



Module 2

Redox
Industriële chemie

OPGAVEN

Zilver

Op veel scholen heeft men een „zilverresten-fles” waarin alle restanten van proeven met zilververbindingen worden verzameld. Door middel van elektrolyse kan het zilver worden teruggewonnen. Lost men daarna het verkregen zilver op in verdund salpeterzuur dan krijgt men een oplossing die ionen Ag^+ bevat en goed bruikbaar is voor proeven.

- 1p 1. Geef de halfreactie van de vorming van zilver tijdens de elektrolyse.
- 2p 2. Leg uit of tijdens de elektrolyse het zilver gevormd wordt aan de positieve of de negatieve elektrode.

Zoals aangegeven wordt het verkregen zilver opgelost in verdund salpeterzuur (zie eventueel tabel 66 B). Hierbij ontstaat NO(g) .

- 2p 3. Geef met behulp van halfreacties de vergelijking voor de reactie van zilver met verdund salpeterzuur.

Om de concentratie Ag^+ van de verkregen oplossing te bepalen, wordt een oplossing van NaCl langzaam toegedruppeld en meet men voortdurend het elektrisch geleidend vermogen van het mengsel. Tijdens het toedruppelen wordt er een slecht oplosbaar zout gevormd.

- 2p 4. Geef de formule van dit slecht oplosbare zout.

Aanvankelijk daalt het geleidend vermogen. Een leerling beweert: “Dit komt door de vorming van het neerslag. Er zijn dan immers minder ionen aanwezig.”

- 2p 5. Leg uit waarom deze bewering niet juist is.

Op een gegeven moment begint het geleidend vermogen weer te stijgen. Op dat moment is 3,35 mL van een 0,100 molair NaCl -oplossing toegevoegd aan 25,0 mL van de Ag^+ ionen bevattende oplossing.

- 2p 6. Bereken de $[\text{Ag}^+]$ van de oplossing.

Magnesium en zink

Een leerling krijgt de opdracht de samenstelling van een mengsel van magnesium en zink te controleren. Daartoe lost hij dit mengsel op in een overmaat zoutzuur en vangt het gevormde waterstofgas op in een maatcilinder.

- 2p 7. Geef met behulp van halfreacties de vergelijking voor het oplossen van magnesium in zoutzuur.
- 2p 8. Welke ionen bevinden zich in de oplossing als het gehele mengsel is opgelost?

De leerling heeft 100 mg van het mengsel opgelost.

Volgens de leraar bestond dit uit 25 mg magnesium en 75 mg zink.

De proef is uitgevoerd onder omstandigheden waarbij 1 mmol gas een volume inneemt van 24 cm^3 .

- 3p 9. Bereken hoeveel cm^3 waterstof maximaal kan ontstaan, uitgaande van de opgegeven samenstelling van het mengsel.

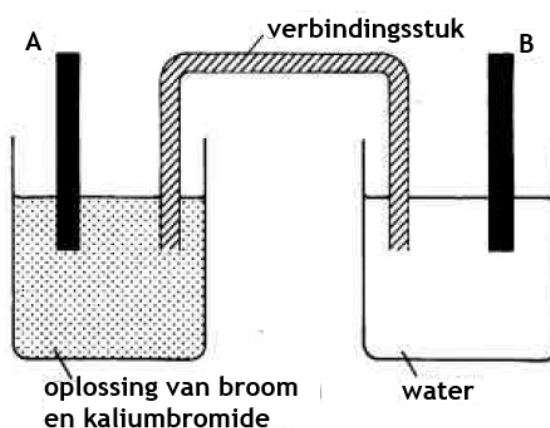
Bij zijn onderzoek verkreeg de leerling echter meer waterstof dan overeenkomt met de opgegeven samenstelling van het mengsel.

- 2p 10. Leid hieruit af dat 100 mg mengsel meer magnesium bevatte dan was opgegeven.
- 2p 11. Beredeneer of men door middel van een reactie met zoutzuur ook de samenstelling van een mengsel van koper en zink kan controleren.

Elektrochemische cel

Het linker bekglas van de hiernaast getekende opstelling is gevuld met een oplossing van broom en kaliumbromide, het rechter bekglas met water. Het verbindingsstuk is gevuld met een elektrolyt en zo gemaakt dat er geen vloeistof van het ene bekglas naar het andere kan stromen. In ieder bekglas bevindt zich een koolstofstaaf, aangeduid met A en B.

Een leerling moet met deze opstelling een elektrische cel maken door in het water een stof op te lossen. Hij heeft de keuze uit de stoffen kaliumchloride en kaliumjodide.



- 2p 12. Leg uit welke van deze stoffen de leerling in het water moet oplossen.

Hij verbindt vervolgens de beide koolstofstaven van deze elektrische cel door een geleidende draad.

