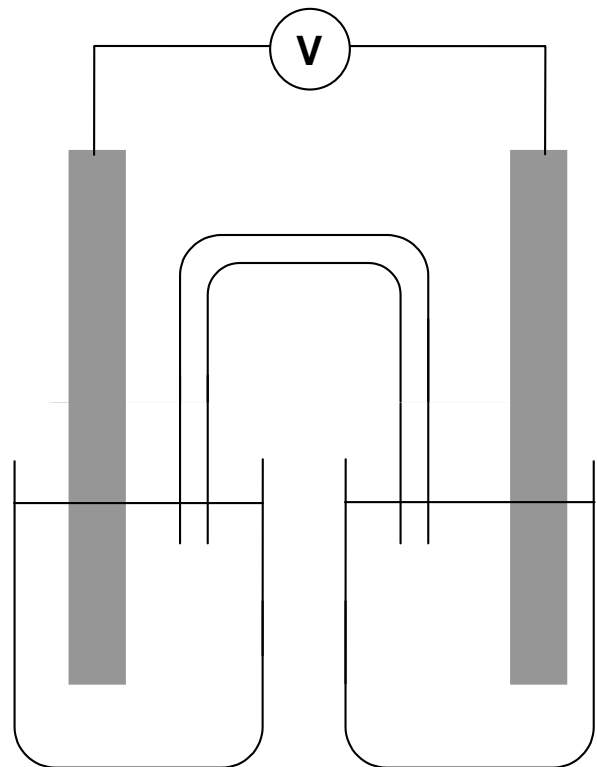
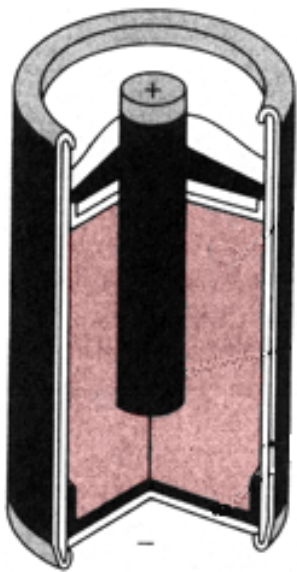


Elektrochemische cellen

Redox in theorie en praktijk



Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Elektrochemische cellen

Auteurs: Hugo Strang – 6F – hugo_strang@hotmail.com
Jan Ooms – 6F – janooms@home.nl

Profiel: Natuur en Techniek (toegesplitst op scheikunde)

Onderwerp: Elektrochemische cellen

School: Sint-Odulphus Lyceum te Tilburg

Datum: Januari 2003

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Inhoudsopgave

Voorwoord	3
Inleiding	3
Wat is een elektrochemische cel?	4
De metingen	9
Welke factoren spelen er een rol op de bronspanning?	13
Conclusie	16
Evaluatie	16
Profielwerkstuk journaal	18
Bronnen	23
Begrippenlijst	24
Bijlage	25

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Voorwoord

De onderwerpkeuze was voor ons zeer moeilijk. Nadat we geruime tijd over het internet hadden gesurft en onze leerboeken hadden doorgebladerd kwamen we uit bij de elektrochemische cel als onderwerp. Meneer Schoorel, onze profielwerkstukbegeleider, waarschuwde ons, toen wij hem ons onderwerp voorlegden, dat het moeilijk zou worden en een hoop 'geklooi'. Ondanks deze waarschuwing hebben we toch de elektrochemische cel als onderwerp gekozen. We wisten van tevoren niet of het goed met dat 'geklooi' zou lopen. Uiteindelijk hebben wij toch moeten constateren dat meneer Schoorel het bij het rechte eind had toen hij ons waarschuwde: Soms verliepen de proeven anders dan we hadden verwacht, soms kwamen de resultaten verrassend dicht in de buurt van wat we hadden verwacht. Het was leuk om de proeven te doen, en we zijn tevreden met het resultaat. Wij zijn dus achteraf blij dat we dit onderwerp hebben gekozen.

Wij willen enkele personen bedanken voor de hulp die zij gegeven hebben bij het maken van ons profielwerkstuk. Niet alleen meneer Schoorel, maar ook meneer Anssems heeft ons een aantal malen geholpen bij het maken van ons werkstuk. Wij willen meneer Schoorel en meneer Anssems dan ook beide bedanken voor de hulp die zij ons geboden hebben.

Inleiding

Hoofdvraag: Wat is de invloed van de concentratie op de bronspanning van een elektrochemische cel.

Deelvragen: Wat is een elektrochemische cel?
Welke factoren spelen er een rol op de bronspanning?
Welke bekende elektrochemische cellen zijn er?
Wat is de formule van Nernst?

Onze planning is om een aantal proeven uit te voeren met verschillende elektrochemische cellen en de metingen van de proeven te vergelijken met de berekeningen die we maken met behulp van de formule van Nernst.

De eerste deelvraag hebben we gekozen omdat we toch moesten weten wat elektrochemische cellen nou precies zijn. De tweede deelvraag is een aanloop naar de hoofdvraag omdat we zo al een beetje uit de stof die we doorgenomen hebben een idee krijgen wat er nou precies allemaal van invloed is.

De derde deelvraag is een algemene vraag, elektrochemische cellen komen namelijk ook in de praktijk voor en ons verslag zou incompleet zijn als we van deze cellen geen informatie zouden verschaffen.

De laatste deelvraag hebben we nodig om onze doelstelling te halen, namelijk het vergelijken van onze metingen met onze berekeningen. Voor onze berekeningen hadden we de formule van Nernst nodig.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

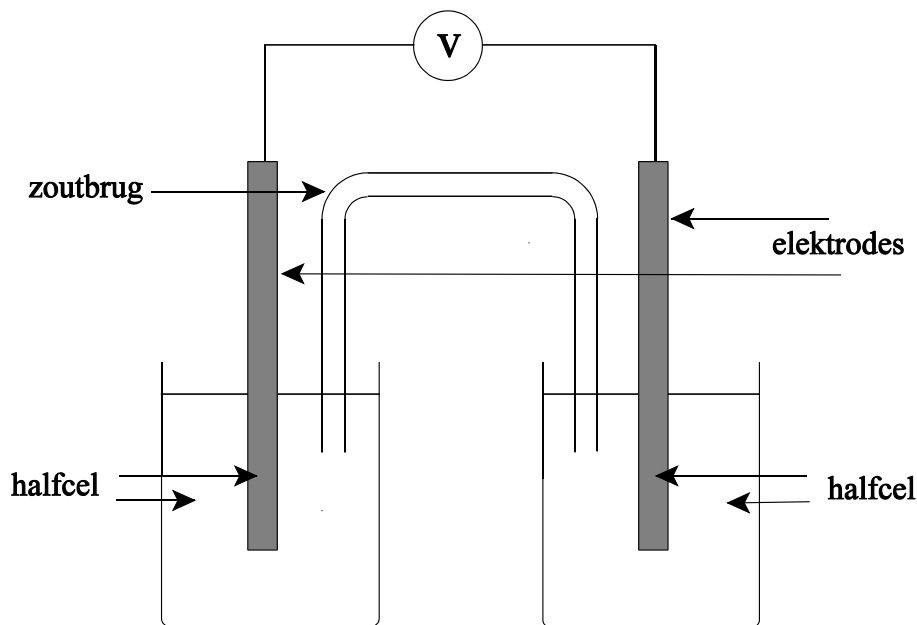
© havovwo.nl februari 2003

Wat is een elektrochemische cel?

Een elektrochemische cel is eigenlijk een batterij, of beter gezegd een batterij is een elektrochemische cel. Een elektrochemische cel is een opstelling waarmee je stroom kan creëren. Het werkt met redoxreacties. Om de elektrochemische cel te kunnen begrijpen moeten we dus eerst iets weten van redoxreacties. Een redoxreactie is een reactie waarbij de elektronen van de ene stof worden overgedragen aan de andere stof. De stof die elektronen afstaat noemen we reductor, de stof die elektronen opneemt noemen we oxidator.

Meer hoeven we niet te weten over het onderwerp van redoxreacties om de werking van een elektrochemische cel te begrijpen.

Een elektrochemische cel bestaat uit 2 halfcellen, een zoutbrug (of een membraam of poreuze wand) en 2 elektrodes:



De ene halfcel is de reductor en de andere halfcel is de oxidator. De halfcel met de reductor is de negatieve elektrode en de halfcel met de oxidator is de positieve elektrode. Als we deze redoxreactie laten lopen in één oplossing dan worden de elektronen meteen overgedragen als de verschillende deeltjes met elkaar in contact komen. Op deze manier kan de elektriciteit niet nuttig gebruikt worden. Daarom moeten we de oxidator en de reductor apart houden, elke reactie in een aparte halfcel. Door de aparte halfcellen met elkaar te verbinden met een geleidende draad, zorg je ervoor dat de elektronenoverdracht via die draad gaat.

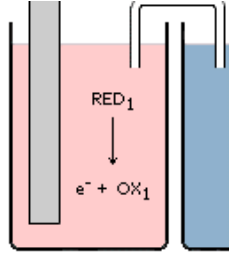
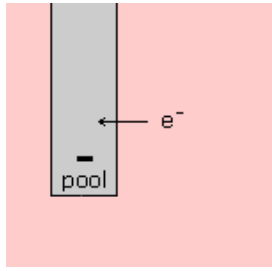
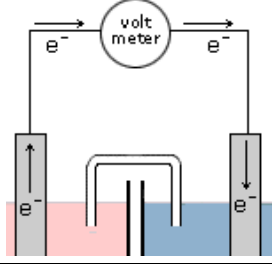
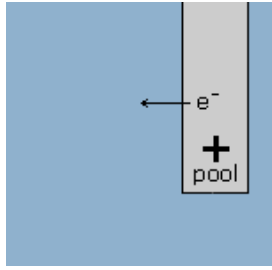
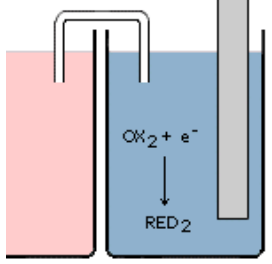
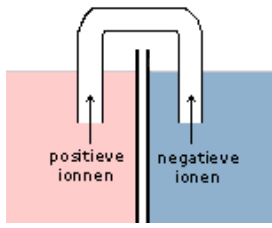
Dit gebeurt niet zomaar, net als bij een batterij, zal er bij een elektrochemische cel sprake moeten zijn van een gesloten stroomkring. Dat gebeurt met de zoutbrug deze zorgt ervoor dat de halfcellen zelf niet geladen worden. Op deze wijze wordt direct contact van de oxidator met de reductor uitgesloten.

