

Redoxreacties

11.1 Elektronenoverdracht

A 1

- a** Er is sprake van H^+ -overdracht (protonoverdracht). Het zuur geeft een proton af, de base neemt het op.
b Er is sprake van e^- -overdracht (elektronoverdracht). De reductor geeft een elektron af, de oxidator neemt het op.

A 2

- a** Een oxidator is een deeltje dat elektronen *opneemt*.
b Een reductor is een deeltje dat elektronen *afstaat*.
c In een halfreactie staan *wel* elektronen.
d In een totaalreactie staan *geen* elektronen.

B 3

Als de elektronen voor de pijl staan worden ze opgenomen en is er sprake van een halfreactie van een oxidator. Als de elektronen na de pijl staan worden ze afgestaan en is er sprake van een halfreactie van een reductor.

- a** oxidator
b oxidator
c reductor
d oxidator
e reductor

B 4

- a** $Fe^{3+} + 3 e^- \rightarrow Fe (s)$
b $2 I^- \rightarrow I_2 (s) + 2 e^-$
c $2 H_2O (l) + 2 e^- \rightarrow H_2 (g) + 2 OH^-$
d $Zn (s) \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^-$
e $NO_3^- + 4 H^+ + 3 e^- \rightarrow NO (g) + 2 H_2O (l)$

B 5

- a** $Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu (s)$
 $Zn (s) \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^-$

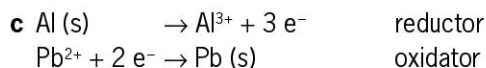
 $Cu^{2+} (aq) + Zn (s) \rightarrow Cu (s) + Zn^{2+} (aq)$
b $Br_2 (l) + 2 e^- \rightarrow 2 Br^-$ ($\times 3$)
 $Co (s) \rightarrow Co^{3+} + 3 e^-$ ($\times 2$)

 $3 Br_2 (l) + 2 Co (s) \rightarrow 2 Co^{3+} (aq) + 6 Br^- (aq)$
c $Al (s) \rightarrow Al^{3+} + 3 e^-$
 $Hg^+ + e^- \rightarrow Hg (s)$ ($\times 3$)

 $Al (s) + 3 Hg^+ (aq) \rightarrow Al^{3+} (aq) + 3 Hg (s)$

B 6

- a** $Mg (s) \rightarrow Mg^{2+} + 2 e^-$ reductor
 $Ni^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ni (s)$ oxidator
b $2 S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2 e^-$ reductor
 $Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu (s)$ oxidator



B 7

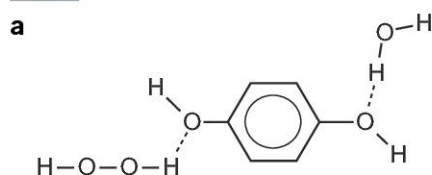
- a** Reactie 1: een redoxreactie
 Reactie 2: geen redoxreactie
 Reactie 3: een redoxreactie
 Reactie 4: geen redoxreactie
b Reactie 1: K wordt omgezet in K^+ en staat dus elektronen af en is de reductor. Cl_2 wordt omgezet in 2Cl^- en neemt dus elektronen op, en is de oxidator.
 Reactie 3: Fe wordt omgezet in Fe^{3+} en staat dus elektronen af, en is de reductor. Ag^+ wordt omgezet in Ag (s) en neemt dus elektronen op, en is de oxidator.
c Reactie 2: dit is het oplossen van een zout. De ladingen van de NH_4^+ - en de PO_4^{3-} -ionen blijven gelijk. De ionen gaan uit het ionrooster in de oplossing.
 Reactie 4: dit is een zuur-basereactie. CH_3COO^- neemt een H^+ -ion op, HF staat een H^+ -ion af.

C 8

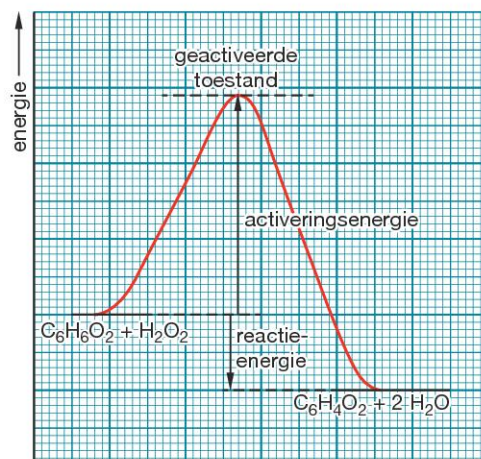
- a** $\text{Zn (s)} + 2 \text{H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
b Er is elektronenoverdracht. H^+ neemt een elektron op, Zn staat twee elektronen af.
c $31 \text{ mg} = 0,031 \text{ g}$

$$\frac{0,031 \text{ g}}{65,38 \text{ g mol}^{-1}} = 4,74 \cdot 10^{-4} \text{ mol Zn}$$
 Er ontstaat dus ook $4,74 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2 \text{ (g)}$.
 Bij deze omstandigheden is het molair volume $24,5 \text{ L mol}^{-1}$.
 $4,74 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \times 24,5 \text{ L mol}^{-1} = 0,012 \text{ L} = 12 \text{ mL}$
d $\frac{8,2 \text{ mL}}{12 \text{ mL}} \times 100\% = 68\%$

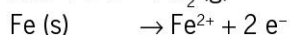
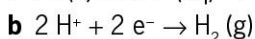
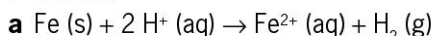
C 9



- b** Hydrochinon staat in de halfreactie elektronen af, dus dat moet de reductor zijn. Waterstofperoxide is dan de oxidator.
c Zie figuur 11.1.
d De activeringsenergie is zo hoog dat reactie 2 in de verzamelblaas niet plaatsvindt. De enzymen verlagen de activeringsenergie zodat reactie 2 in de explosiekamer wel plaatsvindt.
e In het contextkader staat dat 100 g oplossing 10 g hydrochinon en 25 g waterstofperoxide bevat. De molaire massa's zijn 110,1 en $34,015 \text{ g mol}^{-1}$. Dus er is 0,091 mol hydrochinon en 0,73 mol waterstofperoxide. De molverhouding waarin de stoffen reageren is 1 : 1, er is dus meer waterstofperoxide aanwezig dan nodig is voor de reactie.



11.1

C 10 ★

c Zoutzuur is een oplossing van het gas HCl in water.

20,0 mL 0,100 M zoutzuur bevat $20,0 \times 0,100 = 2,00$ mmol HCl en dus ook 2,00 mmol H^+ (H_3O^+).

De molverhouding $\text{Fe} : \text{H}^+$ is 1 : 2, er kan maximaal 1,00 mmol Fe reageren.

Dit komt overeen met $1,00 \text{ mmol} \times 55,85 \text{ g mol}^{-1} = 55,85 \text{ mg Fe}$.

