

Redoxreacties

10.1 Elektronenoverdracht

A 1

Een redoxreactie is een reactie waarbij elektronen worden overgedragen.

B 2

- a** Er worden elektronen opgenomen.
- b** Er worden elektronen afgestaan.
- c** Er worden elektronen opgenomen.

A 3

Er veranderen een of meer deeltjes van lading.

B 4 

- a** Vergelijking 1 en 3
- b** Vergelijking 2 is een oplosvergelijking, vergelijking 4 is een zuur-basereactie.

C 5 

- a** palladiumchloridedihydraat
- b** Alle drie de vergelijkingen zijn van een redoxreactie. Bij de eerste wordt het palladium-ion in palladiumchloridedihydraat omgezet in (ongeladen) palladium; bij de tweede reactie gebeurt het omgekeerde. Bij de derde reactie wordt het koper(I)ion in CuCl omgezet in een koper(II)ion in koperchloridedihydraat.

10.2 Halfreacties

A 6

Edele metalen: goud, zilver en platina

Halfedele metalen: koper en kwik

Onedele metalen: ijzer, aluminium en zink

Zeer onedele metalen: kalium, natrium en calcium

A 7

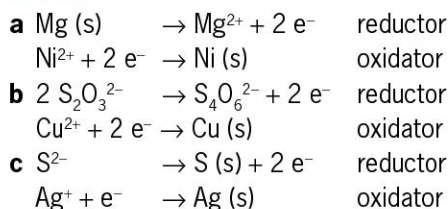
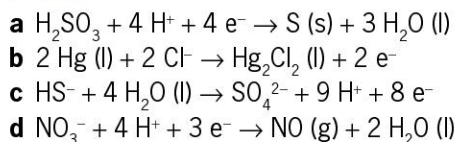
- a** Een reductor is een deeltje dat elektronen kan afstaan.
Een oxidator is een deeltje dat elektronen kan opnemen.
- b** Hoe sterker een reductor hoe lager deze in Binas tabel 48 staat.
- c** Hoe sterker een oxidator hoe hoger deze in Binas tabel 48 staat.

B 8 

- a** Magnesium, kobalt, kwik, goud
- b** Ag^+ , Pb^{2+} , Co^{2+} , Zn^{2+}
- c** I_2 , Br_2 , Cl_2 , F_2

A 9

Een halfreactie is de vergelijking waarmee je aangeeft hoe een reductor of een oxidator reageert. Het is de helft van een redoxreactie.

B 10**B 11****C 12** ★

- a** Om van As^{3+} naar As^{5+} te gaan moet As^{3+} twee elektronen afstaan. Het is dus de reductor.
b $\text{As}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{As (s)}$
c Er bestaat As^{5+} en As^{3+} . Deze kan ontstaan als As elektronen afgeeft. As (s) is dus een reductor.
d $\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{HAsO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O (l)}$
e IJzer is een onedel metaal en reageert dus redelijk gemakkelijk als reductor met zuurstof en water. Het wordt daarbij een zout met ijzerionen.

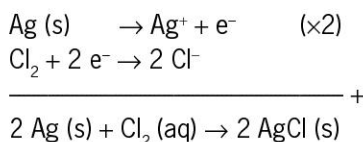
10.3 Totaalreacties

A 13

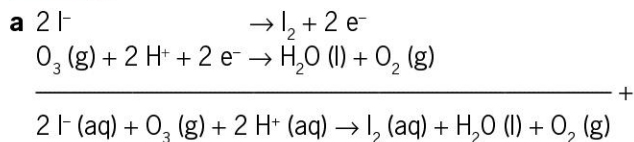
Er kunnen bij een proces geen elektronen uit het niets ontstaan of vrijkomen.

B 14

Zilver reageert met chloor volgens onderstaande reactievergelijking.



In de totaalreactie staat AgCl achter de pijl. De ionen die in de halfreacties worden gevormd, Ag^+ en Cl^- , vormen het slecht oplosbare zout AgCl.

