

Reacties en energie

9.1 Reactiesnelheid

A 1

- a** De reactiesnelheid is het aantal mol stof dat per liter en per seconde verdwijnt of ontstaat.
- b**
- 1 de temperatuur
 - 2 de concentratie van de beginstoffen
 - 3 de verdelingsgraad
 - 4 de aanwezigheid van een katalysator
 - 5 de soort stof
- c**
- 1 de temperatuur
 - 2 de concentratie van de beginstoffen
 - 3 de verdelingsgraad
- d** Wanneer twee deeltjes hard genoeg tegen elkaar botsen, zodat er een chemische reactie optreedt.

B 2

- 1 Je kunt de temperatuur van het DCM verhogen. Bij een hogere temperatuur bewegen deeltjes sneller, zodat de cafeïnemoleculen sneller uit de koffiebonen en naar het DCM kunnen bewegen.
- 2 Je kunt de koffiebonen eerst vermalen. Daardoor vergroot je de verdelingsgraad van de bonen / vergroot je het contactoppervlak tussen de bonen en het DCM. Er komen daardoor meer cafeïnemoleculen in contact met DCM-moleculen, waardoor het extractieproces sneller zal verlopen.

B 3

- a** $\text{Mg} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$
- b** II: De reactiesnelheid bij deze reactie is gelijk aan de reactiesnelheid bij reactie I, omdat je niets verandert aan één van de vijf factoren die van invloed zijn op de reactiesnelheid.
- III: De reactiesnelheid bij deze reactie is hoger dan de reactiesnelheid bij reactie I, omdat je de concentratie van een beginstof verhoogt. Doordat je 0,50 M zoutzuur gebruikt, is $[\text{H}^+]$ hoger, waardoor de kans dat een H^+ -ion botst met een Mg-atoom groter is en er dus meer effectieve botsingen op zullen treden.
- IV: De reactiesnelheid bij deze reactie is hoger dan de reactiesnelheid bij reactie I, omdat je de temperatuur verhoogt. Alle deeltjes zullen daardoor sneller bewegen, wat de kans op een effectieve botsing vergroot.
- V: De reactiesnelheid bij deze reactie is lager dan de reactiesnelheid bij reactie I, omdat je de verdelingsgraad van het magnesium verlaagt. Doordat je een magnesiumstaaf gebruikt in plaats van magnesiumpoeder, zal de kans op een effectieve botsing tussen een H^+ -ion en een Mg-atoom afnemen.

C 4

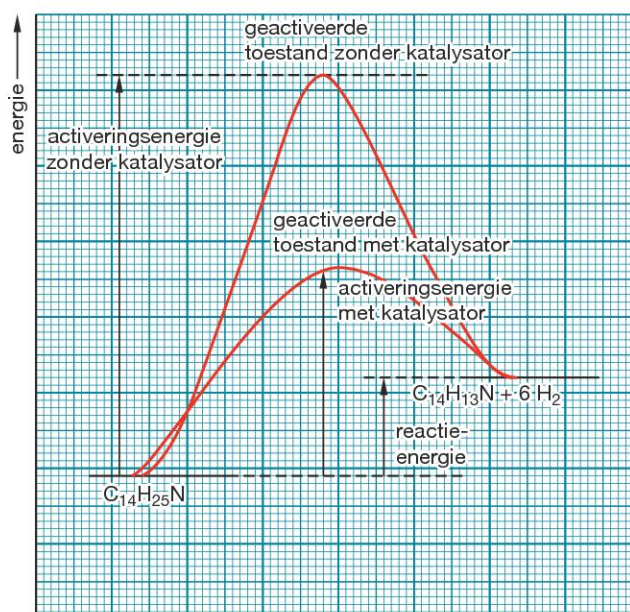
- a** $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (\text{s}) \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (\text{aq})$
- b**
- 1 vanderwaalsbinding/vanderwaalskracht
 - 2 waterstofbruggen
- c** In heet water bewegen alle deeltjes sneller. De kans dat er een effectieve botsing optreedt tussen een sacharosemolecuul en een watermolecuul neemt dan toe. Hierdoor neemt de reactiesnelheid toe.