11.2 Redoxkoppels

A 11 ⦿

a Hoe sterker een reductor, hoe *lager* deze in Binas tabel 48 staat.

b Als ΔV_0 gelijk is aan 0,20 is er sprake van een *evenwichtsreactie*.

B 12

a Ag^+ is de sterkste oxidator (hoogste in Binas tabel 48, bij 0,80 V), Pb^{2+} is zwakker (−0,13 V) en de zwakste van deze drie is Co^{2+} (bij −0,28 V).

b Ag (s), Pb (s) en Co (s)

c Co is de sterkste reductor, dan Pb en Ag is de zwakste van deze drie.

B 13 ⦿

a Cu (s)

b FeCl_2 (s)

c $\text{Ba}^{2+} \text{(aq)} + 2 \text{Cl}^- \text{(aq)}$

d $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ (s)

e Cl_2 (aq)

f $2 \text{K}^+ \text{(aq)} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{(aq)}$

B 14

a Natrium is een heel sterke reductor en zal snel een elektron afstaan. Het deeltje dat dan ontstaat zal dat elektron juist niet snel weer opnemen. Hoe sterker de reductor, hoe zwakker de geconjugeerde oxidator.

b Natrium is een zeer sterke reductor en reageert met water. Het zal dus in de natuur voorkomen als een natriumion. Dit ion is onderdeel van een verbinding.

B 15

a Stap 1:

Ni (s), $\text{Co}^{2+} \text{(aq)}$, $\text{Cl}^- \text{(aq)}$ en $\text{H}_2\text{O (l)}$

Stap 2:

Sterkste oxidator: Co^{2+} (−0,28 V)

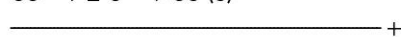
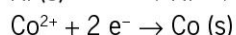
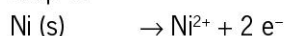
Sterkste reductor: Ni (s) (−0,26 V)

Stap 3:

$$\Delta V_0 = -0,28 \text{ V} - (-0,26 \text{ V}) = -0,28 \text{ V} + 0,26 \text{ V} = -0,02 \text{ V}$$

Er is dus evenwicht.

Stap 4:



b Stap 1:

$\text{Fe}^{3+} \text{(aq)}$, $\text{Br}^- \text{(aq)}$, $\text{H}_2\text{O (l)}$, $\text{K}^+ \text{(aq)}$ en $\text{I}^- \text{(aq)}$

Stap 2:

Sterkste oxidator: Fe^{3+} (0,77 V)

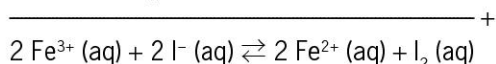
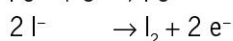
Sterkste reductor: I^- (+0,54 V)

Stap 3:

$$\Delta V_0 = 0,77 \text{ V} - 0,54 \text{ V} = 0,23 \text{ V}$$

Er is dus evenwicht.

Stap 4:



c Stap 1:

Ca (s) en H₂O (l)

Stap 2:

Sterkste oxidator: H₂O (l) (−0,83 V)

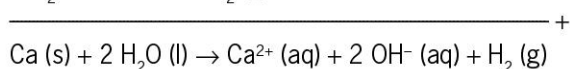
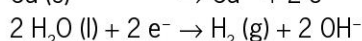
Sterkste reductor: Ca (s) (−2,87 V)

Stap 3:

$$\Delta V_0 = -0,83 \text{ V} - (-2,87 \text{ V}) = -0,83 \text{ V} + 2,87 \text{ V} = 2,04 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$$

Er is dus een aflopende reactie.

Stap 4:



d Stap 1:

Al (s), Zn²⁺ (aq), Cl[−] (aq) en H₂O (l)

Stap 2:

Sterkste oxidator: Zn²⁺ (−0,76 V)

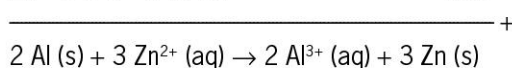
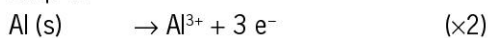
Sterkste reductor: Al (s) (−1,66 V)

Stap 3:

$$\Delta V_0 = -0,76 \text{ V} - (-1,66 \text{ V}) = -0,76 \text{ V} + 1,66 \text{ V} = 0,90 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$$

Er is dus een aflopende reactie.

Stap 4:



e Stap 1:

H₂C₂O₄ (aq), Br₂ (aq) en H₂O (l)

Stap 2:

Sterkste oxidator: Br₂ (+1,09 V)

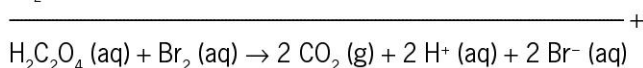
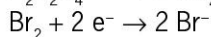
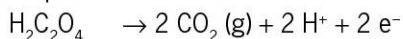
Sterkste reductor: H₂C₂O₄ (−0,49 V)

Stap 3:

$$\Delta V_0 = 1,09 \text{ V} - (-0,49 \text{ V}) = 1,09 \text{ V} + 0,49 \text{ V} = 1,58 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$$

Er is dus een aflopende reactie.

Stap 4:



f Stap 1:

Na⁺ (aq), S₂O₃^{2−} (aq), I₂ (aq) en H₂O (l)

Stap 2:

Sterkste oxidator: I₂ (+0,54 V)

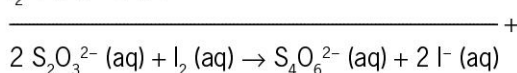
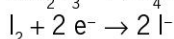
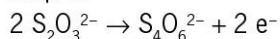
Sterkste reductor: S₂O₃^{2−} (+0,10 V)

Stap 3:

$$\Delta V_0 = 0,54 \text{ V} - 0,10 \text{ V} = 0,44 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$$

Er is dus een aflopende reactie.

Stap 4:

**B 16**

- a** Cl_2 (aq), Br_2 (aq) en I_2 (aq)
b De sterkste oxidator is Cl_2 (aq), de zwakste is I_2 (aq).
c Fluor is een zeer sterke oxidator en reageert met water. Als je fluor in water wilt oplossen zal het daarmee reageren. Dat lukt dus niet.

B 17

- a** Van minst naar meest edel: magnesium, kobalt, kwik en goud.
b De standaardelektrodepotentiaal van water als oxidator is gelijk aan $-0,83 \text{ V}$. Magnesium heeft een standaardelektrodepotentiaal van $-2,37 \text{ V}$. $\Delta V_0 = 1,54 \text{ V}$, dus er treedt een aflopende reactie op.
 Kobalt heeft een standaardelektrodepotentiaal van $-0,28 \text{ V}$. $\Delta V_0 = -0,55 \text{ V}$, dus er treedt geen reactie op.
 Je kunt ook zeggen: magnesium staat als reductor onder H_2O als oxidator en zal dus reageren. Kobalt staat als reductor ver boven H_2O als oxidator en zal dus niet reageren.
c $\text{Co} (\text{s}) \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^-$
 $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 (\text{g})$

$$\text{Co} (\text{s}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Co}^{2+} (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$$
 $\Delta V_0 = -0,28 \text{ V}$ dus is er een evenwichtsreactie. Omdat H_2 een gas is en uit de oplossing kan ontsnappen, zal de reactie aflopend zijn.
d Goud is een edel metaal en zal dus niet gemakkelijk met andere stoffen reageren. Dit betekent dat de sieraden lang meegaan en mooi blijven.