B 15 ★

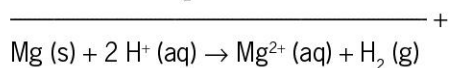
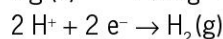
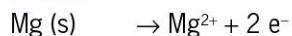
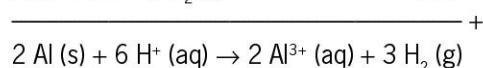
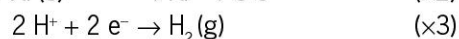
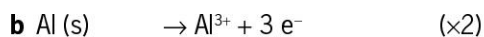
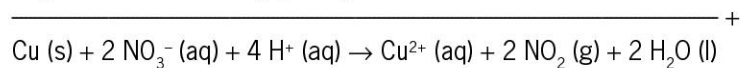
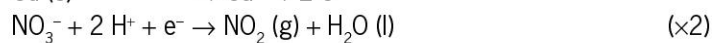
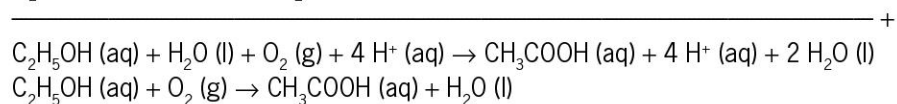
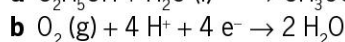
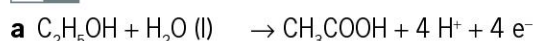
- b** $200 \mu\text{g O}_3 = 200 \cdot 10^{-6} \text{ g O}_3$
 De molaire massa van ozon is $3 \times 16,00 = 48,00 \text{ g mol}^{-1}$.

$$200 \cdot 10^{-6} \text{ g O}_3 \triangleq \frac{200 \cdot 10^{-6}}{48,00} = 4,17 \cdot 10^{-6} \text{ mol O}_3$$

Molverhouding $\text{O}_3 : \text{I}^- = 1 : 2$

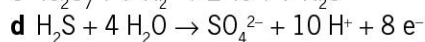
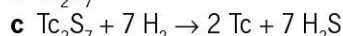
Er is $4,17 \cdot 10^{-6} \times 2 = 8,33 \cdot 10^{-6} \text{ mol I}^-$ nodig, dus ook $8,33 \cdot 10^{-6} \text{ mol KI}$.

Dit komt overeen met $8,33 \cdot 10^{-6} \times 166,00 = 1,38 \cdot 10^{-3} \text{ g KI} = 1,38 \text{ mg KI}$.

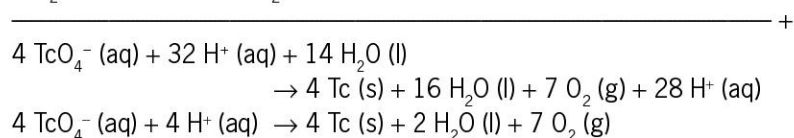
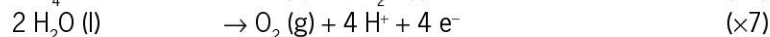
B 16**B 17****B 18****C 19**

a Aantal protonen: 43

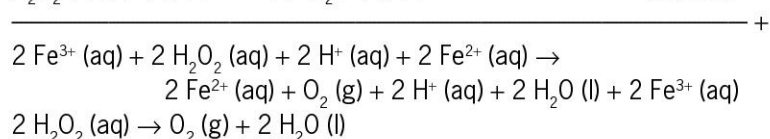
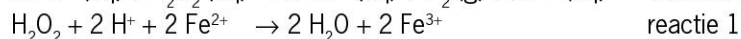
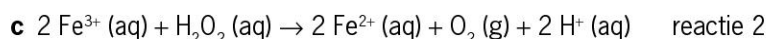
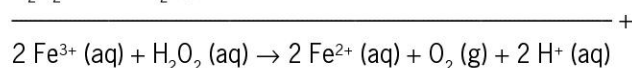
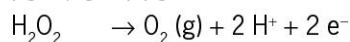
Aantal elektronen: $43 - 7 = 36$



e De elektronen staan vóór de pijl en worden opgenomen, dus het is de halfreactie van de oxidator.