- 2p 13. Leg uit of de elektronen door deze draad van A naar B stromen of omgekeerd.

Na enige tijd is de elektrische cel uitgeput. De vloeistof in het linker bekglas is echter nog duidelijk bruin gekleurd.

- 2p 14. Geef de verklaring voor het uitgeput zijn van deze cel.

Het is mogelijk de cel weer op te laden door de beide koolstofstaven aan te sluiten op de polen van een spanningsbron.

- 2p 15. Leg uit welke koolstofstaaf, A of B, op de positieve pool van de spanningsbron moet worden aangesloten.

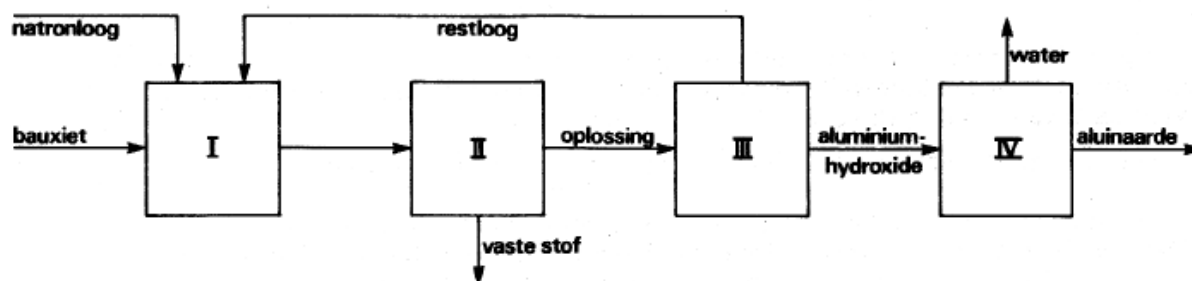
Aluminium

Verbindingen van aluminium en verbindingen van ijzer zijn veel voorkomende stoffen op aarde. Voorbeelden zijn aluminiumoxide (dialuminiumtrioxide) en ijzer(III)oxide (dijzertrioxide). Uit dergelijke verbindingen kan men de metalen bereiden.

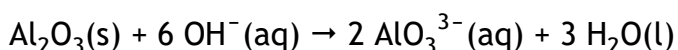
Ijzer wordt al heel lang toegepast, maar aluminium pas sinds ongeveer honderd jaar. De oorzaak hiervan is dat de bereiding van aluminium chemisch gezien moeilijker is dan de bereiding van ijzer.

- 2p 16. Geef aan waarom de bereiding van aluminium chemisch gezien moeilijker is dan de bereiding van ijzer.

Men bereidt aluminium uit bauxiet. Bauxiet is een erts dat voor ongeveer de helft uit aluminiumoxide bestaat. Het bauxiet wordt omgezet in aluinaarde, dat bijna geheel uit aluminiumoxide bestaat. Men kan dit proces als volgt schematisch weergeven:



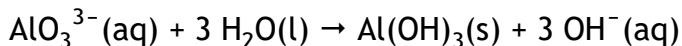
In ruimte I wordt bij hoge temperatuur het aluminiumoxide uit bauxiet opgelost. Dit proces kan men weergeven met de volgende vergelijking:



Het gevormde mengsel wordt naar ruimte II gevoerd waar het wordt gescheiden.

1p 17. Noem een scheidingsmethode die hier kan worden toegepast.

In ruimte III wordt de oplossing afgekoeld. Daarbij kristalliseert aluminiumhydroxide uit. Dit kan men weergeven met de volgende vergelijking:



Het vaste aluminiumhydroxide (aluminiumtris(hydroxide) volgens tabel 66G) wordt naar ruimte IV gebracht. De oplossing die na het kristalliseren overblijft (restloog) wordt teruggevoerd naar ruimte I en opnieuw gebruikt. Theoretisch gezien wordt er bij het hele proces geen hydroxide verbruikt.

2p 18. Leg aan de hand van de gegeven reactievergelijkingen uit dat bij dit proces theoretisch gezien geen hydroxide wordt verbruikt.

In ruimte IV wordt het aluminiumhydroxide door verhitting omgezet in aluminiumoxide en waterdamp. Hierbij neemt de massa van de vaste stof af.

2p 19. Geef hiervan de reactievergelijking.

3p 20. Bereken met welk percentage de massa van de vaste stof afneemt bij de omzetting van aluminiumhydroxide in aluminiumoxide.

De omzetting van aluminiumoxide in aluminium gebeurt door elektrolyse van gesmolten aluminiumoxide. De elektrolyse vindt plaats bij hoge temperatuur. Men maakt gebruik van koolstofelektroden. Bij dit proces wordt één van de koolstofelektroden aangetast. Aan deze elektrode ontstaat koolstofdioxidegas.