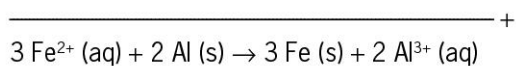
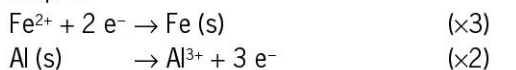
C 18 ★

- a** $2 \text{Ag}^+ (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
 $2 \text{Ag}_2\text{O} (\text{s}) \rightarrow 4 \text{Ag} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$
b Ja, dit is een redoxreactie. De zilverionen nemen een elektron op en vormen zilver. De oxide-ionen leveren twee elektronen en vormen zuurstof.
c $7,50 \text{ liter } 0,0532 \text{ M Ag}^+$ levert $7,50 \text{ L} \times 0,0532 \text{ mol L}^{-1} = 0,399 \text{ mol zilver}$.
 Hiervan wordt 80% teruggewonnen:
 $0,80 \times 0,399 \text{ mol Ag} = 0,3192 \text{ mol Ag}$
 Dit komt overeen met:
 $0,3192 \text{ mol} \times 107,9 \text{ g mol}^{-1} = 34 \text{ g zilver}$
d Een ounce is $\frac{373,2417}{12} = 31,10348 \text{ g}$.
 $34 \text{ gram zilver kost: } \frac{34}{31,10348} \times 25,95 = 28 \text{ euro}$.

C 19

- a** Stap 1:
 $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$, $\text{Cl}^- (\text{aq})$, $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$ en $\text{Al} (\text{s})$
 Stap 2:
 Sterkste oxidator: Fe^{2+} ($-0,45 \text{ V}$)
 Sterkste reductor: $\text{Al} (\text{s})$ ($-1,66 \text{ V}$)
 Stap 3:
 $\Delta V_0 = -0,45 \text{ V} - (-1,66 \text{ V}) = 1,21 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$
 Er is dus een aflopende reactie.

Stap 4:

**b** Stap 1:Fe²⁺ (aq), Cl⁻ (aq), H₂O (l) en Br₂ (aq)

Stap 2:

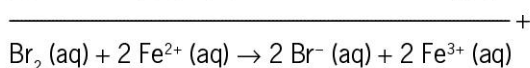
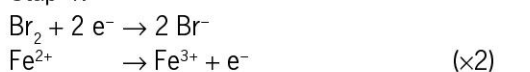
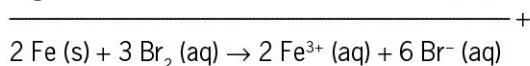
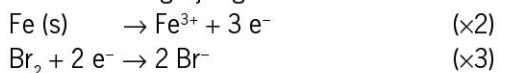
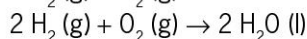
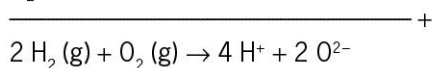
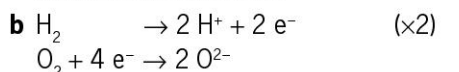
Sterkste oxidator: Br₂ (+1,09 V)Sterkste reductor: Fe²⁺ (+0,77 V)

Stap 3:

$$\Delta V_0 = 1,09 \text{ V} - 0,77 \text{ V} = 0,32 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$$

Er is dus een aflopende reactie.

Stap 4:

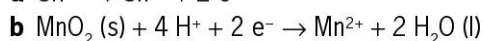
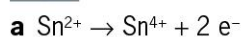
**c** Het Fe²⁺-ion is zowel een oxidator als een reductor. Als er een sterke oxidator aanwezig is zal het Fe²⁺-ion reageren als een reductor, is er een sterke reductor aanwezig, dan zal het Fe²⁺-ion juist reageren als een oxidator.**d** Door de overmaat zal Fe uiteindelijk worden omgezet tot Fe³⁺. Dit kun je weergeven in één reactievergelijking:**C 20****a** Waterstof is lichter dan helium. Bij eenzelfde volume kan waterstof dus meer gewicht meenemen dan helium.**c** $2 \text{Al (s)} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 2 \text{Fe (s)}$ **d** De verhouding waarin de stoffen reageren is 2 : 1, de massaverhouding is dan 53,96 : 159,69.**e** 1 Er is veel minder ijzer(III)oxide aanwezig dan er volgens de massaverhouding aanwezig moet zijn voor de reactie.

2 Het aluminium zat aan de buitenkant van de bekleding en het ijzer(III)oxide aan de binnenkant van de bekleding, dus ook niet in direct contact met elkaar.

11.3 Redoxreacties in oplossing

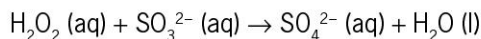
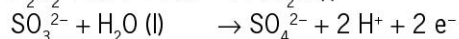
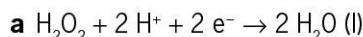
A 21**a** In ieder geval H₂O-moleculen en H⁺-ionen (H₃O⁺-ionen).**b** In ieder geval H₂O-moleculen en OH⁻-ionen.**A 22**

Sulfaationen zijn alleen oxidator in geconcentreerd warm zwavelzuur.

B 23

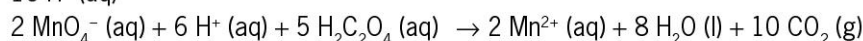
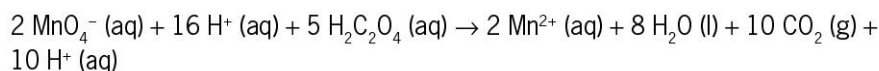
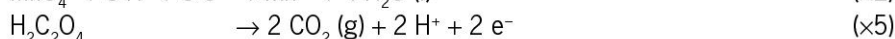
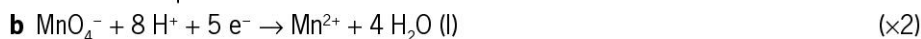
B 24

De standaardelektrodepotentiaal van de oxidator $\text{MnO}_4^- + \text{H}^+$ is groter dan die van de oxidator $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$. De eerstgenoemde is dus een sterkere oxidator dan de tweede en zal als eerste reageren.