Om een duidelijk beeld te scheppen van hoe een elektrochemische cel precies werkt, is het proces te verdelen in een aantal stappen. In dit voorbeeld gaan we uit van de sterkste reductor en de sterkste oxidator. In beide halfcellen zit een niet reagerende elektrode. De elektrodes van beide halfcellen zijn verbonden met een draad en een voltmeter, bovendien zijn beide halfcellen verbonden met een zoutbrug.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

<p>Stap 1 In halfcel 1 reageert de reductor (RED_1). Hierbij ontstaat zijn geconjugeerde oxidator (OX_1) en een elektron.</p>	
<p>Stap 2 Het elektron wordt opgenomen door de elektrode. Doordat de elektrode elektronen zal gaan opnemen wordt deze negatief geladen.</p>	
<p>Stap 3 De elektronen gaan door de draad heen en verplaatsen zich van halfcel 1 naar halfcel 2</p>	
<p>Stap 4 De elektronen worden door de elektrode in halfcel 2 afgegeven aan de vloeistof. Doordat de elektrode elektronen afstaat wordt deze positief geladen.</p>	
<p>Stap 5 In halfcel 2 neemt de oxidator (OX_2) het elektron op. Hierbij ontstaat zijn geconjugeerde reductor (RED_2).</p>	
<p>Stap 6 Doordat elektronen in halfcel 2 vrijkomen zal deze halfcel na verloop van tijd steeds negatiever geladen worden. Ter compensatie hiervan (en om de stroomkring te sluiten) zullen kleine negatieve ionen via de zoutbrug van halfcel 2 naar halfcel 1 gaan. Andersom zullen kleine positieve ionen via de zoutbrug van halfcel 1 naar halfcel 2 gaan.</p>	

N.B.: Deze stappen verlopen niet na elkaar maar op hetzelfde moment

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Natuurlijk verloopt niet elke reactie. Ten eerste moet de oxidator boven de reductor staan (in tabel 48 van het BINAS). Ook loopt de reactie pas als er wordt voldaan aan de eis dat het verschil tussen de standaardelektrode potentialen minimaal 0,3 Volt is. Is deze kleiner dan 0,3 Volt, dan zal de reactie (en daarmee dus ook de stroom) niet gaan lopen. Dit hangt ook af van het type reactie

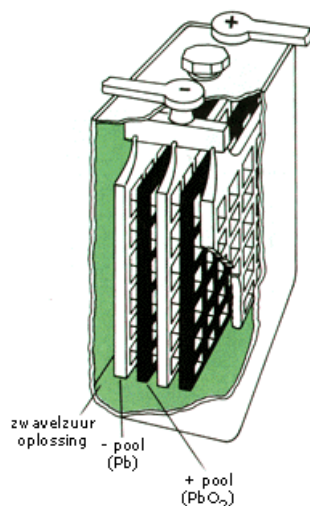
Bekende elektrochemische cellen

Zoals al eerder gezegd is een batterij of een accu een soort geavanceerde elektrochemische cel. Met andere woorden: een batterij of accu is een stuk gecompliceerder dan de elektrochemische cel die wij hebben behandeld en die wij hebben gebruikt met onze proefjes.

Hieronder een korte beschrijving van een aantal bekende elektrochemische cellen:

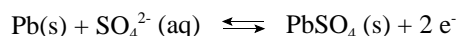
Loodaccu

Een loodaccu bestaat uit een aantal elektrochemische cellen, waarin zich een aantal platen van lood bevinden. Een ervan is met een laag lood(IV)oxide bedekt. Tussen de platen bevindt zich een oplossing van zwavelzuur als elektrolyt. Een loodaccu bestaat uit een aantal van deze cellen in serie geschakeld.

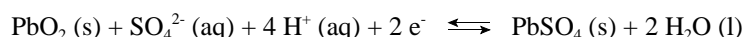


De halfreacties die hier optreden zijn:

voor de halfcel met de **reductor** geldt:



voor de halfcel met de **oxidator** geldt:



Als de accu is uitgeput, zijn de twee loodplaten bedekt met loodsulfaat. Het voordeel van een loodaccu is, dat de cel oplaadbaar is. Dat wil zeggen dat met een uitwendige stroombron de elektronenstroom de andere kant kan worden opgestuurd. Hierbij keren de reacties aan de elektroden om. Zo wordt de begintoestand hersteld. De spanning die je bij het opladen moet gebruiken, moet hoger zijn dan de bronspanning. Voor het oplaadbaar zijn van een cel is het belangrijk dat de reactieproducten zich niet verspreiden in de elektrolyt, maar bij de elektrode blijven.

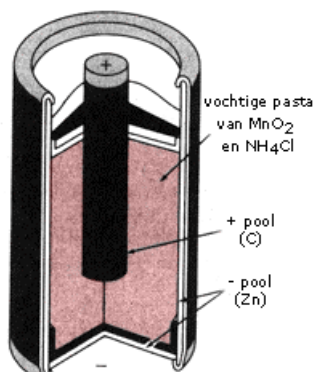
Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

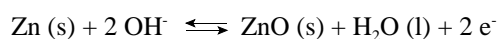
Alkaline batterij (droge batterij)

De alkaline batterij (ook wel droge cel of bruinsteenbatterij genoemd) is opgebouwd uit een omhulsel van zink dat dienst doet als de negatieve pool. Binnen in de batterij zit een (niet reagerende) koolstofstaaf die dienst doet als positieve pool. De eigenlijke oxidatie halfreactie is gebaseerd op de reactie tussen mangaan(IV)oxide (bruinsteen) en water. Als elektrolyt is een pasta van ammoniumchloride aanwezig.

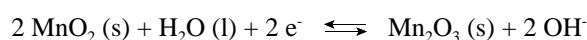


De halfreacties die hier optreden zijn:

voor de halfcel met de **reductor** geldt:



voor de halfcel met de **oxidator** geldt:



Je kunt deze batterij niet opladen, omdat de reactieproducten zich verspreiden in de elektrolyt. Ze zijn hierdoor niet beschikbaar voor de omgekeerde reactie.

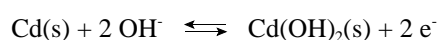
Nikkel-cadmium batterij

Deze batterij heeft het voordeel boven de droge batterij dat hij oplaadbaar is. Dit type batterijen wordt toegepast in bijvoorbeeld rekenapparaten, bestuurbare speelgoedauto's en walkmans. Als oxidator is een staaf nikkel met een laagje basisch nikkel(III)oxide, NiOOH(s), aanwezig. De reductor is een staaf cadmium, Cd(s). De elektrolyt is kaliloog.

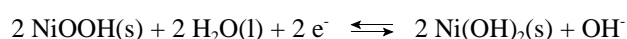


De halfreacties die hier optreden zijn:

voor de halfcel met de **reductor** geldt:



voor de halfcel met de **oxidator** geldt:



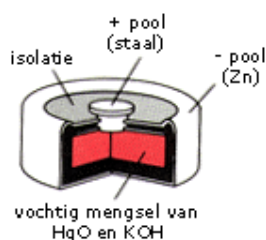
Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

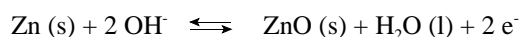
Kwik batterij

De kwikbatterij wordt tegenwoordig, door de hogere milieu-eisen, niet meer gebruikt. Het omhulsel van zink doet ook hier dienst als negatieve pool. De positieve pool is van staal. Deze pool is in contact met een mengsel van kwik(II)oxide en kaliumhydroxide. Het kwik(II)oxide doet dienst als oxidator. Het kaliumhydroxide is aanwezig als **elektrolyt**.

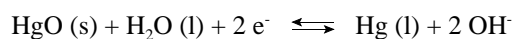


De halfreacties die hier optreden zijn:

voor de halfcel met de **reductor** geldt:

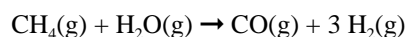


voor de halfcel met de **oxidator** geldt:



Brandstofcel

Men is tegenwoordig steeds meer bezig om cellen te ontwikkelen die minder giftige stoffen bevatten. Bovendien zoekt men naar goedkope grondstoffen. Een voorbeeld hiervan is de brandstofcel. Hierbij is de brandstof de reductor en zuurstof de oxidator. Zo is in de 'knaalgascel' de brandstof waterstof de reductor en zuurstof de oxidator. Als elektrolyt wordt verdund zwavelzuur of kaliloog gebruikt. Het reactie product is water. Een nadeel van deze in theorie zo schone stroombron is het gebruik van waterstof. Waterstof komt in de natuur niet voor en moet gemaakt worden uit bijvoorbeeld methaan met stoom:



Maar dit mengsel kan niet zomaar als brandstof gebruikt worden omdat koolstofmonoxide de elektroden in een knaalgascel onwerkzaam maakt. Men ontwikkelt nu brandstofcellen die methaan als brandstof kunnen verwerken, waardoor geen koolstofmonoxide ontstaat.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

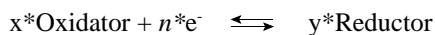
© havovwo.nl februari 2003

Metingen

Uitleg formule van Nernst

Alvorens we de meetresultaten en de berekeningen gaan vergelijken, zullen we eerst de formule van Nernst, die we gebruikt hebben voor de berekeningen bespreken.

De formule van Nernst wordt gebruikt om de potentiaal van een halfcel te berekenen en voor een halfcel met de volgende halfreactie:



Luidt de vergelijking van Nernst als volgt:

$$V = V_0 + (0,059/n) \cdot \log([\text{Ox}]^x/[\text{Red}]^y)$$

V_0 is de standaardelektrodepotentiaal of normaalpotentiaal van de halfcel. Dat is de potentiaal van de halfcel bij standaardomstandigheden. Dat houdt in, dat de concentratie 1 mol per liter is, of de druk 1 atmosfeer en de temperatuur 25° C.