A 5

In je lichaam komen eiwitten voor die als katalysator optreden. Een katalysator verlaagt de activeringsenergie van een reactie, waardoor de reactie op een lagere temperatuur kan verlopen.

B 6

Zie figuur 9.1.



9.1

A 7

$$\text{Gemiddelde reactiesnelheid} = \frac{\text{concentratieverandering (mol L}^{-1}\text{)}}{\text{verstreken tijd (s)}}$$

B 8

- a** In de reactievergelijking kun je zien dat er CO_2 ontstaat. CO_2 is een gas en zal daardoor gasbellen in het brood vormen, waardoor het volume toeneemt en het brood luchtiger wordt.
- b** Ja, dit is een zuur-basereactie. $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ wordt omgezet in $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_7^-$, het verschil is precies één H^+ -ion. Een reactie waarbij een H^+ -ion wordt overgedragen, is een zuur-basereactie.
- c** Nee, dat kan ze niet, omdat ze op basis van de gegevens niet kan uitsluiten dat er nog meer CO_2 kan ontstaan. Hiervoor had ze moeten blijven meten tot het volume CO_2 constant bleef.
- d** Voorbeeldberekening voor de eerste meting:
 $1,0 \text{ dm}^3 = 1,0 \text{ L}$
 $174 \text{ mL} = 0,174 \text{ L}$

$$\text{Aantal mol} = \frac{0,174}{24,5} = 7,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2$$

tijd (s)	volume CO_2 (mL)	aantal mol CO_2
0	0	0
5	174	$7,10 \cdot 10^{-3}$
10	275	$1,12 \cdot 10^{-2}$
15	331	$1,35 \cdot 10^{-2}$
20	378	$1,54 \cdot 10^{-2}$

- e** Het practicum is uitgevoerd in 100,0 mL oplossing. $100,0 \text{ mL} = 0,1000 \text{ L}$. De reactiesnelheid is in mol per liter per seconde. Eerst moet je berekenen hoeveel mol CO_2 er per liter is ontstaan en daaruit de concentratieverandering in mol per liter. Dit is dus voor 10 seconden:

$$\frac{1,12 \cdot 10^{-2} - 0}{0,1000} = 1,12 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{Gemiddelde reactiesnelheid} = \frac{1,12 \cdot 10^{-1}}{10 \text{ s}} = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

- f** Ook hier moet je eerst berekenen hoeveel mol CO_2 er per liter is ontstaan en daaruit de concentratieverandering in mol per liter.
Voor het tijdsinterval van 10 tot 20 seconden is dat:

$$\frac{1,54 \cdot 10^{-2} - 1,12 \cdot 10^{-2}}{0,1000} = 4,20 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{Gemiddelde reactiesnelheid} = \frac{4,20 \cdot 10^{-2}}{10 \text{ s}} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

- g** Als de reactie verloopt, worden de beginstoffen omgezet in reactieproducten. Hierdoor neemt de concentratie van de beginstoffen af. Een lagere concentratie beginstoffen leidt tot een lagere reactiesnelheid. Daardoor geldt bij vrijwel elke aflopende chemische reactie dat de reactiesnelheid aan het begin het grootst is en daarna afneemt.



- a** De molverhouding tussen NO en O_2 is 4 : 1 bij reactie 1. Per 4 mol NO die reageert, reageert er dus 1 mol zuurstof. Zuurstof reageert dan met een snelheid van:

$$\frac{3,0}{4} = 7,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

De molverhouding tussen NO_2 en O_2 is 2 : 1 bij reactie 2. Per 2 mol NO_2 die reageert, reageert er dus 1 mol zuurstof. Zuurstof reageert dan met een snelheid van:

$$\frac{2,6}{2} = 1,3 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

Zuurstof reageert dan met een totale snelheid van $7,5 \cdot 10^{-1} + 1,3 = 2,1 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

- b** Een jaar bestaat uit 365,25 dagen en je rijdt 2,5 uur per dag. Je rijdt dan:
 $365,25 \times 2,5 \times 60 \times 60 = 3,3 \cdot 10^6 \text{ s}$

De gemiddelde reactiesnelheid = $\frac{\text{concentratieverandering (mol L}^{-1})}{\text{verstreken tijd (s)}}$, dus de

concentratieverandering (mol L⁻¹) = reactiesnelheid (mol L⁻¹ s⁻¹) × verstreken tijd (s).