3p 21. Geef de vergelijkingen van de elektrodereacties en leg uit welke elektrode - de positieve of de negatieve - wordt aangetast.

3p 22. Bereken hoeveel ton aluminium maximaal kan ontstaan uit 1,0 ton aluminiumoxide,

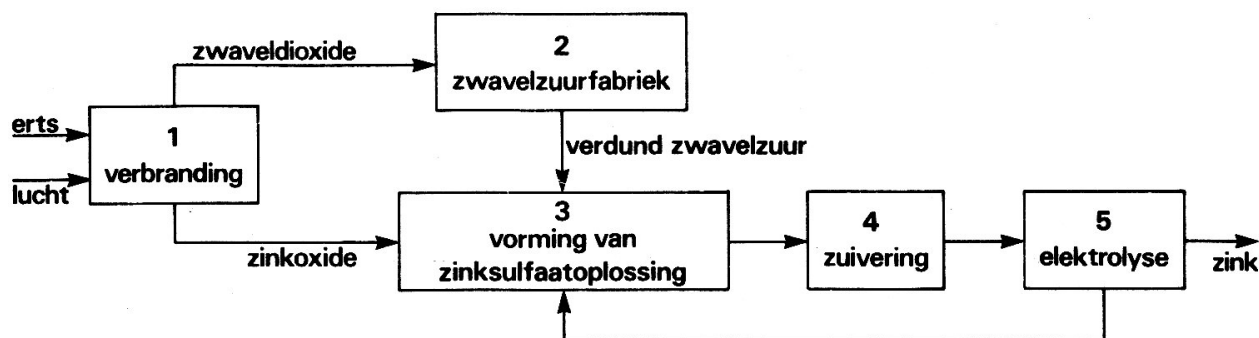
2p 23. Bereken de atomeconomie voor de vorming van aluminium uit aluminiumoxide.

Zink

Het metaal zink kan worden bereid door elektrolyse van een zinksulfaatoplossing.

2p 24. Leg uit aan welke elektrode, de positieve of de negatieve, zink wordt gevormd.

De elektrolyse van de zinksulfaatoplossing is de laatste stap in een productieproces van zink. Het proces is hieronder schematisch weergegeven. In het schema zijn de bewerkingen sterk vereenvoudigd beschreven en zijn niet alle stoffen aangegeven.



Een erts dat voornamelijk uit zinksulfide, ZnS , bestaat wordt in 1 verhit in aanwezigheid van lucht. Hierbij verbrandt zinksulfide waarbij zwaveldioxide, SO_2 , en zinkoxide, ZnO , ontstaan.

2p 25. Geef de vergelijking van de verbranding van zinksulfide.

Beide reactieproducten, zwaveldioxide en zinkoxide, worden gebruikt voor de bereiding van de zinksulfaatoplossing. Het zwaveldioxide wordt naar de zwavelzuurfabriek (2) geleid.

Het proces in de zwavelzuurfabriek verloopt in twee stappen:

- . het zwaveldioxide wordt omgezet in een andere stof
- . deze andere stof wordt omgezet in zwavelzuur

2p 26. Geef de formule van deze andere stof.

In 3 wordt uit zinkoxide en verdund zwavelzuur een zinksulfaatoplossing gemaakt.

2p 27. Geef de vergelijking van deze reactie.

Deze oplossing is echter onder andere verontreinigd met ionen van het metaal X en met ionen van het metaal Y.

In 4 worden de ionen van de metalen X en Y uit de oplossing verwijderd en X en Y van elkaar gescheiden.

Deze zuivering verloopt als volgt:

- . Aan de oplossing wordt zinkpoeder toegevoegd. Hierdoor ontstaat een neerslag van de metalen X en Y.
- . Het mengsel van de metalen X en Y wordt afgezonderd en met verdund zwavelzuur behandeld. Omdat het metaal X reageert en het metaal Y niet, blijft het metaal Y als vaste stof achter.

Bij deze zuivering maakt men gebruik van het verschil in sterkte van de drie reductoren X, Y en Zn.

2p 28. Leg aan de hand van de beschrijving van deze zuivering uit welk metaal (X, Y of Zn) de sterkste, en welk metaal de zwakste reductor is.

De gezuiverde zinksulfaatoplossing wordt vervolgens in 5 geëlektrolyseerd met behulp van onaantastbare elektroden. Daarna wordt de oplossing uit 5 teruggevoerd naar 3.

- 2p 29. Geef de vergelijkingen van de halfreacties die bij de elektrolyse plaatsvinden.