Om de V_0 een getal te kunnen geven, heeft men een schaal opgesteld, waarbij de V_0 van de halfcel $2\text{H}^+ + 2e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$ gelijk gesteld is aan 0 Volt, bij alle temperaturen. Alle standaardelektrodepotentiaalen worden dus weergegeven in verhouding tot die van H^+/H_2 .

n staat voor het aantal elektronen dat wordt afgegeven door de reductor in de reactie van de halfcel, zoals hij staat genoteerd in BINAS, tabel 48.

In iedere halfcel, is een oxidator en reductor aanwezig in een bepaalde verhouding, $x : y$.

Voor de vergelijking van Nernst moet de concentratie van de oxidator tot de macht x , gedeeld door de concentratie van de reductor tot de macht y .

Toepassingen van de Nernst-vergelijking

Het berekenen van oplosbaarheidsproducten. Dit leggen we uit aan de hand van een rekenvoorbeeld:

Eén halfcel bestaat uit een zinkelektrode en 1 mol per liter zinkionen. In de andere zit zilverbromide en een zilverelektrode. Van het zilverbromide lost slechts een deel op. Er wordt een DV gemeten van 1,20 V. De potentiaal van de zinkelektrode in de 1 M oplossing met zinkionen is gelijk aan de standaardelektrodepotentiaal: -0,76 V.

De potentiaal van de zilverelektrode in de zilverbromideoplossing is dus $1,20 - 0,76 = 0,44$ V.

$$0,44 \text{ V} = 0,80 + 0,059 \log[\text{Ag}^+]$$

$$-0,36 = 0,059 \log[\text{Ag}^+]$$

$$[\text{Ag}^+] = 7,9 \cdot 10^{-7}$$

Het oplosbaarheidsproduct $K = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Br}^-]$, waarbij $[\text{Ag}^+]$ gelijk is aan $[\text{Br}^-]$.

$$K = (7,9 \cdot 10^{-7})^2 = 6,3 \cdot 10^{-13}$$

In dit rekenvoorbeeld hebben we de concentratie van zilverionen berekend, maar dat kan natuurlijk ook bij andere ionsoorten, zoals H_3O^+ . De pH-meter, de meter die de concentratie H_3O^+ -ionen berekent, is op dit principe gebaseerd. Er bevinden zich 2 elektroden in een pH-meter: een meetelektrode en een referentie-elektrode, waarbij het potentiaalverschil tussen die twee elektrodes afhankelijk is van de hoeveelheid H_3O^+ -ionen.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Doel van onze proeven

De spanning die een elektrochemische cel levert kun je berekenen met de formule van Nernst. Maar bij een vak als scheikunde gaat het in de praktijk toch altijd iets anders, dan dat je door bestudering van de theorie of door berekeningen met behulp van de theorie zou verwachten. Wij hebben dus zelf elektrochemische cellen gebouwd en de spanning gemeten over die cellen. Nadat we ook berekeningen op die cellen los hadden gelaten, hebben we bekeken of die berekeningen kloppen met de metingen. Voor de eventuele verschillen tussen de metingen en berekeningen wilden we oorzaken bedenken. We wilden ook weten wat nou de invloed is van de concentratie van een stof in de halfcel, op de spanning van de elektrochemische cel. Dit hebben we gedaan met behulp van berekeningen en metingen met elektrochemische cellen. We hebben dus per elektrochemische cel gevarieerd in de concentraties van de stoffen in één van de halfcellen.

Oorzaken voor meetonauwkeurigheden bij elektrochemische cellen

Er zijn verschillende oorzaken aan te wijzen voor een verschil tussen een meting en een berekening bij een elektrochemische cel:

- Verkeerde aflezen van de Voltmeter. Dit kan gebeuren door niet lang genoeg te wachten bij het aflezen. Je leest dan dus al af, terwijl de Voltmeter nog aan het schommelen is en nog niet de juiste waarde aanwijst.
- Verkeerde concentraties gebruiken. Dit kan gebeuren door niet goed te verdunnen, of door een vloeistof te gebruiken die onnauwkeurig is aangemaakt.
- De zoutbrug kan niet goed werken. We hebben onze zoutbruggen zelf moeten maken, en de eerste keer, zat de glazen buis niet helemaal vol met gelatine. De lucht die in de buis zit, kan contact tussen de vloeistof en de gelatine voorkomen. Hierdoor wordt de vloeistof in de ene halfcel een beetje negatief en in de andere halfcel een beetje positief. De elektronenstroom wordt hierdoor bemoeilijkt, omdat de elektronen van de nu positieve naar de negatieve halfcel.
- Er vindt al een reactie plaats in één van de halfcellen. De combinatie van stoffen in die halfcel is niet stabiel, omdat er bijvoorbeeld een redoxreactie plaatsvindt.
- Er wordt een metaal-metaalion elektrode gebruikt. De elektrode die wordt gebruikt, speelt een rol in de reacties. De verdelingsgraad van de en de grootte van de oppervlakte van de elektrode zijn van belang voor het verloop van de reactie. Een cel met een ruw, grof en groot oppervlak van de elektrode, kan daarom een groter potentiaalverschil hebben dan een cel met een glad en klein oppervlak van de metaal-metaalion elektrode
- De gassen die ontstaan bij een reactie kunnen niet goed ontsnappen uit de vloeistof. Van gasmoleculen moet er eerst een bepaalde hoeveelheid zijn, voordat ze een belletje kunnen vormen. Hierdoor is de samenstelling van de vloeistof beïnvloed. Deze oorzaak is niet van toepassing op onze proeven, omdat we alleen maar de potentiaal hebben gemeten bij onze cellen. We hebben dus een Voltmeter tussen de halfcellen gezet en er heeft dus geen reactie plaatsgevonden. Bovendien hebben wij geen redoxreacties gebruikt, waarbij gassen ontstaan.
- Tot slot nog een oorzaak die niet geldt voor onze proeven, omdat wij alleen de spanning hebben gemeten. Wanneer er aan de elektrode een reactie plaatsvindt, bevinden zich daar minder oorspronkelijk aanwezige stoffen en meer reactieproducten. De concentratie bij de elektrode is dus anders dan de concentratie in de rest van de halfcel. Hierdoor kunnen de berekeningen niet kloppen met de meetresultaten. Een manier om deze onnauwkeurigheid te verhelpen is om intensief te roeren en de concentratie dus overal gelijk te houden.

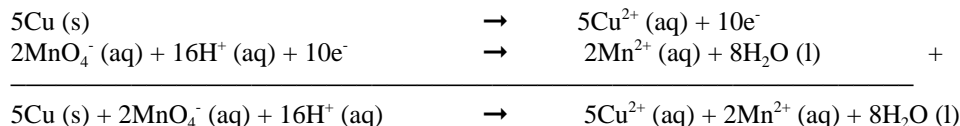
De metingen, berekeningen die wij hebben uitgevoerd om onze doelen, die beschreven zijn in 'Doelen van onze proeven' en de proefopstellingen en reactievergelijken hebben wij onder gebracht in de bijlage. We behandelen in dit werkstuk alleen de resultaten van onze metingen en berekeningen, om ons werkstuk overzichtelijk te houden.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Cel 1



We hebben onze meetresultaten bij deze proeven op twee manieren benaderd: Eerst hebben we bekeken of de concentratie Mn^{2+} (aq) die eigenlijk ongeveer gelijk is aan 0, bij het gebruiken van de meetresultaten in de berekeningen constant is. Dit zou eigenlijk wel het geval moeten zijn. Als tweede hebben we de concentratie H^+ (aq) als uitgangspunt genomen. Alle andere omstandigheden zijn constant. We kunnen dus door alleen deze concentratie te gebruiken de verschillen tussen de verschillende metingen berekenen, zoals ze zouden moeten zijn.

Meting	Berekende concentratie Mn^{2+} (aq) (mol per liter)
1	$3,94 \cdot 10^{-15}$
2	$2,87 \cdot 10^{-8}$
3	$1,09 \cdot 10^{-5}$
4	0,035

Deze berekende waarden lopen enorm uiteen. Alleen van deze gegevens uitgaande, zouden wij de conclusie trekken dat de meningen erg onnauwkeurig zijn.

Meting	Verschil (V) zoals we het gemeten hebben	Verschil zoals we het berekend hebben
2-1	0,015	0,009
3-2	0,002	0,003
4-3	0,013	0,004

Deze verschillen zijn erg klein, ten hoogste 0,009 V en het kleinste verschil is 0,001 V. Dat is een erg klein verschil, voor metingen die zo moeilijk te doen zijn. Op basis van deze gegevens zouden wij dan ook de conclusie trekken dat de metingen heel nauwkeurig zijn.

Als we beide resultaten in onze overwegingen meenemen, komen we tot de conclusie dat de metingen nauwkeurig zijn. Hiermee bedoelen we dat we dezelfde waarden hebben gemeten, die we hebben berekend. De Mn^{2+} concentratie speelt blijkbaar een erg kleine rol. Hierdoor kunnen door kleine meetonnauwkeurigheden een relatief grote verschillen tussen de berekende concentraties komen.

Oorzaken van onnauwkeurigheden:

Mogelijk verkeerd aflezen, verkeerd verdunnen en een onnauwkeurig gemaakte oplossing. Dit zijn onnauwkeurigheden die altijd voor kunnen komen.

Vanaf het moment dat we zwavelzuur toevoeg aan MnO_4^- (aq), gaat het aangezuurde permanganaat reageren met H_2O (l). Dit is een redoxreactie. Hierdoor verandert de concentratie MnO_4^- (aq) en ontstaat er Mn^{2+} (aq) Het oppervlak van de koperelektrode is glad en die lage verdelingsgraad kan dus voor meetonnauwkeurigheden hebben gezorgd.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Cel 2



Bij deze cel hebben we 12 meetresultaten, omdat we eerst de verkeerde concentratie $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ genomen en daarna wilden we onze metingen nog een keer controleren, omdat er zo'n groot verschil was tussen de metingen en de berekeningen. We hebben dus drie keer zoveel metingen, dan dat we eigenlijk van plan waren.

