som är ofarligt men ändå mycket illustrativt.

5.2 Klor/alkali-processen, elektrolys av saltvatten

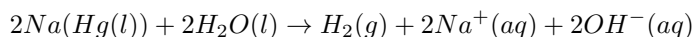
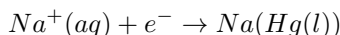
Genom att elektrolysera saltvatten fås två viktiga baskemikalier, natriumhydroxid (natronlut) och klorgas. Det finns flera olika industriella processer, en av dem använder en kvicksilverelektrod som minuspol.

Förslag på reaktionsformler m.m.

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



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 bör påminna om den i simhallen.
-

Elevaktiviteter

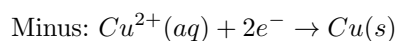
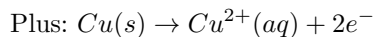
- Använd rödkålsindikator som elektrolyt. Tillsätt salt för att få bättre ledningsförmåga.
- Med lite agar (eller gelatin) i elektrolyten blanas inte produkterna.

5.3 Elektrolytisk rening av koppar

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!

Förslag på reaktionsformler m.m.

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



Experiment

- Elektrolys med två kopparbleck flyttar kopparmetall från pluspolens elektrod, som oxideras till kopparjoner, 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 att vätgas och syrgas bildas i stora mängder.

Elevaktiviteter

- 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 6

Diverse redoxreaktioner

6.1 Framställning av järn

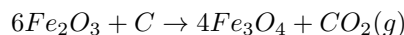
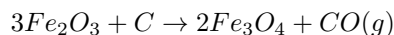
Metaller finns ofta, med undantag av de ädlaste metallerna, som föreningar med syre, svavel eller andra grundämnen. Principiellt kräver alla olika former av metallframställning tillförsel av elektroner, antingen direkt genom elektrolys eller indirekt via en ”kemisk” elektronkälla.

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.

6.2 Att putsa silver med en cell

Puts 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.



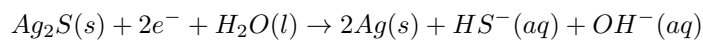
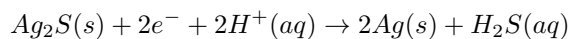
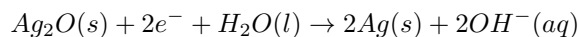
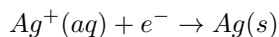
Figur 6.1: En korroderad silversked och aluminiumfolie.

Lite bakgrund

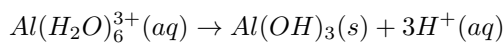
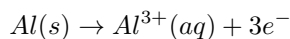
När silver svartnar beror det ofta på bildandet av olika silversulfider. Glömmer du en silversked i ett ägg eller en burk ”sambal oelek” blir den svart rätt snabbt. Den mörka beläggningen kan vara Ag_2O , Ag_2S eller liknande föreningar. Det gemensamma är att silvermetallen har oxiderat, det blir $Ag(I)$ -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 metallkontakterna 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!

Kapitel 7

Pourbaixdiagram - kemin i vattenlösningar

Några diagram (kartor) för hur olika grundämnen reagerar vid olika kallas pourbaixdiagram. Namnet kommer ifrån kemisten Marcel Pourbaix som introducerade diagrammen som går under flera olika namn: E-pH, pH-pE, förekomstdiagram m.m. För att rita diagrammen rekommenderas den fria programvaran MEDUSA som finns att ladda ner vid länken nedan. Länkat med programmet MEDUSA finns en databas med termodynamiska data (HYDRA) för massor av olika föreningar. Det förutsätts att reaktionerna sker i vattenmiljö.

`{http://www.kth.se/che/medusa/}`

Mer information och kanske en fortsättningskurs i pourbaix-åskådningen kommer senare...