Noteer je antwoord als volgt:

Negatieve elektrode:

Positieve elektrode:

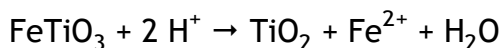
Bij dit productieproces wordt in 5 theoretisch per mol zink evenveel (opgelost) zwavelzuur gevormd als er nodig is voor het oplossen van een mol zinkoxide in 3. Dit is af te leiden uit de vergelijking van de reactie in 3 en de vergelijkingen van de beide elektrodereacties in 5.

- 2p 30. Geef deze afleiding.

Titaanwit

De kleurstof die tegenwoordig in witte verf het meest wordt toegepast, is TiO_2 , een witte vaste stof. De grondstof voor de industriële bereiding van TiO_2 is FeTiO_3 (ilmeniet). Voor de productie van TiO_2 uit ilmeniet zijn twee processen bekend: het sulfaatproces en het chlorideproces.

Bij het sulfaatproces laat men ilmeniet reageren met zwavelzuur. De netto reactie kan worden weergegeven met de volgende vergelijking:



Een nadeel van het sulfaatproces is dat een grote hoeveelheid afvalzuur ontstaat. Er wordt namelijk een overmaat zwavelzuur wordt gebruikt. Per ton FeTiO_3 wordt $6,8 \cdot 10^3$ mol zwavelzuur toegevoegd ($1,0 \text{ ton} = 1,0 \cdot 10^3 \text{ kg}$).

- 3p 31. Bereken hoeveel mol zwavelzuur overblijft per ton omgezet FeTiO_3 .

Omdat bij het sulfaatproces zoveel afval ontstaat, heeft men het chlorideproces ontwikkeld. Het chlorideproces bestaat uit twee stappen. In de eerste stap laat men ilmeniet reageren met chloorgas en koolstof. De vergelijking van de reactie bij deze eerste stap is hieronder onvolledig weergegeven. Alleen de coëfficiënten ontbreken.



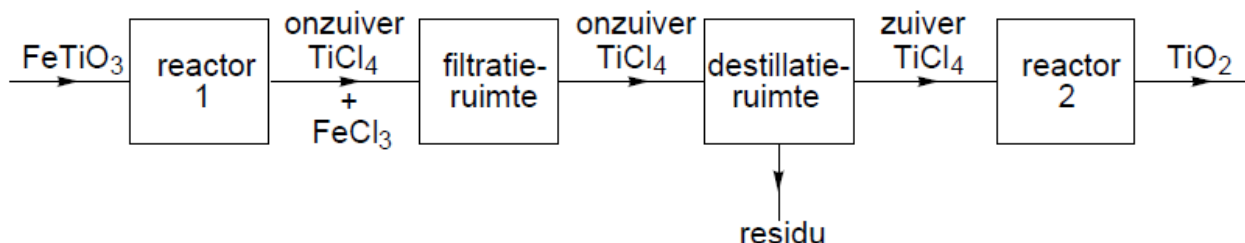
Bij deze reactie ontstaat een suspensie van vast FeCl_3 en vloeibaar TiCl_4 . Het FeCl_3 wordt door filtratie uit deze suspensie verwijderd. Het filtraat, dat voornamelijk uit TiCl_4 bestaat, wordt door destillatie gezuiverd. Vervolgens laat men het zuivere TiCl_4 in de tweede stap van het chlorideproces reageren met zuurstof:



Het chloorgas dat bij reactie 2 vrijkomt, wordt opnieuw gebruikt in reactie 1. Bij reactie 2 komt minder chloorgas vrij dan bij reactie 1 nodig is. Daarom moet bij het chlorideproces voortdurend vanuit een opslagtank chloorgas worden toegevoerd.

- 2p 32. Neem de vergelijking van reactie 1 over en vul de juiste coëfficiënten in.
- 2p 33. Leg uit hoeveel mol chloorgas per mol TiO_2 vanuit een opslagtank moet worden toegevoerd. Neem hierbij aan dat het residu van de destillatie geen chloorverbindingen bevat en dat al het chloor dat bij reactie 2 vrijkomt in reactie 1 wordt hergebruikt.

Het chlorideproces kan in een blokschema worden weergegeven. Hieronder is een onvolledig blokschema getekend. In reactor 1 vindt reactie 1 plaats en in reactor 2 vindt reactie 2 plaats. Alle stofstromen waarin titaanverbindingen voorkomen, zijn weergegeven met pijlen. Een aantal pijlen van andere stofstromen en een aantal formules van stoffen zijn weggelaten.



Op de uitwerkbijlage (zie onder) is het blokschema uitgebreider, maar nog niet volledig weer gegeven. Er zijn meer stofstromen getekend en deze zijn genummerd. De terugvoer van chloor ontbreekt nog.

- 2p 34. Welke formules moeten bij de stofstromen 1 tot en met 6 staan? Noteer de nummers van de stofstromen en schrijf achter elk nummer de bijbehorende formule.
- 2p 35. Maak het blokschema op de uitwerkbijlage compleet door de terugvoer van chloor te tekenen.