**C 20**

a Bij 60 °C bewegen de deeltjes sneller dan bij kamertemperatuur waardoor er per tijdseenheid meer en hardere botsingen plaatsvinden. Het aantal effectieve botsingen is daardoor groter en dus is de reactiesnelheid en daarmee de snelheid van de gasontwikkeling bij 60 °C groter dan bij kamertemperatuur.



d In de vergelijking van de totale reactie komt geen Fe^{2+} voor, dus de hoeveelheid zuurstof die kan ontstaan hangt niet af van de hoeveelheid Fe^{2+} -ionen waarmee Melcher begint. De Fe^{2+} -ionen zijn hier een katalysator.

10.4 Elektrochemische cellen

A 21

- a** Een reductorhalfcel en een oxidatorhalfcel die zijn verbonden via een draad en een elektrolytoplossing.
- b** Chemische energie wordt omgezet in elektrische energie.

B 22

Dan geeft de reductor direct de elektronen aan de oxidator af. Zo gaan ze niet door een draad en loopt er geen stroom.

B 23

- a** De koperionen zijn de oxidator en die reageert aan de positieve elektrode.
- b** De koperionen die de blauwe kleur veroorzaken worden omgezet in koperatomen die op de koperelektrode neerslaan. De elektrode wordt dus zwaarder.

C 24

- a** Het zuur H_2S geeft H^+ af aan de base O^{2-} in Ag_2O ; daarbij ontstaat water. Uit H_2S ontstaat S^{2-} dat met de zilverionen Ag_2S vormt. Het is dus een zuur-basereactie.
- b** Aluminium staat elektronen af en is dus de reductor. Aluminium is de negatieve elektrode en het voorwerp dat je schoonmaakt is de positieve elektrode.
- c** De plaat voor en na het schoonmaakproces wegen. Als er aluminium wordt omgezet in ionen, dan zal de massa zijn afgenomen.
- d** Bakpoeder en soda zijn beide zouten en dus opgebouwd uit ionen. Een oplossing van deze stoffen geleidt de elektrische stroom. Suiker is een moleculaire stof. Een oplossing van deze stof geleidt de elektrische stroom niet en dit werkt dus niet.
- e** Tussen de plaat en de zilveren voorwerpen moet elektronenoverdracht plaatsvinden. Elektronen kunnen door metalen voorwerpen stromen en dus kan indirect contact ook.
- f** Het aluminium van de plaat wordt omgezet. Dus ja, de plaat wordt steeds lichter en gaat ooit op.

A 25

Een batterij is oplaadbaar als de reactieproducten bij stroomlevering bij de elektrodes blijven.

B 26 

- a** De elektronen staan in de vergelijking van halfreactie 1 na de pijl. Dit is dus de vergelijking van de reductor.
- b** De elektronen gaan van de reductor Zn naar de oxidator MnO_2 . Elektronen gaan altijd van de negatieve naar de positieve elektrode. De zinkelektrode is dus de negatieve elektrode.
- c** MnO_2 bevat twee O^{2-} -ionen. De totale minlading is dus $4-$. Mn in MnO_2 heeft dus een lading van $4+$. MnO(OH) bevat een O^{2-} -ion en een OH^- -ion. De totale minlading is dus $3-$. Mn in MnO(OH) is dus $3+$.
- d**

$$\begin{array}{l} \text{Zn} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \\ 2 \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{MnO(OH)} + 2 \text{OH}^- \end{array}$$

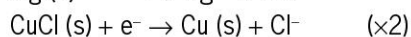
$$\text{Zn} + 2 \text{OH}^- + 2 \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{MnO(OH)} + 2 \text{OH}^-$$

$$\text{Zn} + 2 \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ZnO} + 2 \text{MnO(OH)}$$
- e** Er ontstaan alleen vaste stoffen bij deze reactie. Deze blijven bij de elektrodes en dus is de batterij oplaadbaar.