B 25

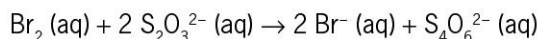
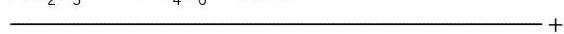
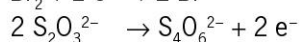
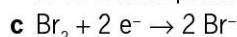
$\Delta V_0 = +1,78 \text{ V} - (-0,09 \text{ V}) = 1,87 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$

Er is een aflopende reactie.



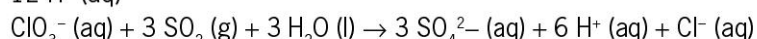
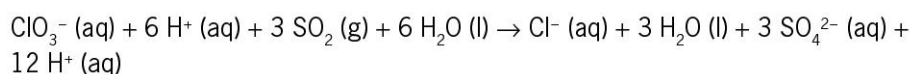
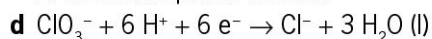
$\Delta V_0 = +1,51 \text{ V} - (-0,49 \text{ V}) = 2,00 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$

Er is een aflopende reactie.



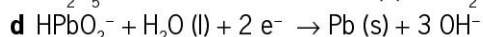
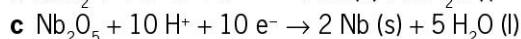
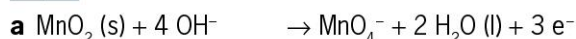
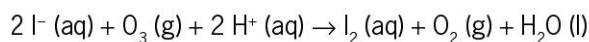
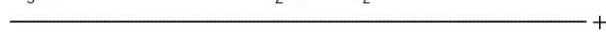
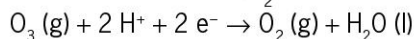
$\Delta V_0 = 1,09 \text{ V} - 0,10 \text{ V} = 0,99 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$

Er is een aflopende reactie.



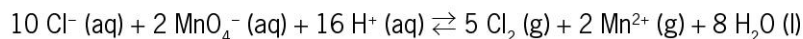
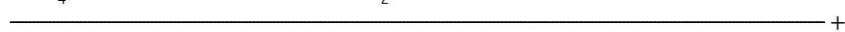
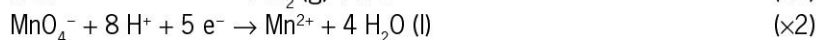
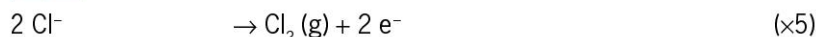
$\Delta V_0 = 1,45 \text{ V} - 0,17 \text{ V} = 1,28 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$

Er is een aflopende reactie.

B 26**B 27**

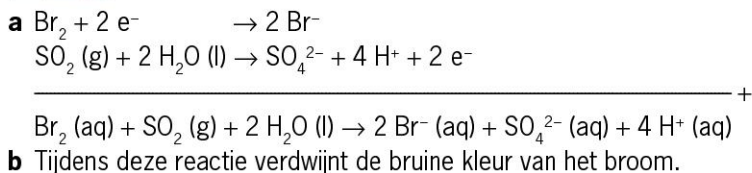
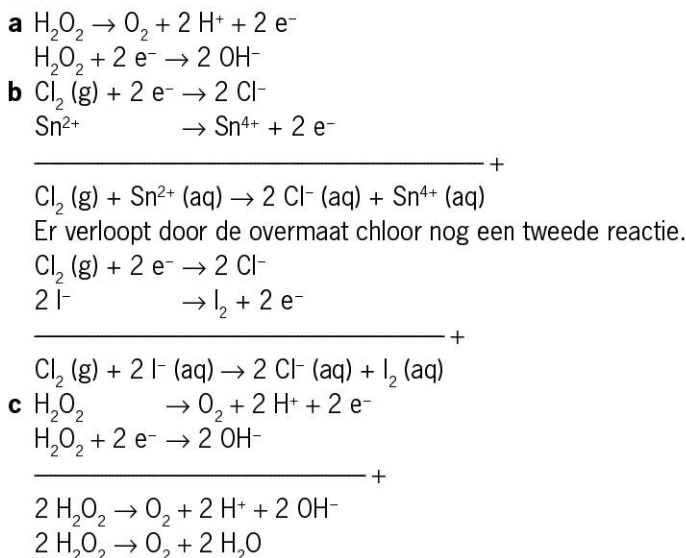
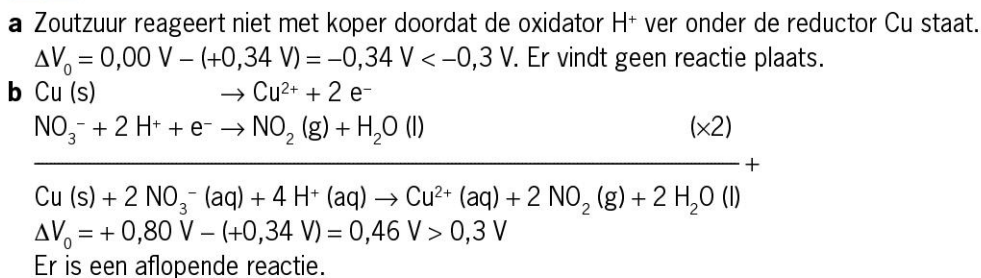
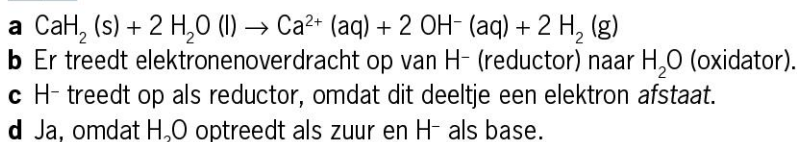
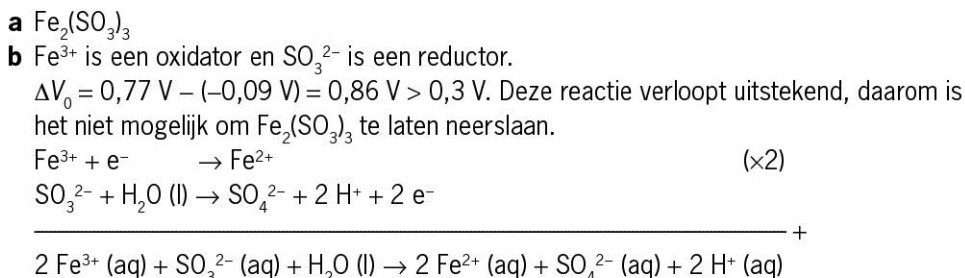
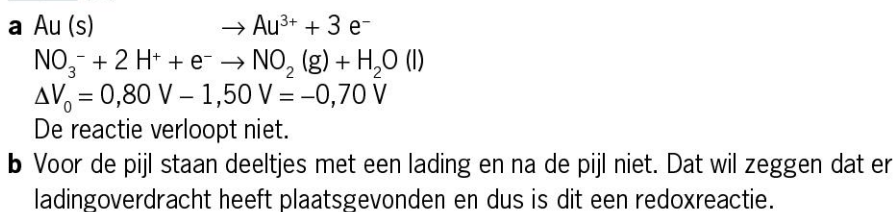
$\Delta V_0 = 2,08 \text{ V} - 0,54 \text{ V} = 1,54 \text{ V} > 0,3 \text{ V}$

Er is een aflopende reactie.