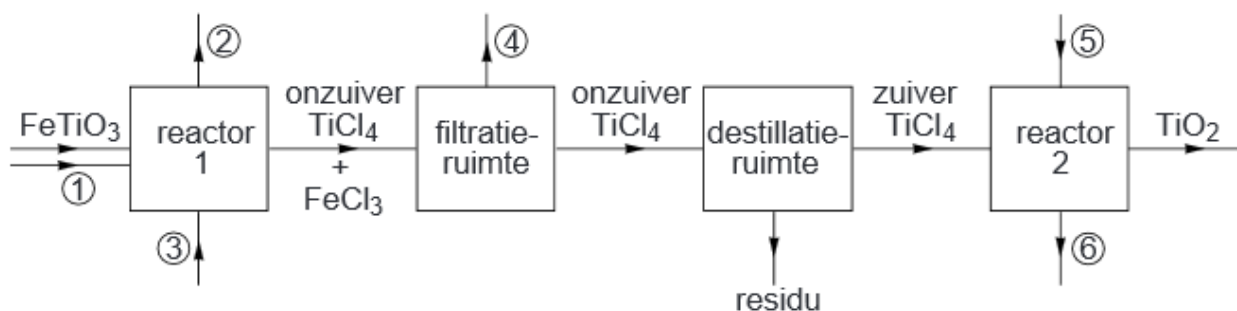
Het sulfaat proces kan worden vergeleken met het chlorideproces door het berekenen van de atomeconomie en de E -factor.

- 2p 36. Bereken de atomeconomie van het sulfaatproces. Gebruik hierbij formules van stoffen en niet van ionen.
- 2p 37. Geef het chlorideproces weer met één reactievergelijking.
- 2p 38. Bereken de atomeconomie van het chlorideproces.
- 2p 39. Leg uit welk proces, op grond van de atomeconomie, de voorkeur verdient.

Bij de atomeconomie wordt niet gekeken naar het rendement van het proces. Dat gebeurt wel bij de *E*-factor. Het rendement van het sulfaatproces is 80%. Van het chlorideproces is het rendement 88%.

- 2p 40. Bereken voor beide processen de *E*-factor.
- 2p 41. Leg uit welk proces, op grond van de *E*-factor, de voorkeur verdient.

UITWERKBIJLAGE bij onderdeel 34 en 35





Module 2

Redox
Industriële chemie

UITWERKINGEN

Zilver

- 01** $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$
- 02** Ag^+ wordt gedwongen elektronen op te nemen.
Dat gebeurt bij de negatieve elektrode.
- 03** Salpeterzuur staat als NO_3^- samen met H^+ in tabel 48 bij +0,96.
- | | | |
|---|---|---|
| $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^-$ | $\rightarrow \text{NO(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}$ | 1× |
| Ag | $\rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$ | 3× |
| | | + |
| $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{Ag}$ | | $\rightarrow \text{NO(g)} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Ag}^+$ |
- 04** Een oplossing van NaCl bevat de ionen Na^+ en Cl^- . Volgens tabel 45 levert de combinatie Ag^+ en Cl^- een slecht oplosbaar zout op: AgCl(s) .
- 05** Er worden ook ionen toegevoegd in de vorm van een NaCl-oplossing. Als Ag^+ uit de oplossing verdwijnt, komt daar Na^+ voor in de plaats. Het totale aantal ionen blijft gelijk. (N.B. de daling komt vanwege het feit dat Na^+ ionen minder goed geleiden dan Ag^+ ionen. Informatie hierover staat in tabel 41, maar dat is voor deze opgave niet relevant)
- 06** Het aantal (m)mol van een stof of ionsoort bereken je met de volgende formule:
aantal (m)mol = volume × concentratie (of molariteit).
 Aantal mmol toegevoegd NaCl = $3,35 \text{ mL} \times 0,100 \text{ M} = 0,335 \text{ mmol}$.
 Aantal mmol Cl^- = aantal mmol NaCl = $0,335 \text{ mmol}$.
 Aantal mmol Ag^+ = aantal mmol Cl^- (verhouding = 1 : 1) = $0,335 \text{ mmol}$.
 $[\text{Ag}^+] = \frac{0,335 \text{ mmol}}{25,0 \text{ mL}} = 0,0134 \text{ mmol mL}^{-1} = 0,0134 \text{ mol L}^{-1}$.