Meting	Gemeten DV (Volt)	Berekend DV (Volt)	Vershil tussen meting en berekening DV (Volt)
1	0,541	1,965	1,424
2	0,564	1,971	1,407
3	0,505	1,977	1,472
4	0,530	1,984	1,454
5	0,521	1,995	1,474
6	0,517	2,001	1,484
7	0,505	2,007	1,502
8	0,475	2,014	1,539
9	0,568	1,995	1,427
10	0,538	2,001	1,463
11	0,547	2,007	1,460
12	0,549	2,014	1,465

Het gemiddeld verschil tussen de berekeningen is 1,464 Volt. Dit is een enorm groot verschil. Dit verschil is gebleken bij een groot aantal metingen. Het is dus niet zomaar een meeton nauwkeurigheid, zoals het verkeerd aflezen, verkeerd verdunnen etc. Deze meeton nauwkeurigheden, naast het feit dat het oppervlak van de koperelektrode glad is en die lage verdelingsgraad dus voor meeton nauwkeurigheden kan hebben gezorgd, hebben ongetwijfeld plaatsgevonden, maar ze hebben niet dit grote verschil veroorzaakt.

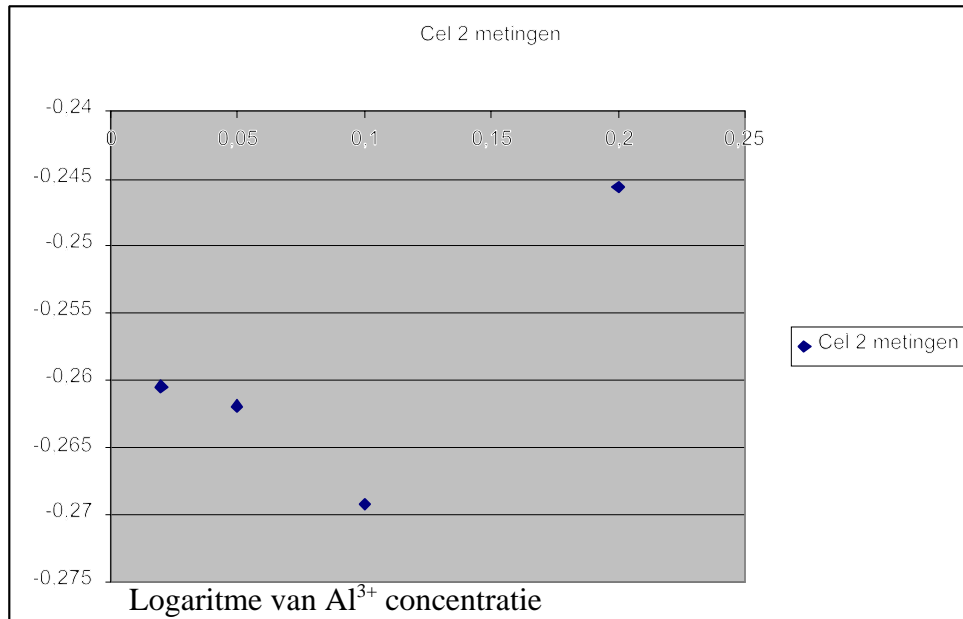
De andere oorzaken voor meeton nauwkeurigheden die wij hebben gevonden, zijn allen niet van toepassing op deze cel. Wat betreft dit verschil staan wij dus voor een raadsel.

We hebben van vier berekeningen en van vier metingen een grafiek gemaakt, de andere metingen en berekeningen vertoonden dezelfde resultaten en hebben we dus niet grafisch weergegeven:

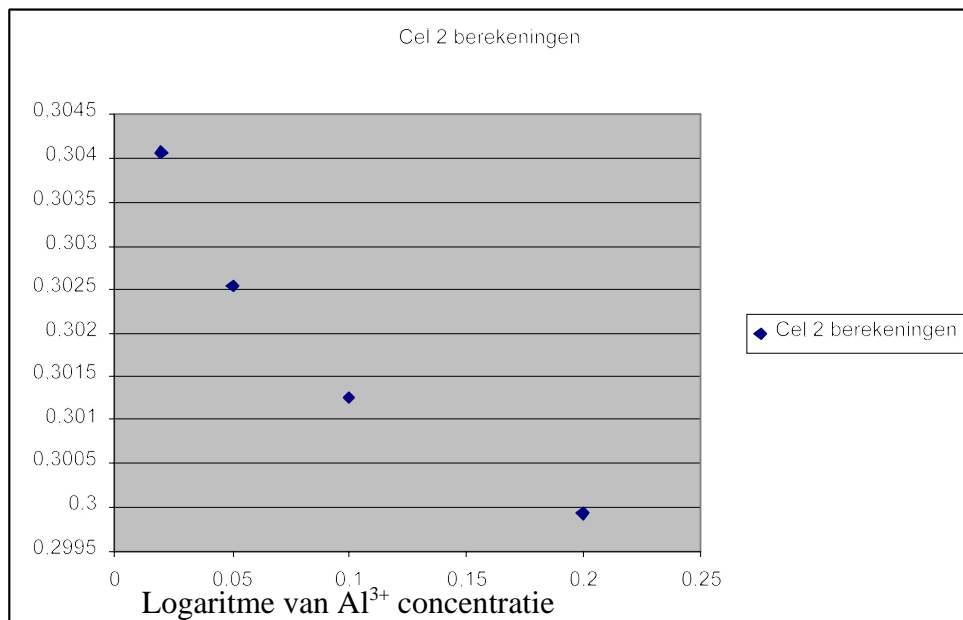
Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003



Deze grafiek zou een rechte lijn moeten vertonen, wat echter niet het geval is. Dit geeft aan dat niet alleen de grootte van de potentialen verkeerd is, maar ook de verschillen van de onderlinge potentialen. Hiervoor vormen de gewone meetonauwkeurigheden wel een verklaring.



Aan de hand van de steilheid van de rechte door de punten van deze grafiek is het aantal elektronen te berekenen, dat wordt overgedragen als er één ion Al³⁺ reageert:

$$DY/DX = (2,014 - 1,995) / 1 = 0,019$$

$$0,059 / \text{aantal } e^- = 0,019$$

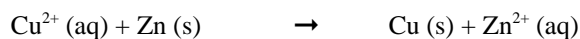
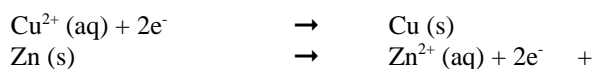
$$\text{aantal } e^- = 3,1 \approx 3$$

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

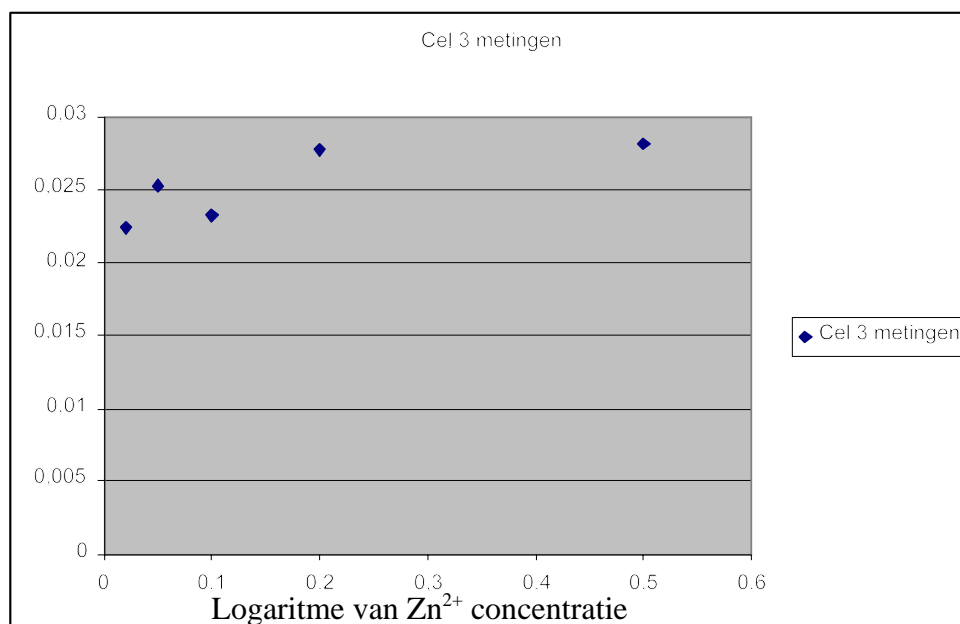
© havovwo.nl februari 2003

Cel 3



Meting	Gemeten DV (Volt)	Berekend DV (Volt)	Vershil tussen meting en berekening DV (Volt)
1	1,067	1,080	0,023
2	1,066	1,092	0,026
3	1,055	1,101	0,046
4	1,060	1,109	0,049
5	1,053	1,121	0,068

De verschillen tussen metingen en berekeningen zijn heel erg klein. Onnauwkeurigheden zoals verkeerd aflezen, verkeerd verdunnen etc. vormen hiervoor ene goede verklaring, evenals het feit dat de koperelektrode glad is en dus een lage verdelingsgraad kent.



De steilheid van de lijn van deze grafiek is precies anders dan die van de grafiek van de berekeningen. Deze steilheid is positief, waar de andere negatief is.

Omdat het zulke kleine verschillen zijn tussen de verschillende metingen, kan deze foute steilheid veroorzaakt zijn door 'gewone meetonnauwkeurigheden'.