B 27 

- a**

$$\begin{array}{l} \text{Li (s)} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^- \\ \text{I}_2 \text{ (s)} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^- \end{array}$$
- b** De elektronen gaan van de reductor Li naar de oxidator I_2 . Elektronen gaan altijd van de negatieve naar de positieve elektrode. De elektrode met jood is dus de positieve elektrode.
- c** Als er een lage stroom loopt, dan levert de cel maar weinig elektronen per seconde. Er reageert niet zo veel van de stoffen per seconde en daardoor raken die minder snel op. Daardoor is de levensduur langer.

C 28

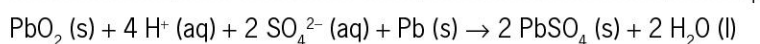
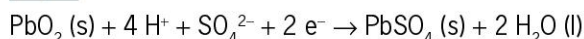
Opgeteld geeft dit de vergelijking uit de tekst.

b De elektronen gaan van de reductor Mg naar de oxidator CuCl. Elektronen gaan altijd van de negatieve naar de positieve elektrode. De magnesiumstrip is hier de negatieve elektrode.

c Er kan pas stroomlevering plaatsvinden als de stroomkring gesloten is. De ionen in het zeewater werken als elektrolyt. Daarom gaat het lampje pas branden als het vest in zee komt; dan wordt de stroomkring gesloten.

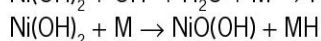
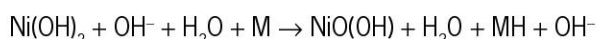
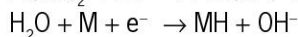
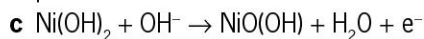
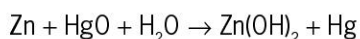
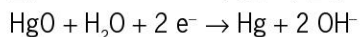
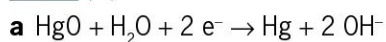
A 29

Elektrolyse is de naam van het proces waarbij batterijen en accu's worden opgeladen.

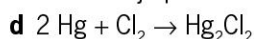
B 30**B 31**

a NiO(OH) bevat een O^{2-} -ion en een OH^- -ion. De totale minlading is dus 3-. Ni in NiO(OH) is dus 3+.

b Bij elektrode B komen elektronen vrij. Elektronen gaan altijd van de negatieve naar de positieve elektrode. Elektrode B is dus de negatieve elektrode.

**C 32** ★

c Er ontstaan alleen vaste stoffen bij deze reactie. Deze blijven bij de elektrodes en dus is de batterij oplaadbaar.



e De molaire massa van Hg is $220,6 \text{ g mol}^{-1} = 200,6 \text{ mg mmol}^{-1}$.

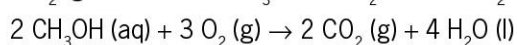
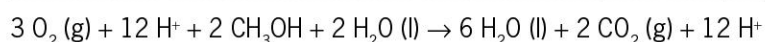
$$0,31 \text{ mg Hg} \triangleq \frac{0,31}{200,6} = 1,55 \cdot 10^{-3} \text{ mmol Hg}$$

$$\text{Molverhouding Hg : Hg}_2\text{Cl}_2 = 2 : 1$$

$$\text{Er ontstaat } \frac{1,55 \cdot 10^{-3}}{2} = 7,73 \cdot 10^{-4} \text{ mmol Hg}_2\text{Cl}_2.$$

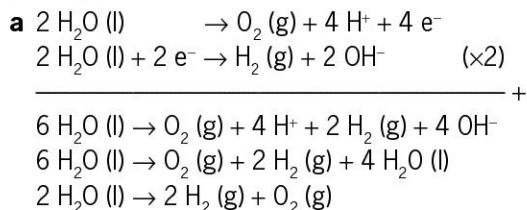
De molaire massa van Hg_2Cl_2 is $472,1 \text{ mg mmol}^{-1}$.