Magnesium en zink

- 07** Zoutzuur is een oplossing van HCl in water (zie tabel 66A). De oplossing bevat ionen H^+ en Cl^- .
- | | | |
|-------------------------------|---|---------|
| $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$ | $\rightarrow \text{H}_2(\text{g})$ | (0) |
| Mg | $\rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$ | (-2,37) |
| | | + |
| $2 \text{H}^+ + \text{Mg}$ | $\rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Mg}^{2+}$ | |
- 08** Er ontstaan ionen Mg^{2+} en Zn^{2+} (Zn reageert ook met zoutzuur) Er zijn ook ionen Cl^- aanwezig (want die hebben niet gereageerd). En er zijn ook ionen H^+ aanwezig, want in de opgave staat dat er een *overmaat* zoutzuur is gebruikt.

- 09** Aantal mmol Mg: $\frac{25}{24,31} = 1,03$ mmol. Hieruit ontstaat ook 1,03 mmol H_2 .
Aantal mmol Zn: $\frac{75}{65,38} = 1,15$ mmol. Hieruit ontstaat ook 1,15 mmol H_2 .
Totaal ontstaat er $1,03 + 1,15 = 2,18$ mmol H_2 .
Aantal $cm^3 H_2$: $2,18 \times 24 = 52 cm^3$.
- 10** De molaire massa van Mg is kleiner dan van Zn. Dus 1 mg magnesium levert meer H_2 dan 1 mg zink. Hoe meer Mg in het mengsel zit, des te meer H_2 zal er ontstaan.
- Vergelijk bijvoorbeeld 100 mg Mg met 100 mg Zn.
Bij Mg ontstaat er dan $\frac{100}{24,31} = 4,1$ mmol Mg, dus ook 4,1 mmol H_2 .
Bij Zn ontstaat er dan $\frac{100}{65,38} = 1,5$ mmol Zn, dus ook 1,5 mmol H_2 .
- 11** Volgens tabel 48 reageert Cu niet met H^+ van zoutzuur. De hoeveelheid $H_2(g)$ die je krijgt bij een mengsel van Cu en Zn wordt volledig bepaald door de hoeveelheid Zn. Hieruit kun je de massa van Zn berekenen en uit de totale massa volgt dan de massa van Cu.
Dus kan ook door middel van een reactie met zoutzuur de samenstelling van een mengsel van koper en zink gecontroleerd worden.

Elektrochemische cel

- 12** Het gaat er om of ionen Cl^- of ionen I^- geschikt zijn. Het zijn beide reductoren.
Er moet een spontane reactie plaatsvinden. Dan moet in tabel 48 de oxidator links boven de reductor staan. Van de aanwezige deeltjes in het linker bekerglas is broom (Br_2) de sterkste oxidator. Deze staat in tabel 48 links boven I^- . Er moet dus KI worden toegevoegd aan het rechter bekerglas.
Halfreactie in linker bekerglas: $Br_2 + 2 e^- \rightarrow 2 Br^-$
Halfreactie in rechter bekerglas: $2 I^- \rightarrow I_2 + 2 e^-$
- 13** Bij een spontane reactie gaan de elektronen van reductor naar oxidator. De reductor is I^- en dat zit in het rechter bekerglas.
De elektronen stromen van B naar A.
- 14** Een elektrische cel is uitgeput als één van de reactanten op is. Kennelijk er is nog genoeg van de oxidator Br_2 , want de vloeistof in het linker bekerglas is nog bruin gekleurd. De I^- in het rechter bekerglas is echter opgereageerd.

- 15 Bij elektrolyse is alles omgekeerd:

Halfreactie in linker bekglas: $2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$

Halfreactie in rechter bekglas: $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$

Aan de positieve elektrode moet de reductor gedwongen zijn elektronen afstaan. Dat gebeurt in het linker bekglas, dus elektrode A moet met de positieve pool van de spanningsbron verbonden worden.

Aluminium

- 16 Al is onedeler dan Fe. Al is dus een sterkere reductor dan ijzer (staat lager in tabel 48). Dan is Al^{3+} een zwakkere oxidator dan Fe^{2+} . Het omzetting $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$ verloopt dus moeizamer dan de omzetting $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$.

- 17 In ruimte II wordt vaste stof van de oplossing gescheiden. Dat kan door middel van filtreren (of bezinken gevolgd door afschenken).

- 18 In ruimte I wordt 6 mol OH^- verbruikt per twee mol AlO_3^{3-} en in ruimte II wordt 3 mol OH^- gevormd per een mol AlO_3^{3-} , dus per twee mol AlO_3^{3-} ook 6 mol OH^- gevormd.

- 19 $2 \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$

- 20 De massa-afname ontstaat doordat het water als damp verdwijnt.

$$\frac{\text{massa } 3 \text{ H}_2\text{O}}{\text{massa } 2 \text{ Al}(\text{OH})_3} \times 100\% = \frac{3 \times 18,015}{2 \times 78,004} \times 100\% = 34,65\%$$

- 21 Gesmolten Al_2O_3 bevat de ionen Al^{3+} en O^{2-} .