Aan de hand van de steilheid van deze grafiek kan weer het aantal elektronen worden berekend dat wordt overgedragen als één molecuul Zn²⁺ reageert.

$$\text{Steilheid} = 0,041/1,398 = 0,029$$

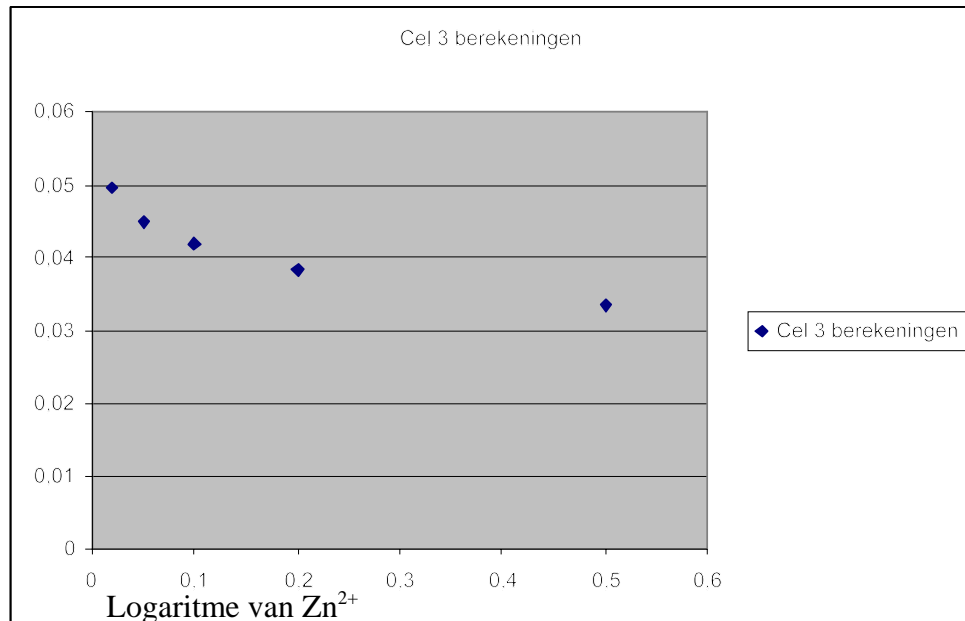
$$0,059/\text{aantal e}^- = 0,029$$

$$\text{aantal e}^- = 2,0$$

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

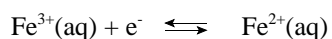
© havovwo.nl februari 2003



Welke factoren spelen er een rol op de bronspanning?

Welke factoren spelen er nu een rol op de bronspanning?

Zoals we in onze metingen hebben gezien is de concentratie van de stoffen die reageren in de redoxreactie van belang. Bij een andere concentratie van het elektrolyt heb je een andere waarde van de elektrodepotential. Hierdoor verandert ook de bronspanning. We zullen aan de hand van een voorbeeld laten zien wat de concentratie voor invloed heeft:



Als beide concentraties 1 M zijn, is de elektrodepotential +0,77 V. Als je de concentratie van de $[\text{Fe}^{3+}]$ vergroot, dan krijgt de reactie naar rechts de overhand. Fe^{3+} wordt dus eigenlijk een sterkere oxidator. De elektrodepotential neemt toe. Je kan nog niks zeggen over het potentiaalverschil.

De bronspanning is ook afhankelijk van het soort stof. Dit kunnen we zien in BINAS tabel 48 waar achter elke redoxreactie de standaard elektrodepotential staat. Deze is voor vrijwel elke stof anders. De bronspanning zal groter worden naarmate je een sterke reductor met een sterke oxidator laat reageren.

Ook is de temperatuur van invloed op de bronspanning. Als de temperatuur lager is levert een elektrochemische cel minder spanning dan onder een hogere temperatuur. Een auto start bijvoorbeeld in de winter moeilijker dan in de zomer omdat de accu van de auto dan minder spanning kan leveren vanwege de lage temperatuur. De invloed van de temperatuur hebben we niet gemeten bij onze proeven.

De hoeveelheid van de stoffen heeft *geen* invloed op de bronspanning.

Bij reacties met gassen heeft een verandering van de druk hetzelfde effect als de verandering van de concentratie.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Conclusie

In de conclusie beantwoorden we de hoofdvraag van ons werkstuk: Wat is de invloed van de concentratie van een stof in een elektrochemische cel op de bronspanning van de elektrochemische cel?

Een elektrochemische cel heeft twee halfcellen. In iedere halfcel vindt een evenwichtsreactie plaats, de halfreactie. De concentratie van de stoffen van de evenwichtsreactie, verschuift het evenwicht. Dit wil zeggen dat de reactie naar een kant de overhand krijgt, totdat er een nieuw evenwicht is ontstaan. Ze beïnvloeden dus ook de potentiaal van de halfcel en dus ook de bronspanning van de chemische cel.

De invloed van de concentratie bij berekeningen en bij metingen is nogal eens verschillend. We zeggen dan dat de metingen verkeerd zijn, omdat die onnauwkeurig kunnen zijn. De invloed van de concentratie van een stof in de halfcel kan precies berekend worden met de vergelijking van Nernst. Deze luidt als volgt:

$$V = V_0 + (0,059/n) \cdot \log([Ox]^x/[Red]^y)$$

Deze formule moet worden gehanteerd, zoals beschreven in 'Uitleg vergelijking van Nernst'.

Als bijvoorbeeld de concentratie van de oxidator wordt verdubbeld, moet de toename eerst gedeeld worden door de reductor, vervolgens wordt van dat quotiënt de logaritme genomen, en dat resultaat moet worden vermenigvuldigd met $(0,059/n)$.

De concentraties van de stoffen hebben dus invloed, maar de invloed is beperkt, als men kleine verschillen neemt bij het variëren in concentraties. Dit is niet alleen gebleken de verdubbeling van de concentratie van de oxidator hoogstens een verandering van enkele honderdsten Volt in de bronspanning uit onze berekeningen, maar ook uit onze metingen. Die hebben namelijk uitgewezen dat tot gevolg heeft. Wil men het de invloed van het verschil in concentraties met behulp van metingen dus echt duidelijk maken, dan moet men het verschil van de concentraties echt groot maken, door de concentratie bijvoorbeeld 100 keer kleiner te maken.

Evaluatie

Het werkstuk is compleet naar onze mening. Het heeft ons wel veel werk gekost om alles op tijd af te krijgen en om alles netjes af te werken. We hebben veel tijd besteed aan het werkstuk buiten de standaard PWS-werkuren (donderdagmiddag 13:30 – 16:00). Niet alleen thuis hebben we hard aan het werkstuk gewerkt maar ook op school hebben we buiten die uren op donderdag nog wat proeven moeten doen om alles af te krijgen.

Soms zijn we iets te vrij met onze planning om gegaan, wat resulteerde in het feit dat we op de laatste dagen voor de inleverdatum nog heel wat werk moesten verzetten om alles op tijd af te krijgen. We wisten natuurlijk wel na onze 'planningfoutjes' dat we nog op de laatste dagen werk moesten verrichten dus dit was voor ons geen enkel probleem.

De planning was helaas nog meer in de soep gelopen omdat we vaak te kampen hebben gehad met ziekte van Jan of van Hugo. Daardoor zijn we drie keer een donderdagmiddag kwijtgeraakt omdat we toen samen geen proefjes konden uitvoeren. Deze proefjes hebben we dus ingehaald op de dagen buiten de standaard uren om.

We waren in het begin van ons project al gewaarschuwd dat het een hoop 'geklooi' zou worden. Op dat moment hadden we zelf het idee dat we het wel aan konden. Maar helaas zijn we er toch achter moeten komen dat het inderdaad een tikkeltje ingewikkelder was als we gedacht hadden en dat er ook met veel meer factoren rekening moest worden gehouden. Zo hebben we een aantal proeven opnieuw moeten doen omdat we bepaalde dingen gewoon waren vergeten.

Inhoudelijk zijn er ook nog wat aanmerkingen te maken op ons werkstuk. Zo hebben we onze doelstelling, een verklaring te vinden voor de verschillen tussen onze metingen en berekeningen niet helemaal gehaald.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Een ander inhoudelijk punt is dat we wat grotere verschillen tussen concentraties in onze cellen hadden moeten nemen, waardoor de 'gewone' meetonnauwkeurigheden relatief kleiner zouden zijn geweest. Dit zouden wij een volgende keer zeker anders doen.

Maar ondanks het feit dat we veel geworsteld hebben met het onderwerp en met de proeven zijn we er toch van overtuigd dat het een geslaagd project is met als uitkomst een geslaagd verslag. We hebben veel over elektrochemie en over redoxreacties geleerd en deze kennis zullen we nuttig gaan gebruiken in de komende jaren.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

PWS Journaal

5 september 2002

Vandaag was de introductie en hebben we een begin gemaakt met het zoeken van een leuk onderwerp door wat rond te kijken op internet. We zijn hiermee ongeveer 150 minuten mee bezig geweest. We hebben nog geen leuk onderwerp gevonden.

12 september

Vandaag was Hugo ziek en hebben we dus niets gedaan. We moeten nog steeds een leuk onderwerp vinden.

19 september

Onder andere door te praten met elkaar en de profielwerkstukbegeleider, hebben we tot een onderwerpkeuze kunnen komen. Het onderwerp is: De elektrochemische cel. We hebben ons in de mediatheek al georiënteerd op het onderwerp. We zijn hier ongeveer 60 minuten mee bezig geweest.

26 september

We hadden voor deze dag de eerste oriënterende proef gepland. Hugo is echter ziek, hierdoor hebben we weer niets kunnen doen en is de oriënterende proef dus een week uitgesteld.

3 oktober

Jan is ditmaal ziek. De oriënterende proef moet dus nog een week worden uitgesteld. Hugo is naar de bibliotheek geweest, om informatie te zoeken over redoxreacties en elektrochemische cellen. In de bibliotheek is hierover bijna geen informatie te vinden. We zullen dus op een andere manier aan onze informatie moeten komen. Hugo is hier ongeveer 50 minuten mee bezig geweest.

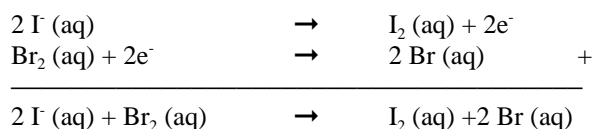
9 oktober

We hebben onze eerste oriënterende proef vandaag het eerste uur tijdens het vib-uur bij meneer Anssems gedaan, zodat we morgen in ieder geval verder kunnen. We hebben namelijk een achterstand opgelopen doordat er drie keer een van ons tweeën ziek is geweest.

We hebben de volgende cel gemaakt:

In het beker glas hebben we een kaliumjodide-oplossing gedaan, in dit beker hebben we ook wat stijfseeloplossing gedaan. In het andere bekeerglas hebben we broomwater gedaan. Deze twee bekeerglazen hebben we met een provisorische zoutbrug met elkaar verbonden, namelijk door een stukje papier gedoopt in kaliumchloride-oplossing. In de twee bekeerglazen hebben we een koolstofelektrode gedaan. Deze elektrodes hebben we vervolgens verbonden met een voltmeter. Deze proef hebben we in de zuurkast uitgevoerd, omdat er $\text{Br}_2(\text{g})$ kan ontstaan.