Er kan $7,73 \cdot 10^{-4} \times 472,1 = 0,36 \text{ mg Hg}_2\text{Cl}_2$ ontstaan.

A 33

B 34

- a** Dan is er geen gesloten stroomkring.
b Nee, elektronen bewegen zich door de stroomdraad.
c De H^+ -ionen gaan van de negatieve elektrode naar de positieve.
 De elektronen gaan van de negatieve elektrode naar de positieve.

C 35 ★

- b** De vormingswarmtes zijn:

2 $\text{H}_2\text{O (l)}$	$2 \times -2,86 \cdot 10^5 = -5,72 \cdot 10^5 \text{ J}$
2 H_2	0 J
1 O_2	0 J

De totale vormingswarmte van de beginstoffen is $-5,72 \cdot 10^5 \text{ J}$.

De totale vormingswarmte van de reactieproducten is 0 J.

De reactiewarmte is $0 - (-5,72 \cdot 10^5) = 5,72 \cdot 10^5 \text{ J}$ voor 2 mol H_2 .

Dat is $\frac{5,72 \cdot 10^5}{2} = 2,86 \cdot 10^5 \text{ J}$ per mol H_2 .

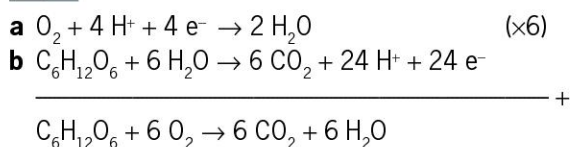
- c** De dichtheid van waterstof is $8,2 \cdot 10^{-5} \times 10^3 \text{ kg m}^{-3} = 8,2 \cdot 10^{-2} \text{ kg m}^{-3} = 8,2 \cdot 10^{-5} \text{ kg L}^{-1}$.
 De massa van 26 500 L $\text{H}_2 = 26\,500 \times 8,2 \cdot 10^{-5} = 2,2 \text{ kg H}_2$.

$$\text{d } 2,2 \text{ kg H}_2 = 2,2 \cdot 10^3 \text{ g H}_2 \triangleq \frac{2,2 \cdot 10^3}{2,016} = 1,1 \cdot 10^3 \text{ mol H}_2$$

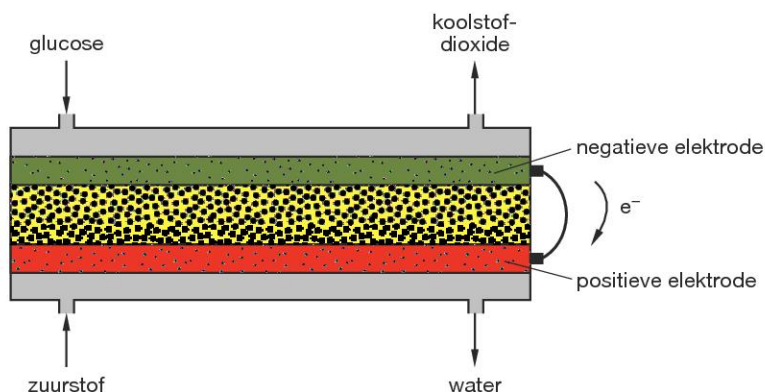
1 mol H_2 levert $2,86 \cdot 10^5 \text{ J}$ (antwoord op b).

$1,1 \cdot 10^3 \text{ mol H}_2$ levert dus $1,1 \cdot 10^3 \times 2,86 \cdot 10^5 = 3,1 \cdot 10^8 \text{ J}$.

- e** Door het waterstof samen te persen en onder hogere druk te vervoeren.
f Doordat de vrachtwagens vaak op een milieuvriendelijke brandstof rijden.

C 36

- c** Zie figuur 10.1.