- pool: $\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$

+ pool: $2 \text{O}^{2-} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{e}^-$ gevolgd door $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

(of: $2 \text{O}^{2-} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 4 \text{e}^-$)

Bij de + pool wordt de oxidator gedwongen e^- af te staan, zodat hier C reageert.

- 22 Massapercentage Al in Al_2O_3 : $\frac{2 \times 26,98}{101,96} \times 100\% = 52,92\%$. Dus uit 1 ton (= 1000 kg) kan

maximaal $\frac{52,92}{100} \times 1000 = 5,3 \cdot 10^2$ kg Al worden verkregen.

OF:

$$\text{Aantal kmol Al}_2\text{O}_3 = \frac{1000 \text{ kg}}{101,96 \text{ kg kmol}^{-1}} = 9,8 \text{ kmol}$$

Aantal kmol Al: $9,8 \times 2 = 19,6 \text{ kmol}$ (molverhouding $\text{Al}_2\text{O}_3 : \text{Al} = 1 : 2$)

Aantal kg Al: $19,6 \text{ kmol} \times 26,98 \text{ kg kmol}^{-1} = 5,3 \cdot 10^2 \text{ kg}$

- 23** De volgende reactie treedt op: $2 \text{Al}_2\text{O}_3(\text{l}) \rightarrow 4 \text{Al}(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g})$

massa gewenst product: $4 \times 26,98 = 107,9 \text{ g}$

massa beginstof: $2 \times 101,96 = 203,9 \text{ g}$

atoomeconomie = $\frac{107,9}{203,9} \times 100\% = 52,91\%$

N.B. In dit geval volgt het antwoord ook uit het massapercentage aluminium in aluminiumoxide (zie onderdeel 22).

Zink

- 24** Zink ontstaat uit zinkionen volgens: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$.

Het is een elektrolyse, dus wordt Zn^{2+} gedwongen om elektronen op te nemen.

Dat gebeurt bij de negatieve elektrode.

- 25** $2 \text{ZnS} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ZnO} + 2 \text{SO}_2$

- 26** De andere stof is SO_3 .

SO_3 wordt namelijk gevormd uit SO_2 volgens: $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$

Zwavelzuur = H_2SO_4 en wordt gevormd door reactie van SO_3 met H_2O :

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

- 27** Zwavelzuur is een sterk zuur en noteer je als H^+ .

Zinkoxide is een slecht oplosbaar zout (zie tabel 45A) en noteer je als ZnO .

Hierin is O^{2-} de base en dat is een sterke base. Het kan 2 H^+ opnemen:

$\text{ZnO} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$

- 28** Het metaal dat het gemakkelijkst overgaat in metaalionen, is de sterkste reductor.

Zn reageert met ionen van X en Y, dus Zn is sterkste reductor.

Y reageert niet met zuur, dus Y is de zwakste reductor.

- 29** Negatieve elektrode: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$

Positieve elektrode: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$

Bedenk dat sulfaationen niet reageren. Volgens een verwijzing in tabel 48 gebeurt dat alleen in warm geconcentreerd zwavelzuur.

- 30** Optelsom van beide elektrodereacties in 5:

$2 \text{Zn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Zn} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+$.

Hieruit volgt dat de molverhouding $\text{Zn}^{2+} : \text{H}^+ = 2 : 4 = 1 : 2$.

Bij de reactie in 3 (zie onderdeel 27) geldt ook $\text{Zn}^{2+} : \text{H}^+ = 1 : 2$.

Er ontstaat dus in 5 precies voldoende H^+ om ZnO in 3 om te zetten in Zn^{2+} .

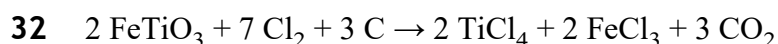
Titaanwit

- 31** In de reactievergelijking staat voor de pijl: $\text{FeTiO}_3 + 2 \text{H}^+$. Die 2 mol H^+ komt echter van 1 mol H_2SO_4 . Dus de molverhouding $\text{FeTiO}_3 : \text{H}_2\text{SO}_4 = 1 : 1$
Molmassa FeTiO_3 : $151,72 \text{ gram mol}^{-1}$

$$\text{Aantal mol FeTiO}_3: \frac{1,0 \cdot 10^6 \text{ g}}{151,72 \text{ g mol}^{-1}} = 6,6 \cdot 10^3 \text{ mol.}$$

Aantal mol H_2SO_4 : ook $6,6 \cdot 10^3 \text{ mol}$ (1:1).