De reactievergelijking is:



We hebben het volgende waargenomen:

De vloeistof in het bekeerglas met de kaliumjodide-oplossing en de stijfseeloplossing werd blauw. Dit komt door het jood dat ontstaan is. Stijfseel is namelijk een indicator voor jood.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Het gemeten potentiaalverschil is: 0,35 V

Deze eerste proef ging redelijk goed, al weten we natuurlijk nog niet echt of het gemeten potentiaalverschil overeenkomt met het potentiaalverschil dat we eigenlijk zouden moeten meten. We zijn ongeveer 45 minuten bezig geweest met het maken van deze eerste cel.

10 oktober

Vandaag hebben we de hoofdvraag en de deelvragen op papier gezet en ingeleverd bij onze profielwerkstukbegeleider.

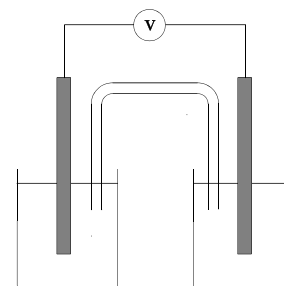
De hoofdvraag is: Wat is de invloed van de concentraties van de stoffen in de halfcellen op de bronspanning van de verschillende elektrochemische cellen?

De deelvragen zijn: Wat is een elektrochemische cel?
Welke factoren spelen er een rol op de bronspanning?

We hebben ook een werkplan opgesteld. We hebben nu dus een planning voor de activiteiten die moeten plaatsvinden. De planning ziet er als volgt uit:

Datum	Activiteiten
Week 42	<i>Voor de les:</i> Maken van deelvraag: Hoe werkt een elektrochemische cel <i>In de les:</i> Metingen verrichten 1 ^e cel
Week 43	<i>Vakantie:</i> Berekeningen maken voor verschillende cellen. Metingen verwerken
Week 44	<i>In de les:</i> Metingen verrichten 2 ^e cel
Week 45	<i>Compo:</i> geen activiteiten
Week 46	<i>Voor de les:</i> Metingen verwerken <i>In de les:</i> metingen verrichten 3 ^e cel
Week 47	<i>Voor de les:</i> Metingen verwerken <i>In de les:</i> metingen verrichten 4 ^e cel
Week 48	Verslag af maken en proefversie inleveren

Onze profielwerkstukbegeleider heeft ons erop gewezen dat het van belang is dat je van tevoren weet wat je wilt gaan weten en hoe je het precies wilt gaan doen. Wij hebben daarom voor de eerste elektrochemische cel al op papier gezet hoe we deze cel gaan maken:



We zijn met de hoofd- en deel vragen en het werkplan ongeveer 100 minuten bezig geweest.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

17 oktober

Voor vandaag zouden we de eerste deelvraag hebben gemaakt. Door de drukke agenda die we hadden deze week is dit er nog niet van gekomen. Deze activiteit schuift dus door naar de vakantie. In de les zouden we de eerste elektrochemische cel maken, maar er waren geen zoutbruggen, want we hadden niet van tevoren gevraagd aan de amanuensis of hij die voor ons kon maken. De eerste cel gaan we dus na de vakantie maken. We hebben op school informatie gezocht op internet. De opbrengst viel een beetje tegen veel van de informatie die we vonden wisten we al.

22, 23 en 24 oktober

Deze dagen hebben we de eerste deelvraag gemaakt en berekeningen voor een cel die we van plan zijn te maken:

31 oktober

De amanuensis is een tijdje niet op school, dus we zullen zelf met hulp van onze profielwerkstukbegeleider de zoutbruggen moeten maken. We gebruiken hiervoor een oplossing van kaliumchloride en daar doen we geleipoeder in. We verhitten dit mengsel om het poeder goed te laten oplossen. Vervolgens maken we de glazen buisjes, dit doen we door ze op twee plaatsen te verhitten en ze vervolgens op die twee plaatsen te buigen, waardoor de buisjes een U-vorm krijgen. In deze buisjes doen we met een pipetje de oplossing die we gemaakt hebben en we laten de oplossing afkoelen in het buisje. Dit hebben we bij een viertal buisjes gedaan en we hebben nu voldoende zoutbruggen voor de proeven die we nog moeten gaan doen.

We hebben vandaag ook al de eerste cel gemaakt. Dat is de volgende cel:

De meetresultaten zijn:

1^e meting:

0,1 M CuSO_4 (aq)

0,2 M H^+ (aq)

0,02 M MnO_4^- (aq)

gemeten potentiaalverschil is 0,953 V

2^e meting:

0,1 M CuSO_4 (aq)

0,04 M H^+ (aq)

0,02 M MnO_4^- (aq)

gemeten potentiaalverschil is 0,968 V

3^e meting:

0,1 M CuSO_4 (aq)

0,02 M H^+ (aq)

0,02 M MnO_4^- (aq)

gemeten potentiaalverschil is 0,970 V

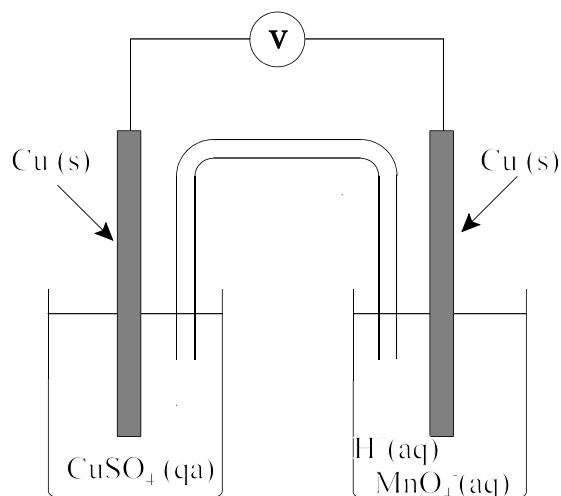
4^e meting

0,1 M CuSO_4 (aq)

0,01 M H^+ (aq)

0,02 M MnO_4^- (aq)

gemeten potentiaalverschil is 0,983 V



We zijn met het maken van de zoutbruggen en het maken van de zoutbruggen en het maken van de eerste elektrochemische cel ongeveer 180 minuten bezig geweest.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

13 november

Vorige week was het compoweek en hebben we dus niets kunnen doen aan ons profielwerkstuk. We doen vandaag het eerste uur, tijdens het vib-uur van meneer Anssems de metingen voor onze tweede elektrochemische cel, omdat Hugo morgen afwezig is, hij is dan namelijk proefstuderen aan de UvT.

We hebben vandaag de volgende cel gemaakt:

We hebben de volgende metingen gedaan:

1^e meting:

0,01 M Cu^{2+} (aq)

0,1 M Al^{3+} (aq)

gemeten potentiaalverschil is 0,541 V

2^e meting:

0,01 M Cu^{2+} (aq)

0,05 M Al^{3+} (aq)

gemeten potentiaalverschil is 0,564 V

3^e meting:

0,01 M Cu^{2+} (aq)

0,025 M Al^{3+} (aq)

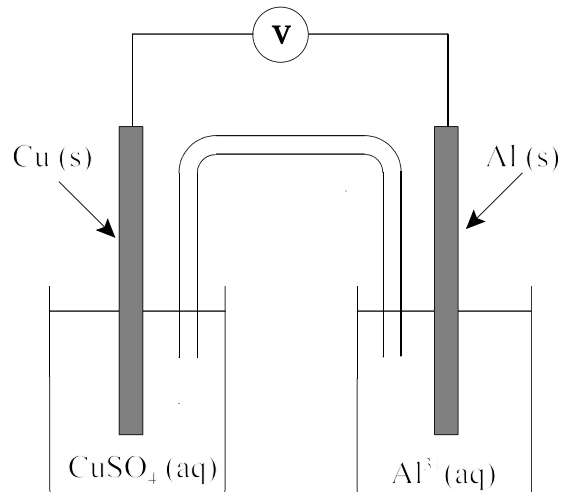
gemeten potentiaalverschil is 0,505 V

4^e meting:

0,01 M Cu^{2+} (aq)

0,01 M Al^{3+} (aq)

gemeten potentiaalverschil is 0,530 V



We zijn met het maken van deze tweede elektrochemische cel ongeveer 50 minuten bezig geweest.

18 november

Vandaag hebben we het voorwoord gemaakt. We zijn hier ongeveer 45 minuten mee bezig geweest. Vandaag kwamen we ook tot de ontdekking dat we niet zoals we op papier hadden gezet, bij elke halfcel met Cu/Cu^{2+} 0,1 M voor de Cu^{2+} -concentratie hebben genomen. Bij de 2^e cel hebben we ons vergist en 0,01 M als concentratie genomen. We zullen deze proef opnieuw uitvoeren, maar de meetresultaten van de 1^e proef kunnen we natuurlijk wel gewoon gebruiken.

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

21 november

Vandaag hebben we eerst cel 2 opnieuw gemaakt:

De meetresultaten zijn:

1^e meting:

0,1 M Cu^{2+} (aq)

0,1 M Al^{3+} (aq)

gemeten potentiaalverschil is 0,521 V

2^e meting:

0,1 M Cu^{2+} (aq)

0,05 M Al^{3+} (aq)

gemeten potentiaalverschil is 0,517 V

3^e meting:

0,1 M Cu^{2+} (aq)

0,025 M Al^{3+} (aq)

gemeten potentiaalverschil is 0,505 V

4^e meting:

0,1 M Cu^{2+} (aq)

0,01 M Al^{3+} (aq)

gemeten potentiaalverschil is 0,475 V

We hebben ook nog een andere cel gemaakt:

De meetresultaten zijn:

1^e meting

0,1 M Cu^{2+} (aq)

0,5 M Zn^{2+} (aq)

Gemeten potentiaalverschil is 1,067 V

2^e meting

0,1 M Cu^{2+} (aq)

0,2 M Zn^{2+} (aq)

Gemeten potentiaalverschil is 1,066 V

3^e meting

0,1 M Cu^{2+} (aq)

0,1 M Zn^{2+} (aq)

Gemeten potentiaalverschil is 1,055 V

4^e meting

0,1 M Cu^{2+} (aq)

0,05 M Zn^{2+} (aq)