B 28

$\Delta V_0 = 1,51 \text{ V} - 1,36 \text{ V} = 0,15 \text{ V}$

Er ontstaat een evenwicht, de reactie naar rechts kan uiteindelijk beter verlopen zodra de oplossing verzadigd raakt aan chloor en Cl_2 als gas ontwijkt.

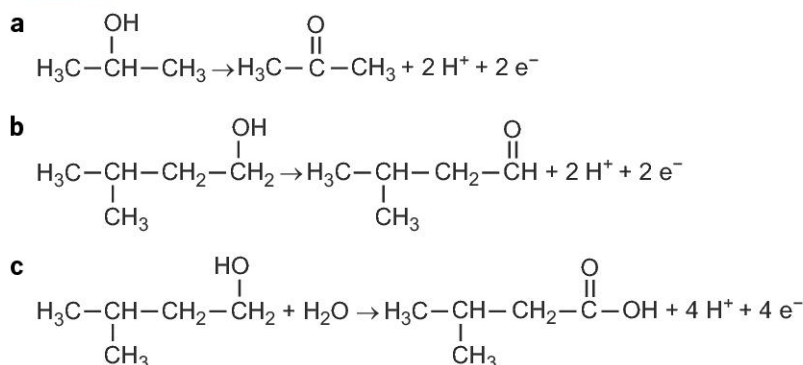
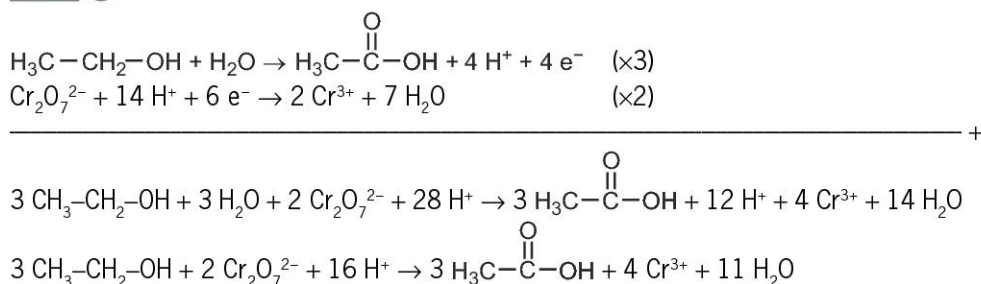
B 29**B 30****B 31****B 32****B 33****C 34**

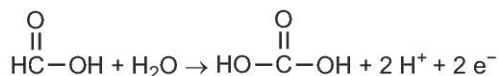
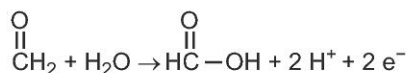
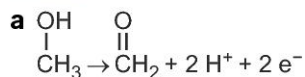
- c** Bij de reactie van salpeterzuur met zoutzuur ontstaat chloor, Cl_2 . Chloor staat als oxidator in Binas tabel 48 boven salpeterzuur en is dus een sterkere oxidator.
- d** De concentratie van de goudionen zal heel klein zijn.
- e** De standaardelektrodepotentiaal is gebaseerd op concentraties van de stoffen van 1 mol L^{-1} . De concentratie van de goudionen is in koningswater heel klein. Kennelijk heeft dat als gevolg dat de elektrodepotentiaal van Au daalt, waardoor reactie 1 wel kan verlopen.

C 35

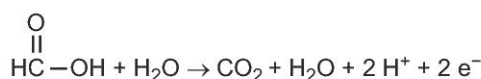
- a** $2 \text{ C (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ CO (g)}$
- b** $\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + \text{CO (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ FeO (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$
- c** De lading van het ijzerion is voor de reactie $3+$ en na de reactie $2+$. Het Fe^{3+} -ion is dus een oxidator.
- d** $\text{FeO (s)} + \text{CO (g)} \rightleftharpoons \text{Fe (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$
- e** $\text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{C (s)} \rightleftharpoons 2 \text{ CO (g)}$
- f** De endotherme evenwichtsreacties. Dit zijn de reactie bij b (van Fe_2O_3 met CO) en de reactie bij e (van CO_2 met C).
- g** De exotherme evenwichtsreactie, dus de reactie bij d (van FeO met CO). Deze reactie verloopt juist minder goed bij het verhogen van de temperatuur. Je wilt de temperatuur dus verhogen om de reactiesnelheid hoog te houden en de reacties bij b en e naar rechts te laten verlopen, maar voor de reactie bij d is dit juist nadelig.
- h** Fe^{3+} wordt omgezet tot Fe, dit is dus de oxidator. Zuurstof is de reductor.
- j** $10 \text{ ton staal} = 10 \cdot 10^3 \text{ kg staal}$, er mag $0,8$ massa-% koolstof in zitten.
Dit is $\frac{0,8}{100} \times 10 \cdot 10^3 \text{ kg} = 80 \text{ kg koolstof}$.
Er zit in $10 \cdot 10^3 \text{ kg staal}$ dan $9,9 \cdot 10^3 \text{ kg Fe}$, dit is 95% van het ruwe ijzer dat er nodig is.
In de benodigde hoeveelheid ruw ijzer zit dan $\frac{9,9 \cdot 10^3 \text{ kg}}{95} \times 5 = 522 \text{ kg koolstof}$.
Er mag maar 80 kg overblijven, verwijderd wordt dan $522 - 80 = 442 \text{ kg koolstof}$.

11.4 Toepassingen

B 36**B 37**

B 38

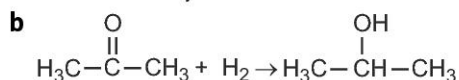
$\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{HO}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$ is instabiel (H_2CO_3 , koolzuur!) en valt uiteen in CO_2 en H_2O dus:



- b** Methaanzuur heeft als enige alkaanzuur een H-atoom aan de eerste C. Daardoor lijkt het op een alkanal. Dit 'alkanal' kan worden omgezet in een zuur.

B 39

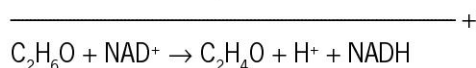
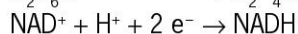
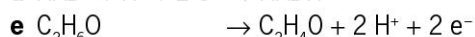
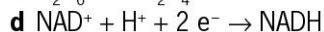
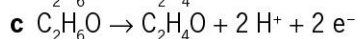
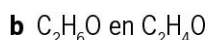
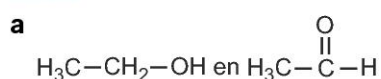
- a** De alcohol is reductor, bij het omzetten naar een aldehyde of keton komen elektronen vrij.



