

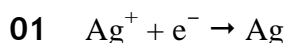


Module 2

Redox
Industriële chemie

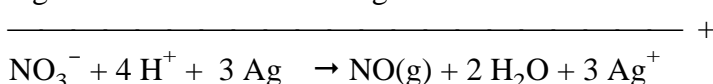
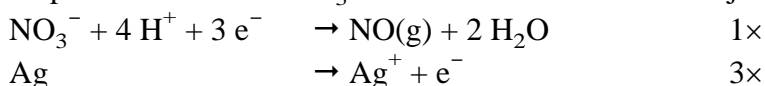
UITWERKINGEN

Zilver



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.



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:
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl(s)}$.

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 mL × 0,100 M = 0,335 mmol.

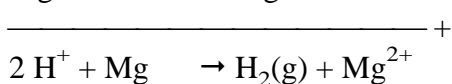
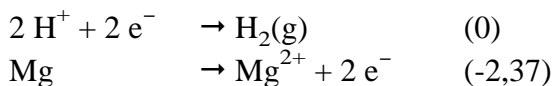
Aantal mmol Cl^- = aantal mmol NaCl = 0,335 mmol.

Aantal mmol Ag^+ = aantal mmol Cl^- (verhouding = 1 : 1) = 0,335 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^- .



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 H₂.

Aantal mmol Zn: $\frac{75}{65,38} = 1,15$ mmol. Hieruit ontstaat ook 1,15 mmol H₂.

Totaal ontstaat er $1,03 + 1,15 = 2,18$ mmol H₂.

Aantal cm³ H₂: $2,18 \times 24 = 52$ cm³.

10 De molmassa van Mg is kleiner dan van Zn. Dus 1 mg magnesium levert meer H₂ dan 1 mg zink. Hoe meer Mg in het mengsel zit, des te meer H₂ 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 H₂.

Bij Zn ontstaat er dan $\frac{100}{65,38} = 1,5$ mmol Zn, dus ook 1,5 mmol H₂.

11 Volgens tabel 48 reageert Cu niet met H⁺ van zoutzuur. De hoeveelheid H₂(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 bekeerglas is broom (Br₂) de sterkste oxidator. Deze staat in tabel 48 links boven I⁻. Er moet dus KI worden toegevoegd aan het rechter bekeerglas.

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

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

13 Bij een spontane reactie gaan de elektronen van reductor naar oxidator. De reductor is I⁻ en dat zit in het rechter bekeerglas.

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 Br₂, want de vloeistof in het linker bekeerglas is nog bruin gekleurd. De I⁻ in het rechter bekeerglas is echter opgereageerd.

- 15 Bij elektrolyse is alles omgekeerd:
 Halfreactie in linker bekeerglas: $2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$
 Halfreactie in rechter bekeerglas: $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$

Aan de positieve elektrode moet de reductor gedwongen zijn elektronen afstaan. Dat gebeurt in het linker bekeerglas, 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:
 Aantal kmol $\text{Al}_2\text{O}_3 = \frac{1000 \text{ kg}}{101,96 \text{ kg kmol}^{-1}} = 9,8 \text{ kmol}$
 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 = $\frac{107,9}{203,9} \times 100\% = 52,91\%$

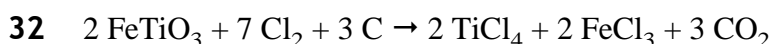
N.B. In dit geval volgt het antwoord ook uit het massapercentage aluminium in aluminiumoxide (zie onderdeel 22).

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

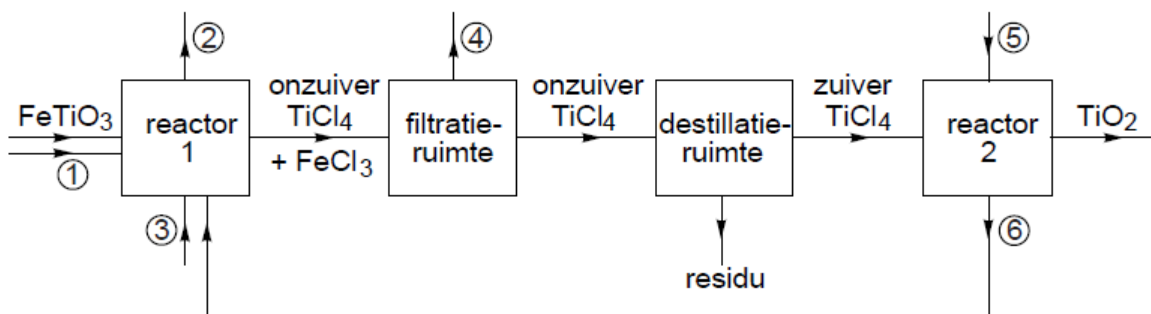
- 31** In de reactievergelijking staat voor de pijl: $\text{FeTiO}_3 + 2 \text{H}^+$. Die 2 mol H^+ komt echter van 1 mol H_2SO_4 . Dus de molverhouding $\text{FeTiO}_3 : \text{H}_2\text{SO}_4 = 1 : 1$
 Molmassa FeTiO_3 : $151,72 \text{ g mol}^{-1}$
 Aantal mol FeTiO_3 : $\frac{1,0 \cdot 10^6 \text{ g}}{151,72 \text{ g mol}^{-1}} = 6,6 \cdot 10^3 \text{ mol}$.
 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

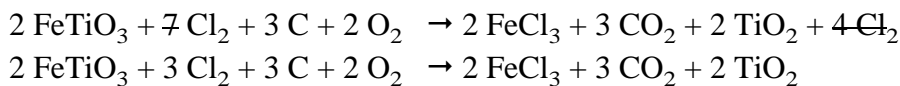
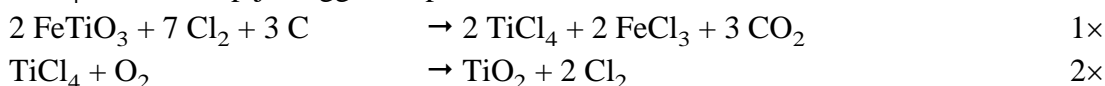


De terugvoer van chloor mag niet samenvallen met de aanvoer van chloor in reactor 1. Boven onderdeel 32 staat dat er voortdurend chloorgas moet worden toegevoegd vanuit een opslagtank.

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

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

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



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

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

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

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

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

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

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

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

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