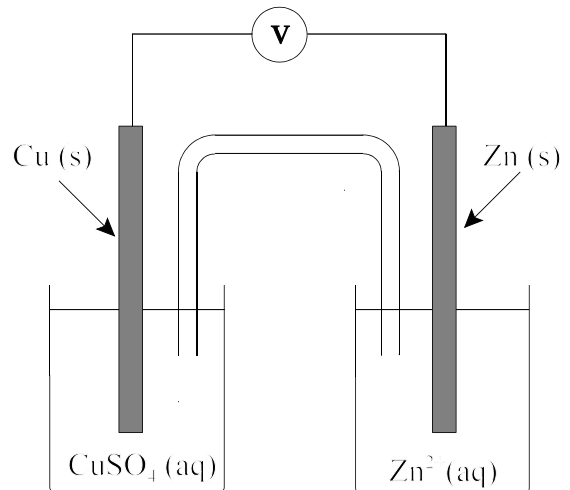
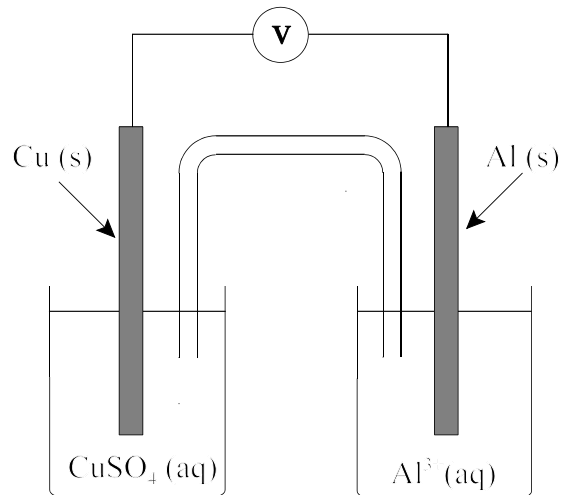
Gemeten potentiaalverschil is 1,060 V

5^e meting

0,1 M Cu^{2+} (aq)

0,02 M Zn^{2+} (aq)

Gemeten potentiaalverschil is 1,053 V



Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

24 november

Vandaag hebben we alle metingen verwerkt, we hebben ze onder andere uitgezet in een grafiek, waarbij we de gemeten potentiaalverschillen uit hebben gezet tegen de logaritme van de concentratie die we gevarieerd hebben. Volgens de formule van Nernst moeten deze twee immers recht evenredig met elkaar zijn.

25 november

Vandaag hebben we de 3^e deelvraag gemaakt.

26 en 27 november

De laatste 2 dagen hebben we de laatste hand gelegd aan onze proefversie, die ook duidelijk nog een proefversie is. We zijn van plan om deze proefversie nog uit te breiden.

28 november

Proefversie van het profielwerkstuk ingeleverd bij de inleverbalie.

12 december

Op gesprek bij Schoorel over de proefversie van ons verslag.

27 december

Fouten en overbodigheden uit het verslag gehaald. Inhoudsopgave, inleiding en voorwoord gemaakt en verbeterd.

7 januari

Begrippenlijst gemaakt en wat metingen opnieuw gedaan. Tweede deelvraag gemaakt.

13 januari

Laatste hand aan het verslag gelegd. Evaluatie schrijven en de laatste grafiekjes verwerken.

14 januari

De conclusie geschreven en het hele verslag in elkaar gezet.

Bronnen

Chemie 5 VWO, 3^e druk – Wolters-Noordhoff

Chemie vwo bovenbouw: scheikunde 2, 5^e druk – Wolters-Noordhoff

Chemie vwo bovenbouw: scheikunde 1 deel 2, 5^e druk – Wolters-Noordhoff

Electrochemie – Dr. W. Visscher

<http://www.howstuffworks.com>

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Begrippenlijst

Begrip	Omschrijving
Redoxreactie	Een chemische reactie waarbij elektronen worden overgedragen
Reductor	Deeltje dat, of meerdere deeltjes, die elektronen afstaat/afstaan.
Oxidator	Deeltje dat, of meerdere deeltjes die elektronen opneemt/opnemen.
Elektrochemische cel	Een cel die is opgebouwd uit 2 halfcellen, 2 elektrodes en een zoutbrug of membraam. Binnen deze cel zal een overdracht van elektronen plaatsvinden en dus een stroom gaan lopen.
Halfcel	Een cel waarin zich een redoxreactie afspeelt.
Zoutbrug	Een zoutbrug zorgt ervoor dat de stroomkring in een elektrochemische cel rond is. De ionen in de zoutbrug zorgen ervoor dat de oplossing niet geladen worden
Elektrode	Staf in de halfcel die elektronen kan geleiden.
Elektrolyt	Vloeistof waarin zich vrije ionen bevinden
Nernst	Walther Hermann Nernst, duitse scheikundige en Nobelprijs winnaar. Hij heeft de vergelijking van Nernst opgesteld.
Standaard elektrode potentiaal	Waarde die aangeeft wat de spanning is die een cel levert bij standaardomstandigheden. Wordt gebruikt in de Nernst-vergelijking. Staat in BINAS tabel 48.
Halfreactie	Een redoxreactie bestaat uit 2 reacties, het afstaan van elektronen door de reductor en het opnemen door de oxidator. Een halfreactie is één van deze twee reacties
Inerte elektrode	Elektrode die niet deelneemt aan de reactie en er alleen is om de stroom te geleiden. Zoals een elektrode van koolstof of platina
Metaal-metaalion elektrode	Elektrode die deelneemt aan de reactie en tegelijkertijd elektronen geleidt.

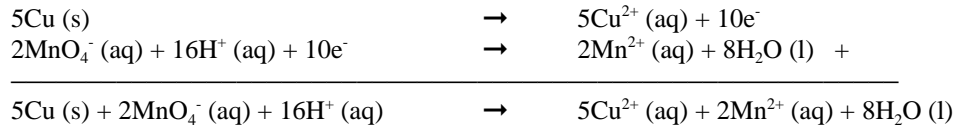
Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Bijlage

Cel 1



Meetresultaten

meting	Concentratie MnO_4^- (aq) (mol per liter)	Concentratie H^+ (aq) (mol per liter)	Concentratie Cu^{2+} (aq) (mol per liter)	DV (Volt)
1	0,02	0,2	0,1	0,953
2	0,02	0,04	0,1	0,968
3	0,02	0,02	0,1	0,970
4	0,02	0,01	0,1	0,983

Berekeningen

De algemene formule voor deze elektrochemische cel is:

$$V_L = V_0 + (0,059/5) \cdot \log ([\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8 / [\text{Mn}^{2+}])$$

$$V_R = V_0 + (0,059/2) \cdot \log (\text{Cu}^{2+})$$

DV = meetresultaat

Bij de berekeningen 1 t/m 4 is het doel te berekenen, wat de concentratie Mn^{2+} is. Bij de berekeningen 5 t/m 8 is het doel om te berekenen wat het verschil in potentiaal zou moeten zijn als de concentratie Mn^{2+} constant is.

berekening 1:

$$V_L = 1,52 + (0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,2]^8 / [X])$$

$$V_R = 0,34 + (0,059/2) \cdot \log (0,1) = 0,311 \text{ V}$$

$$\text{DV} = 0,953$$

$$V_L = 0,953 + 0,311 = 1,264 \text{ V}$$

$$1,52 + (0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,2]^8 / [X]) = 1,264 \text{ V}$$

$$(0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,2]^8 / [X]) = -0,256$$

$$-21,695 = \log ([0,02] \cdot [0,2]^8 / [X])$$

$$2,019 \cdot 10^{-22} = [0,02] \cdot [0,2]^8 / [X]$$

$$X = 3,94 \cdot 10^{-15} \text{ mol per liter}$$

Berekening 2:

$$V_L = 1,52 + (0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,04]^8 / [X])$$

$$V_R = 0,34 + (0,059/2) \cdot \log (0,1) = 0,311 \text{ V}$$

$$\text{DV} = 0,968 \text{ V}$$

$$V_L = 0,311 + 0,968 = 1,279 \text{ V}$$

$$1,52 + (0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,04]^8 / [X]) = 1,279 \text{ V}$$

$$(0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,04]^8 / [X]) = -0,241$$

$$\log ([0,02] \cdot [0,04]^8 / [X]) = -20,424$$

$$([0,02] \cdot [0,04]^8 / [X]) = 3,767 \cdot 10^{-21}$$

$$X = 2,87 \cdot 10^{-8} \text{ mol per liter}$$

Berekening 3:

$$V_L = 1,52 + (0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,02]^8 / [X])$$

$$V_R = 0,34 + (0,059/2) \cdot \log (0,1) = 0,311 \text{ V}$$

$$\text{DV} = 0,970 \text{ V}$$

$$V_L = 0,311 + 0,970 = 1,281 \text{ V}$$

Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

$$1,52 + (0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,02]^8 / [X]) = 1,281 \text{ V}$$

$$(0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,02]^8 / [X]) = -0,239$$

$$\log ([0,02] \cdot [0,02]^8 / [X]) = -20,254$$

$$[0,02] \cdot [0,02]^8 / [X] = 5,57 \cdot 10^{-21}$$

$$X = 1,09 \cdot 10^{-5} \text{ mol per liter}$$

Berekening 4:

$$V_L = 1,52 + (0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,01]^8 / [X])$$

$$V_R = 0,34 + (0,059/2) \cdot \log (0, 1) = 0,311 \text{ V}$$

$$DV = 0,983 \text{ V}$$

$$V_L = 0,311 + 0,983 = 1,294 \text{ V}$$

$$1,52 + (0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,01]^8 / [X]) = 1,294 \text{ V}$$

$$(0,059/5) \cdot \log ([0,02] \cdot [0,01]^8 / [X]) = -0,226$$

$$\log ([0,02] \cdot [0,01]^8 / [X]) = -19,15$$

$$[0,02] \cdot [0,01]^8 / [X] = 7,038 \cdot 10^{-20}$$

$$X = 0,035 \text{ mol per liter}$$

De algemene formule van de linkse halfcel is:

$$V_L = V_0 + (0,059/5) \cdot \log ([\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8 / [\text{Mn}^{2+}]), \text{ dit is gelijk aan:}$$

$$V_L = V_0 + (0,059/5) \cdot \log ([\text{MnO}_4^-] / [\text{Mn}^{2+}]) + (0,059/5) \cdot \log ([\text{H}^+]^8)$$

Als we bij elke meting $(0,059/5) \cdot \log ([\text{H}^+]^8)$ berekenen, weten we wat het verschil zou moeten zijn tussen de verschillende metingen.