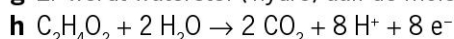
- c** Redox omdat: propanon is hier een oxidator, het wordt omgezet in propaan-2-ol. H_2 is de reductor. Additie omdat: er wordt een dubbele binding omgezet in een enkele binding, waarbij een klein molecuul (H_2) wordt opgenomen.

B 40

- a** Bij de reactie van alcohol als reductor komt H^+ vrij. De reactie is een evenwichtsreactie, dus als er veel H^+ aanwezig is, zoals bij lage pH, dan ligt het evenwicht naar links en zal de rode wijn langer goed blijven.
- b** Een lage pH zorgt voor de bestrijding van schadelijke micro-organismen in de wijn.

C 41

- g** Er wordt waterstof (-hydro) aan de moleculen onttrokken (de-).



- j** Bij h zie je dat er 8e^- worden afgestaan. Ieder NAD^+ neemt 2e^- op, dus 4.

C 42

- a** Je wilt, door het kleurverschil, een overgang zien van voor en na het toevoegen. Als de omslag van kleurloos naar kleurloos is, zie je geen verschil.
- b** Thio $^+$ is een oxidator, het kan twee 2e^- (en 2H^+) opnemen en wordt dan omgezet in Thio H_2^+ (let op, er is ook een H aan het N-atoom van de middelste ring gekomen).

- c De V_0 van het redoxkoppel $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ is + 0,77 V, die van thionine is 0,06 V (de overgangspotential is de standaardelektrodepotential waarbij de stof van kleur verandert). Fe^{3+} is de sterkste oxidator, ThioH_2^+ is de sterkste reductor.

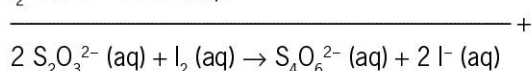
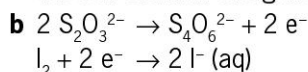
$$\Delta V_0 = 0,77 \text{ V} - 0,06 \text{ V} = 0,71 \text{ V}$$

De reactie verloopt dus naar links.

- d Kleurloze thionine is een reductor. Er is dus een oxidator aangetoond die 0,3 sterker is dan 0,06. Dus de V_0 van de oxidator is > 0,36.

C 43

- a In Cl_2 voor de pijl hebben de chlooratomen geen lading. Na de pijl heeft een chlooratoom een negatieve lading van 1- en heeft het dus een elektron opgenomen. Het andere chlooratoom zit in het deeltje ClO^- . In dit deeltje zit een zuurstofatoom met een lading 2-. Dat betekent dat het chlooratoom hier een lading van 1+ heeft. Het ene chlooratoom heeft dus een elektron overgenomen van het andere chlooratoom.



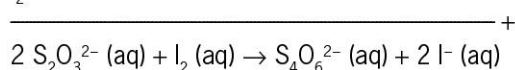
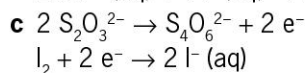
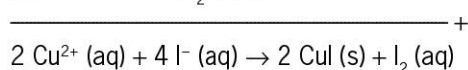
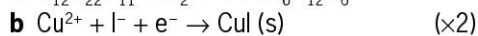
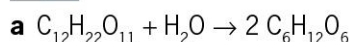
- c Nodig voor de titratie 17,5 mL natriumthiosulfaatoplossing, dit bevat $17,5 \times 0,500 = 8,75$ mmol $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. De molverhouding $\text{I}_2 : \text{S}_2\text{O}_3^{2-} = 1 : 2$, er was $8,75 \text{ mmol} \div 2 = 4,375$ mmol I_2 .

De molverhouding $\text{Cl}_2 : \text{I}_2 = 1 : 1$, er was in 25,00 mL verdund bleekloog 4,375 mmol Cl_2 aanwezig.

Molaire massa $\text{Cl}_2 = 70,90 \text{ g mol}^{-1}$.

Dit komt overeen met $4,375 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 70,90 \text{ g mol}^{-1} = 0,3102 \text{ g Cl}_2$ in 25,00 mL verdund bleekloog. In 25,00 mL onverdund bleekloog is dat $4 \times 0,3102 \text{ g} = 1,241 \text{ g Cl}_2$. Per 100 mL is er dus $4 \times 1,241 \text{ g} = 4,96 \text{ g}$ actief chloor. Het bleekloog voldoet aan de norm.

C 44



- d Nodig voor de titratie 10,15 mL 0,1000 M natriumthiosulfaatoplossing. Dit bevat $10,15 \times 0,1000 = 1,015$ mmol $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. Molverhouding $\text{I}_2 : \text{S}_2\text{O}_3^{2-} = 1 : 2$, gevormd $1,015 \div 2 = 0,5075$ mmol I_2 .

Molverhouding waarin I_2 ontstaat in de reactie met Cu^{2+} is $\text{Cu}^{2+} : \text{I}_2 = 2 : 1$. Er was over $2 \times 0,5075 = 1,015$ mmol Cu^{2+} (CuSO_4).

Toegevoegd 25,00 mL 0,1000 M kopersulfaatoplossing, dit bevat $25,00 \times 0,1000 = 2,500$ mmol Cu^{2+} .

Gereageerd met glucose/fructose $2,500 - 1,015 = 1,485$ mmol Cu^{2+} .

Molverhouding glucose/fructose : $\text{Cu}^{2+} = 1 : 6$, de molverhouding lactose : $\text{Cu}^{2+} = 1 : 12$ (zie a).

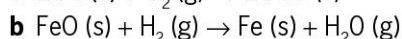
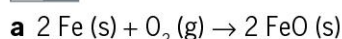
In 10,00 mL verdunde magere melk zat dus $\frac{1,485}{12} = 0,1238$ mmol lactose.

In 250,00 mL verdunde magere melk zit dan $25 \times 0,1238 = 3,094$ mmol lactose. Dit is afkomstig van 25,00 mL magere melk en komt overeen met

$3,094 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 342,30 \text{ g mol}^{-1} = 1,059 \text{ g}$ lactose per 25,00 mL.

Per 100 mL zit in magere melk $4 \times 1,059 = 4,236 \text{ g}$ lactose.