10.1 Biobrandstofcel

Afsluiting

1

- a** De deeltjes die ontstaan bij de reactie die optreedt bij stroomlevering blijven bij de elektroden, er ontstaan namelijk vaste stoffen. De lithiumionen die nodig zijn bij de positieve elektrode worden geleverd door de negatieve elektrode. Die ionen kunnen tussen de elektrodes bewegen. Daardoor is de accu oplaadbaar.
- b** Bij opladen verlopen de reacties in tegengestelde richting.
 $\text{C (s)} + \text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{LiC (s)}$
 $\text{LiCoO}_2 \text{ (s)} \rightarrow \text{CoO}_2 \text{ (s)} + \text{Li}^+ + \text{e}^-$
- c** elektrolyse

2



- a** $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$
- b** $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \quad (\times 2)$
 $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
-
- $2 \text{CO} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2$
- c** Zuurstof neemt elektronen op. Elektronen gaan altijd van de negatieve naar de positieve elektrode. Zuurstof reageert dus aan de positieve elektrode.
- d** Ja, want er komt continu zuurstof uit de omgeving bij een brandstof (hier koolstofmono-oxide).

3



- a** $\text{SO}_4^{2-} + 9 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- \rightarrow \text{HS}^- + 4 \text{H}_2\text{O}$
- b** $\text{SO}_4^{2-} + 9 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- \rightarrow \text{HS}^- + 4 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CH}_3\text{COO}^- + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HCO}_3^- + 9 \text{H}^+ + 8 \text{e}^-$
-
- $\text{SO}_4^{2-} + 9 \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HS}^- + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{HCO}_3^- + 9 \text{H}^+$
 $\text{SO}_4^{2-} + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{HS}^- + 2 \text{HCO}_3^-$

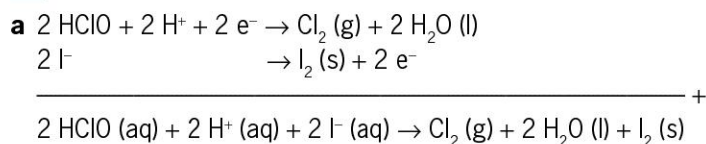
4



- a** Glucose reageert aan elektrode A en staat elektronen af. Elektronen gaan altijd van de negatieve naar de positieve elektrode. Dus elektrode A is de negatieve elektrode.
- b** $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_6 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \quad (\times 2)$
 $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
-
- $2 \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_6 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$
 $2 \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_6 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- c** Bij elektrode A ontstaan H^+ -ionen en bij elektrode B reageren H^+ -ionen. Dus de H^+ -ionen bewegen zich van elektrode A naar elektrode B.
- d** Een oplossing van 0,40 M glucose bevat 0,40 mol glucose per liter en dus 0,40 mmol per mL. 20 mL 0,40 M glucose-oplossing bevat $20 \times 0,40 = 8,0$ mmol glucose. De molaire massa van glucose is $180,16 \text{ g mol}^{-1}$. De elektrode ruimte bevat $8,0 \cdot 10^{-3} \times 180,16 = 1,4 \text{ g}$ glucose.
- e** $8,0 \text{ mmol glucose} = 8,0 \times 2 = 16 \text{ mmol e}^-$
 In een uur heeft de bluetoothspeaker 2,3 mmol e^- nodig.

Hij kan dus met $16 \text{ mmol e}^- \frac{16}{2,3} = 7,0$ uur spelen.

- f** Als het accuutje leeg is, heb je elektrische stroom nodig om het weer op te laden. Als deze niet beschikbaar is, ben je met een suikerbatterij in het voordeel. Deze hoeft je alleen maar te vullen met een verse glucose-oplossing.

5

- b** Voor de pijl staan losse ionen. Na de pijl staat een zout met diezelfde ionen. Er veranderen geen deeltjes van lading en het is dus geen redoxreactie. Het is een neerslagreactie.
- c** De molaire massa van MgSO_4 is $120,37 \text{ g mol}^{-1}$.