Berekening 5:

$$(0,059/5) \cdot \log (0,2) = -0,008 \text{ V}$$

Berekening 6:

$$(0,059/5) \cdot \log (0,04) = -0,017$$

$$\text{verschil 1} = -0,008 - -0,017 = -0,009 \text{ V}$$

Berekening 7:

$$(0,059/5) \cdot \log (0,02) = -0,020$$

$$\text{verschil 2} = -0,017 - -0,020 = 0,003 \text{ V}$$

Berekening 8:

$$(0,059/5) \cdot \log (0,01) = -0,024$$

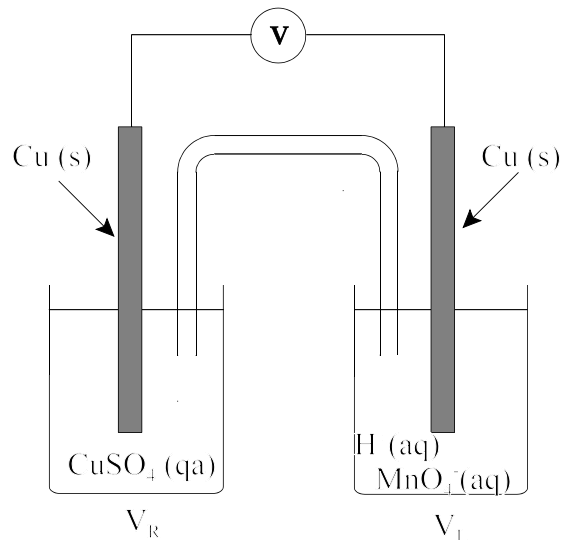
$$\text{verschil 3} = -0,020 - -0,024 = 0,004 \text{ V}$$

Verschillen tussen metingen:

$$\text{verschil 1} = 0,968 - 0,953 = 0,015 \text{ V}$$

$$\text{verschil 2} = 0,970 - 0,968 = 0,002 \text{ V}$$

$$\text{verschil 3} = 0,983 - 0,970 = 0,013 \text{ V}$$

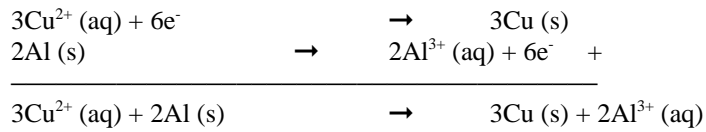


Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Cel 2



Meetresultaten

Meting	Concentratie Cu^{2+} (aq) (mol per liter)	Concentratie Al^{3+} (aq) (mol per liter)	DV (Volt)
1	0,01	0,20	0,541
2	0,01	0,10	0,564
3	0,01	0,05	0,505
4	0,01	0,02	0,530
5	0,1	0,20	0,521
6	0,1	0,10	0,517
7	0,1	0,05	0,505
8	0,1	0,02	0,475
9	0,1	0,20	0,568
10	0,1	0,10	0,538
11	0,1	0,05	0,547
12	0,1	0,02	0,549

Berekeningen

De algemene formule voor deze elektrochemische cel is:

$$\begin{aligned}
 V_L &= 0,34 + (0,059/2) * \log([\text{Cu}^{2+}]) \\
 V_R &= -1,67 + (0,059/3) * \log([\text{Al}^{3+}]) = \\
 DV &= V_L - V_R
 \end{aligned}$$

Berekening 1:

$$\begin{aligned}
 V_L &= 0,34 + (0,059/2) * \log(0,01) = 0,281 \text{ V} \\
 V_R &= -1,67 + (0,059/3) * \log(0,2) = -1,684 \text{ V} \\
 DV &= 1,965 \text{ V}
 \end{aligned}$$

Berekening 2:

$$\begin{aligned}
 V_L &= 0,34 + (0,059/2) * \log(0,01) = 0,281 \text{ V} \\
 V_R &= -1,67 + (0,059/3) * \log(0,1) = -1,690 \text{ V} \\
 DV &= 1,971 \text{ V}
 \end{aligned}$$

Berekening 3:

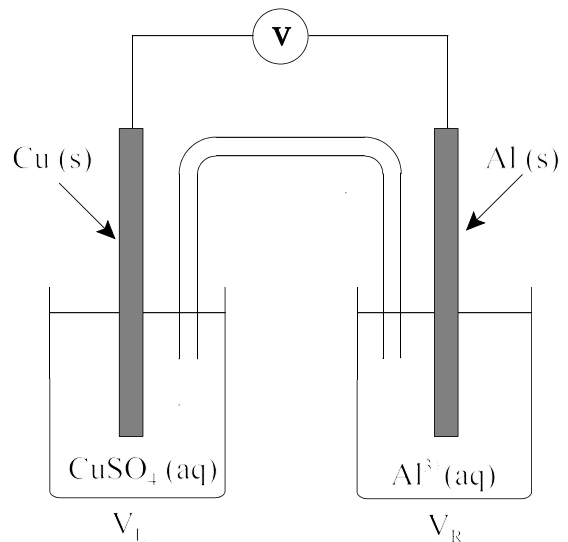
$$\begin{aligned}
 V_L &= 0,34 + (0,059/2) * \log(0,01) = 0,281 \text{ V} \\
 V_R &= -1,67 + (0,059/3) * \log(0,05) = -1,696 \text{ V} \\
 DV &= 1,977 \text{ V}
 \end{aligned}$$

Berekening 4:

$$\begin{aligned}
 V_L &= 0,34 + (0,059/2) * \log(0,01) = 0,281 \text{ V} \\
 V_R &= -1,67 + (0,059/3) * \log(0,02) = -1,703 \text{ V} \\
 DV &= 1,984 \text{ V}
 \end{aligned}$$

Berekening 5:

$$\begin{aligned}
 V_L &= 0,34 + (0,059/2) * \log(0,1) = 0,311 \text{ V} \\
 V_R &= -1,67 + (0,059/3) * \log(0,2) = -1,684 \text{ V} \\
 DV &= 1,995 \text{ V}
 \end{aligned}$$



Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Berekening 6:

$$V_L = 0,34 + (0,059/2) * \log(0,1) = 0,311 \text{ V}$$

$$V_R = -1,67 + (0,059/3) * \log(0,1) = -1,690 \text{ V}$$

$$DV = 2,001 \text{ V}$$

Berekening 7:

$$V_L = 0,34 + (0,059/2) * \log(0,1) = 0,311 \text{ V}$$

$$V_R = -1,67 + (0,059/3) * \log(0,05) = -1,696 \text{ V}$$

$$DV = 2,007 \text{ V}$$

Berekening 8:

$$V_L = 0,34 + (0,059/2) * \log(0,1) = 0,311 \text{ V}$$

$$V_R = -1,67 + (0,059/3) * \log(0,02) = -1,703 \text{ V}$$

$$DV = 2,014 \text{ V}$$

De berekeningen 5 tot en met 8 stemmen overeen met de berekeningen 9 tot en met 12.

Cel 3



Meetresultaten

Meting	Concentratie Cu^{2+} (aq) (mol per liter)	Concentratie Zn^{2+} (aq) (mol per liter)	DV (Volt)
1	0,1	0,5	1,067
2	0,1	0,2	1,066
3	0,1	0,1	1,055
4	0,1	0,05	1,060
5	0,1	0,02	1,053

Berekeningen

De algemene formule voor deze elektrochemische cel is:

$$V_L = 0,34 + (0,059/2) * \log([\text{Cu}^{2+}]) = 0,311 \text{ V}$$

$$V_R = -0,76 + (0,059/2) * \log([\text{Zn}^{2+}]) = -0,769 \text{ V}$$

$$DV = V_L - V_R$$

Berekening 1:

$$V_L = 0,34 + (0,059/2) * \log(0,1) = 0,311 \text{ V}$$

$$V_R = -0,76 + (0,059/2) * \log(0,5) = -0,769 \text{ V}$$

$$DV = 1,080 \text{ V}$$

Berekening 2:

$$V_L = 0,34 + (0,059/2) * \log(0,1) = 0,311 \text{ V}$$

$$V_R = -0,76 + (0,059/2) * \log(0,2) = -0,781 \text{ V}$$

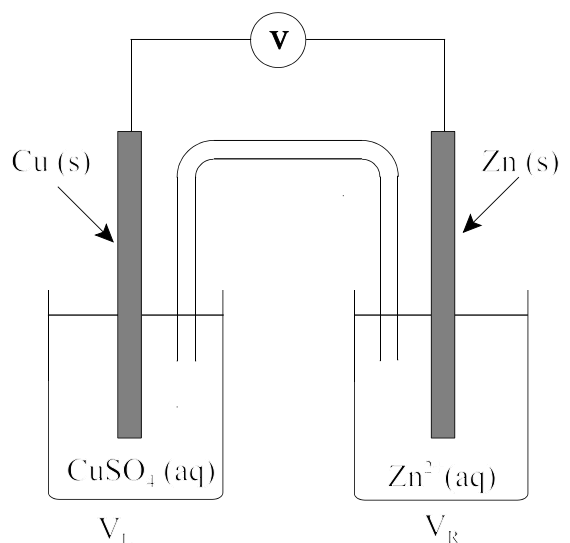
$$DV = 1,092 \text{ V}$$

Berekening 3:

$$V_L = 0,34 + (0,059/2) * \log(0,1) = 0,311 \text{ V}$$

$$V_R = -0,76 + (0,059/2) * \log(0,1) = -0,790 \text{ V}$$

$$DV = 1,101 \text{ V}$$



Profielwerkstuk Elektrochemische cellen

Jan Ooms & Hugo Strang

© havovwo.nl februari 2003

Berekening 4:

$$V_L = 0,34 + (0,059/2) * \log(0,1) = 0,311 \text{ V}$$

$$V_R = -0,76 + (0,059/2) * \log(0,05) = -0,798 \text{ V}$$

$$DV = 1,109 \text{ V}$$

Berekening 5:

$$V_L = 0,34 + (0,059/2) * \log(0,1) = 0,311 \text{ V}$$

$$V_R = -0,76 + (0,059/2) * \log(0,02) = 0,810 \text{ V}$$

$$DV = 1,121 \text{ V}$$