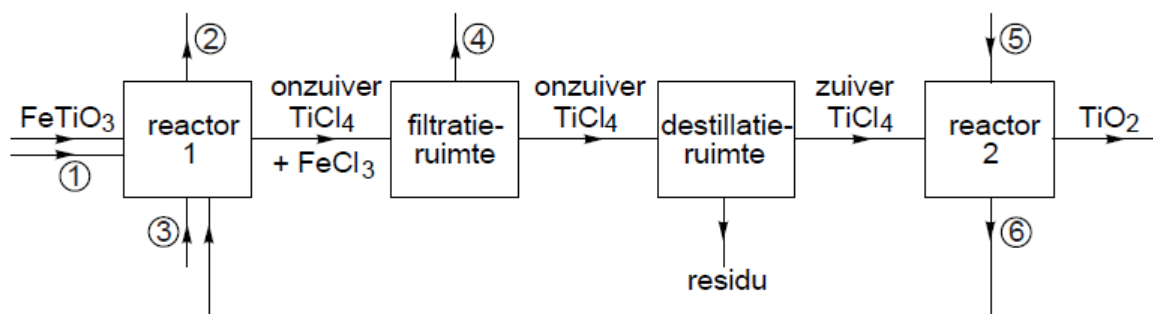
Er blijft over: $6,8 \cdot 10^3 \text{ mol} - 6,6 \cdot 10^3 \text{ mol} = 2,0 \cdot 10^2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$.



- 33** In reactie 1 wordt per mol FeTiO_3 3,5 mol Cl_2 gebruikt
In reactie 2 komt per mol TiO_2 2,0 mol chloor vrij
Er moet per mol TiO_2 $(3,5 - 2,0) = 1,5 \text{ mol Cl}_2$ worden toegevoerd

- 34** 1 : C
2 : CO_2
3 : Cl_2
4 : FeCl_3
5 : O_2
6 : Cl_2

35

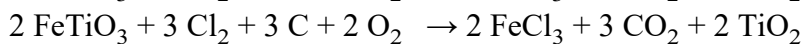
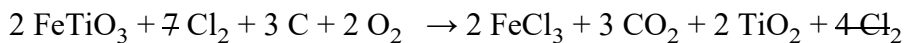
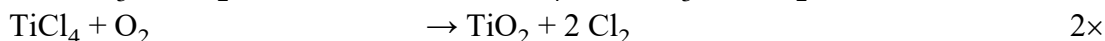
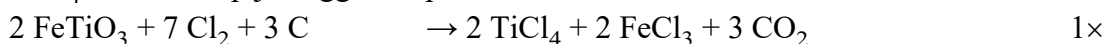


De terugvoer van chloor mag niet samenvallen met de aanvoer van chloor in reactor 1. Boven onderdeel 32 staat dat er voortdurend chloorgas moet worden toegevoegd vanuit een opslagtank.

- 36** De reactievergelijking wordt nu: $\text{FeTiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{TiO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

$$\begin{aligned} \text{atoomeconomie} &= \frac{m_{\text{product}}}{m_{\text{beginstoffen}}} \times 100\% \text{ (zie tabel 37H)} \\ &= \frac{79,87}{151,72 + 98,079} \times 100\% = \frac{79,87}{249,799} \times 100\% = 31,97\% \end{aligned}$$

- 37** Er worden twee reactievergelijkingen gegeven. Die moet je zodanig bij elkaar optellen dat TiCl_4 voor en na pijl weggestreept kan worden.



38
$$\text{atoomeconomie} = \frac{m_{\text{product}}}{m_{\text{beginstoffen}}} \times 100\% =$$

$$\frac{2 \times 79,87}{2 \times 151,72 + 3 \times 70,90 + 3 \times 12,01 + 2 \times 32,00} \times 100\% = \frac{159,74}{616,17} \times 100\% = 25,92\%$$

- 39** Een hoge atoomeconomie betekent minder nevenproducten en dat is gunstig. De hoogste atoomeconomie heeft het sulfaatproces en verdient, op grond van de atoomeconomie, de voorkeur.

40
$$E\text{-factor} = \frac{m_{\text{beginstoffen}} - m_{\text{werkelijke opbrengst product}}}{m_{\text{werkelijke opbrengst product}}} \quad (\text{zie tabel 37 H})$$

Sulfaatproces: $m_{\text{werkelijke opbrengst product}} = \frac{80}{100} \times 79,87 = 63,90 \text{ gram}$

$$E\text{-factor} = \frac{249,799 - 63,90}{63,90} = 2,91$$

Chlorideproces: $m_{\text{werkelijke opbrengst product}} = \frac{88}{100} \times 159,74 = 140,6 \text{ gram}$

$$E\text{-factor} = \frac{616,17 - 140,6}{140,6} = 3,38$$

- 41** Een E -factor van 0 betekent: geen afval. Een lage E -factor is dus gunstig. Op grond daarvan verdient het sulfaatproces de voorkeur.