C 45



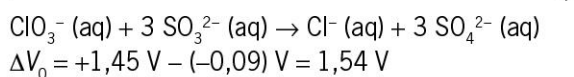
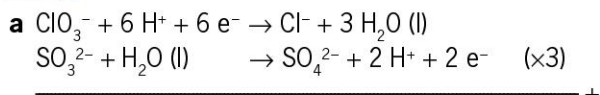
- c** Het ijzer heeft in het oxide een lading $2+$ en in zuiver ijzer geen lading, het Fe-ion heeft twee elektronen opgenomen en is dus de oxidator. Waterstof is dan de reductor.
- d** Gemiddeld per dag 260 000 L diesel, de dichtheid van diesel is $0,823 \text{ kg L}^{-1}$, de massa van de diesel is $260\,000 \times 0,823 = 2,140 \cdot 10^5 \text{ kg}$.
Dit levert $2,140 \cdot 10^5 \times 42,7 \text{ MJ} = 9,137 \cdot 10^6 \text{ MJ}$.
 $1,00 \text{ kg Fe}$ levert bij verbranding $4,9 \cdot 10^6 \text{ J} = 4,9 \text{ MJ}$. 25% van deze energie kan nuttig worden gebruikt, dat komt overeen met het rendement van verbrandingsmotoren.
Nodig voor een dag varen $\frac{9,137 \cdot 10^6}{4,9} = 1,865 \cdot 10^6 \text{ kg Fe}$. De dichtheid van ijzer is $7,87 \text{ kg dm}^{-3}$.
Het volume ijzerpoeder per dag is dan $\frac{1,865 \cdot 10^6 \text{ kg}}{7,87 \text{ kg dm}^{-3}} = 2,4 \cdot 10^5 \text{ dm}^3 \text{ Fe-poeder}$.

C 46 ★

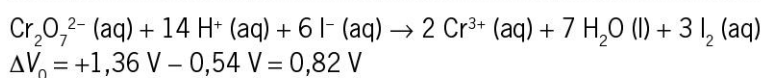
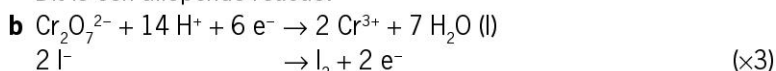
- a** Per liter moet er $1000 - 100 = 900 \text{ mg N}$ worden verwijderd. (Molaire massa $\text{N} = 14,01 \text{ g mol}^{-1}$)
Dit komt overeen met $\frac{900 \text{ mg}}{14,01 \text{ g mol}^{-1}} = 64,24 \text{ mmol N}$. Dat is dus $64,24 \text{ mmol NH}_4^+$.
Nodig aan O_2 : $1,5 \times 64,24 \text{ mmol} = 96,36 \text{ mmol O}_2$.
Dat is $96,36 \cdot 10^{-3} \times 24,5 = 2,36 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$.
- b** $\text{NH}_4^+ + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_2^- + 8 \text{ H}^+ + 6 \text{ e}^-$
- c** $6 \text{ NO}_3^- + 5 \text{ CH}_3\text{OH} + \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{ N}_2 + 5 \text{ HCO}_3^- + 8 \text{ H}_2\text{O}$

Afsluiting

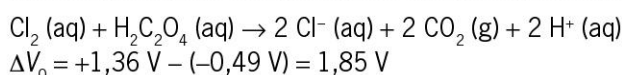
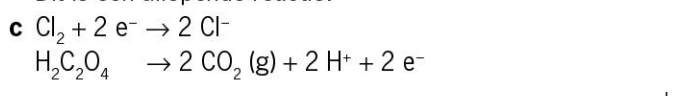
1 



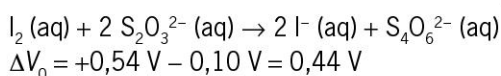
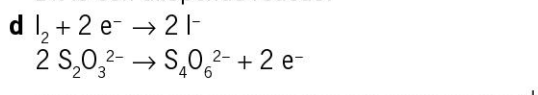
Dit is een aflopende reactie.



Dit is een aflopende reactie.



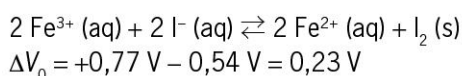
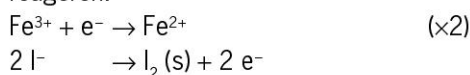
Dit is een aflopende reactie.



Dit is een aflopende reactie.

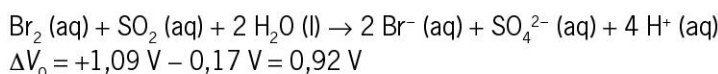
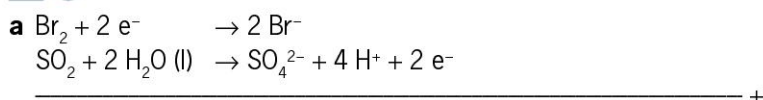
2

Het zout bestaat niet omdat de ionen die het ionrooster zouden vormen met elkaar reageren.

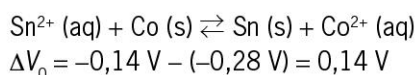
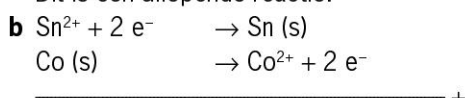


Dit is een evenwichtsreactie.

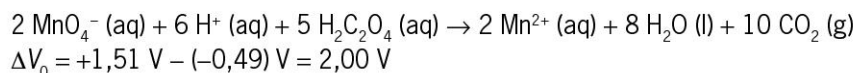
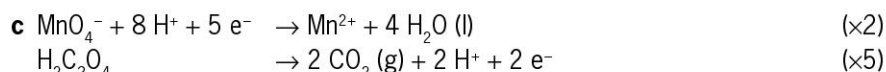
3 



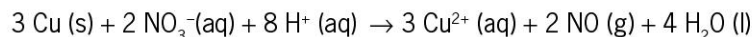
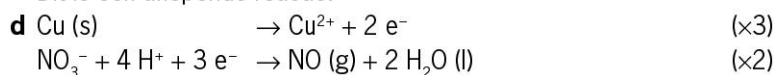
Dit is een aflopende reactie.



Er stelt zich een evenwicht in.



Dit is een aflopende reactie.

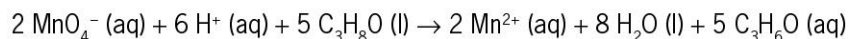
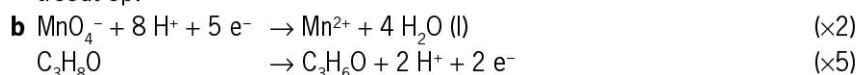


$$\Delta V_0 = +0,96 \text{ V} - (+0,34) \text{ V} = 0,62 \text{ V}$$

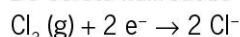
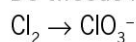
Dit is een aflopende reactie.