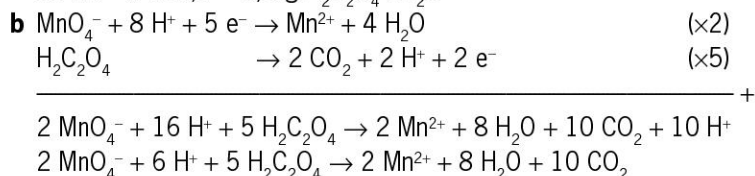
$$1,22 \text{ g MgSO}_4 \triangleq \frac{1,22}{120,37} = 0,0101 \text{ mol MgSO}_4 = 0,0101 \text{ mol Mg}^{2+}$$

Molverhouding $\text{Mg}^{2+} : \text{Mg}(\text{OH})_2 = 1 : 1$, dus er ontstaat $0,0101 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2$.
Dit komt overeen met $0,0101 \times 58,320 = 0,591 \text{ g Mg}(\text{OH})_2$.
(Molaire massa $\text{Mg}(\text{OH})_2$ is $58,320 \text{ g mol}^{-1}$.)

- d** I_2 reageert als oxidator, want deze stof neemt elektronen op om weer I^- te worden, dus vitamine C is in deze reactie reductor.
- e** I_2 -zetmeel heeft een donkere/blauwe kleur volgens Binas tabel 65B. Als I_2 reageert tot I^- , verdwijnt de donkere/blauwe kleur.
- f** Het zuur CH_3COOH geeft H^+ af aan de base OH^- in $\text{Mg}(\text{OH})_2$ en daarbij ontstaat water. Uit CH_3COOH ontstaat CH_3COO^- . Het is dus een zuur-basereactie en geen redoxreactie.

6

- a** 1 mL 0,50 M oxaalzuuroplossing bevat 0,50 mmol oxaalzuur.
100 mL 0,50 M oxaalzuuroplossing bevat $100 \times 0,50 = 50 \text{ mmol}$ oxaalzuur.
Je hebt dus ook 50 mmol oxaalzuurdihydraat nodig ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).
De molaire massa van $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ is $126,1 \text{ g mol}^{-1}$.
 $50 \text{ mmol oxaalzuurdihydraat} = 50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ komt overeen met:
 $50 \cdot 10^{-3} \times 126,1 = 6,3 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



- c** Bij een hogere temperatuur gaan de deeltjes sneller bewegen en botsen ze vaker en harder tegen elkaar. Dat resulteert in een hoger aantal effectieve botsingen en dus in een hogere snelheid.
- d** Ze zou een oplosbaar mangaan(II)zout kunnen toevoegen, bijvoorbeeld $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ en kijken of de reactie door de aanwezigheid van de Mn^{2+} -ionen meteen sneller verloopt.

7

$$\text{a } 1,0 \text{ mg asparagusinezuur} \triangleq \frac{1,0}{150,2} = 6,66 \cdot 10^{-3} \text{ mmol asparagusinezuur}$$

Uit 1 mol asparagusinezuur (bevat 2 S-atomen) kan 2 mol methaanthiol (bevat 1 S-atoom) ontstaan; dus uit $6,66 \cdot 10^{-3} \text{ mmol}$ asparagusinezuur kan $2 \times 6,66 \cdot 10^{-3} \text{ mmol}$ methaanthiol ontstaan. De molaire massa van CH_3SH is $48,10 \text{ g mol}^{-1} = 48,10 \text{ mg mmol}^{-1}$.

$$1,33 \cdot 10^{-2} \text{ mmol CH}_3\text{SH komt overeen met } 1,33 \cdot 10^{-2} \times 48,10 = 0,64 \text{ mg CH}_3\text{SH}.$$

- b** $2 \text{ CH}_3\text{-SH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-S-S-CH}_3 + 2 \text{ H}^+ + 2 \text{ e}^-$
- c** Methaanthiol fungeert hier als reductor, want deze stof staat elektronen af. Voor de omzetting is dus een oxidator nodig.