4

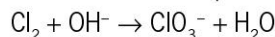
- a** Sjaak kan de aangezuurde kaliumpermanganaatoplossing toevoegen aan beide vloeistoffen. Een van de twee vloeistoffen ontkleurt de kaliumpermanganaatoplossing niet. Dit is de 2-methylpropaan-2-ol, omdat dit een alcohol is waar aan het C-atoom met de OH-groep geen H meer zit en een dergelijke alcohol kan niet reageren met een oxidator. De andere oplossing ontkleurt de kaliumpermanganaatoplossing wel, de volgende reactie treedt op:

**5**

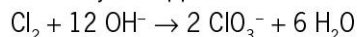
De eerste halfreactie is uit Binas tabel 48 te halen:

De tweede is lastiger en moet je zelf opstellen. De chloraationen (ClO_3^-) ontstaan uit chloor:

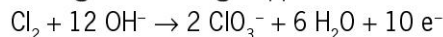
Er is basisch milieu, dus:



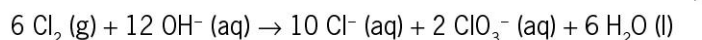
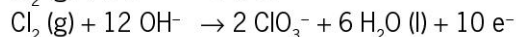
De deeltjes kloppend maken:



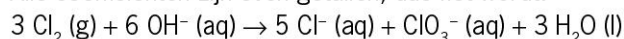
Vervolgens de lading kloppend maken. Voor de pijl is de lading 12-, na de pijl is deze 2-.



Nu het totaal:



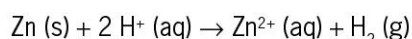
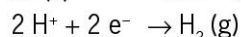
Alle coëfficiënten zijn even getallen, dus het wordt:

**6**

- a** Bij een pH van 12 is de $[\text{OH}^-]$ groter dan bij een pH van 11. Bij een hogere $[\text{OH}^-]$ ligt het evenwicht meer naar links. Er is dan minder HCN in de oplossing aanwezig. De $[\text{HCN}]$ is dus het kleinst bij pH = 12.

- b** Reactie 2 is wel een redoxreactie, want de S^{2-} -ionen in argentiet worden omgezet tot S-atomen. (Of O_2 wordt omgezet tot OH^- .) Dus is er elektronenoverdracht.

Reactie 3 is wel een redoxreactie, want Ag^+ -ionen in $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ worden omgezet tot Ag-atomen. (Of Zn wordt omgezet tot Zn^{2+} in $\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-}$.) Dus is er elektronenoverdracht.



7 ★

- a** Als het erts met zuurstof reageert, is er meer zuurstof aanwezig. De hoeveelheid titaan blijft gelijk, dus het massapercentage titaan in zuiver ijzer(II)titaanaat is het hoogst.
- b** $\text{TiO}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{TiO}_2 + 2 \text{H}_3\text{O}^+$
- c** $\text{TiO}^{2+} + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- d** Het $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ -redoxkoppel heeft een sterkte van +0,77 V. Het $\text{TiO}^{2+} + \text{H}^+/\text{Ti}^{3+}$ -redoxkoppel heeft een sterkte van +0,06 V. Ti^{3+} is dus een sterkere reductor dan Fe^{2+} en zal reageren in de plaats van Fe^{2+} .

8

- a** $\text{Au (s)} + 2 \text{CN}^- \rightarrow \text{Au(CN)}_2^- + \text{e}^-$
- b** $\text{Au (s)} + 2 \text{CN}^- \rightarrow \text{Au(CN)}_2^- + \text{e}^-$ (x4)
 $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-$
-
- $4 \text{Au (s)} + 8 \text{CN}^- (\text{aq}) + \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow 4 \text{Au(CN)}_2^- (\text{aq}) + 4 \text{OH}^- (\text{aq})$
- c** Het massapercentage goud in de goudstaaf is 99,6%, dit is $0,996 \times 12,50 \text{ kg} = 12,45 \text{ kg}$ goud. In de grondstof is het goudpercentage 90%. Nodig aan grondstof $\frac{12,45}{90,0} \times 100 = 13,83 \text{ kg}$.
 De grondstof bevat 10% zilver, dit is 1,383 kg zilver.
 Er mag in de goudstaaf maar 0,4% zilver zitten, dus $0,004 \times 12,50 \text{ kg} = 0,050 \text{ kg}$ zilver. Er moet $1,383 - 0,050 = 1,333 \text{ kg}$ zilver worden verwijderd. De molaire massa van zilver is $107,9 \text{ g mol}^{-1}$.
 Dit is $\frac{1333 \text{ g}}{107,9 \text{ g mol}^{-1}} = 12,35 \text{ mol Ag}$.
 $2 \text{Ag (s)} + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{AgCl (l)}$
 Er is 6,18 mol Cl_2 nodig.
 Het molair volume is bij deze omstandigheden $24,5 \text{ L mol}^{-1}$, dus nodig is:
 $6,18 \text{ mol} \times 24,5 \text{ L mol}^{-1} = 1,5 \cdot 10^2 \text{ L Cl}_2 (\text{g})$

9

- a** In zuiver water is H_2O de enig mogelijke oxidator (−0,83 V).
 IJzer is de reductor (−0,45 V).
 $\Delta V_0 = -0,83 \text{ V} - (-0,45 \text{ V}) = -0,38 \text{ V}$. Er treedt dus geen reactie op.
- b** In geval 2:
 $\text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O (l)} + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-$
 $\text{Fe (s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$ (x2)
-
- $\text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O (l)} + 2 \text{Fe (s)} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{OH}^- (\text{aq})$
 Maar omdat de resulterende ionen samen neerslaan, wordt het:
 $2 \text{Fe (s)} + \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2 \text{Fe(OH)}_2 (\text{s})$
 $\Delta V_0 = 0,40 \text{ V} - (-0,45 \text{ V}) = 0,85 \text{ V}$
 Dit is een aflopende reactie.
- In geval 3:
 $\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Fe (s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$ (x2)
-
- $\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{Fe (s)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O (l)} + 2 \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$
 $\Delta V_0 = 1,23 \text{ V} - (-0,45 \text{ V}) = 1,68 \text{ V}$
 Dit is een aflopende reactie.

c Fe^{2+} is een reductor (0,77 V).

Geval 2:

De oxidator staat bij 0,40 V.

$$\Delta V_0 = 0,40 \text{ V} - 0,77 \text{ V} = -0,37 \text{ V}.$$

De reactie verloopt vrijwel niet.

Geval 3:

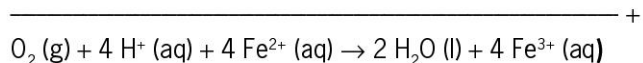
De oxidator staat bij 1,23 V.

$$\Delta V_0 = 1,23 \text{ V} - 0,77 \text{ V} = 0,46 \text{ V}.$$

Nu loopt de reactie af.

d $\text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

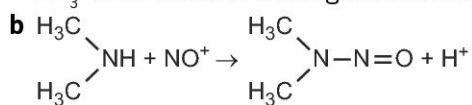
$\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \quad (\times 4)$



10

a In de halfreactie van NO_3^- naar NO_2^- staat NO_3^- in Binas tabel 48 onder de oxidatoren.

NO_3^- is een oxidator en reageert dus met een reductor.



c $\text{NO}_2^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO}^+ + \text{H}_2\text{O}$