NO reageert met een snelheid van $3,0 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

Dit invullen geeft dat er $3,0 \times 3,3 \cdot 10^6 = 9,9 \cdot 10^6 \text{ mol L}^{-1} \text{ NO}$ wordt omgezet.

De reactie vindt plaats in een volume van $250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$.

Er wordt dan $0,250 \times 9,9 \cdot 10^6 = 2,5 \cdot 10^6 \text{ mol NO}$ omgezet.

De molaire massa van NO is $30,006 \text{ g mol}^{-1}$. De massa is dan:

$$2,5 \cdot 10^6 \times 30,006 = 7,4 \cdot 10^7 \text{ g}$$

Dit komt overeen met $7,4 \cdot 10^4 \text{ kg NO}$.

Dezelfde berekening herhaal je voor NO_2 :

De formule invullen geeft dat er $2,6 \times 3,3 \cdot 10^6 = 8,5 \cdot 10^6 \text{ mol L}^{-1} \text{ NO}_2$ wordt omgezet.

De reactie vindt plaats in een volume van $250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$.

Er wordt dan $0,250 \times 8,5 \cdot 10^6 = 2,1 \cdot 10^6 \text{ mol NO}_2$ omgezet.

De molaire massa van NO_2 is $46,006 \text{ g mol}^{-1}$.

De massa is dan $2,1 \cdot 10^6 \times 46,006 = 9,8 \cdot 10^7 \text{ g}$.

Dit komt overeen met $9,8 \cdot 10^4 \text{ kg NO}_2$.

9.2 Reactiewarmte

A 10

- a** Een exotherm proces is een proces waarbij warmte vrijkomt. Een endotherm proces is een proces waar warmte voor nodig is.
- b** Volgens de wet van behoud van energie kan energie nooit zomaar ontstaan en ook niet zomaar verdwijnen.
- c** De vormingswarmte is de hoeveelheid warmte die vrijkomt of nodig is om 1 mol van een stof te vormen uit zijn elementen.

A 11

- a** De reactie-energie is het verschil tussen de chemische energie van de beginstoffen en de chemische energie van de reactieproducten. Doordat reactie-energie vrijwel altijd bijna volledig uit warmte bestaat, wordt reactie-energie reactiewarmte genoemd.
- b** Bij een exotherme reactie is de hoeveelheid chemische energie van de reactieproducten kleiner dan die van de beginstoffen. De reactie-energie is dan een negatief getal. Voor een endotherme reactie geldt het omgekeerde: de hoeveelheid chemische energie van de reactieproducten is groter dan die van de beginstoffen en de reactie-energie is een positief getal.

B 12

- a** $2 \text{ CH}_3\text{OH (l)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2 \text{ (g)} + 4 \text{ H}_2\text{O (l)}$
- b** De vormingswarmten van de stoffen zijn als volgt:

2 CH ₃ OH	$2 \times -2,39 \cdot 10^5 = -4,78 \cdot 10^5 \text{ J}$
3 O ₂	$3 \times 0 = 0 \text{ J}$
2 CO ₂	$2 \times -3,935 \cdot 10^5 = -7,870 \cdot 10^5 \text{ J}$
4 H ₂ O	$4 \times -2,86 \cdot 10^5 = -1,14 \cdot 10^6 \text{ J}$

De totale vormingswarmte van de beginstoffen is $-4,78 \cdot 10^5 \text{ J}$.

De totale vormingswarmte van de reactieproducten is:

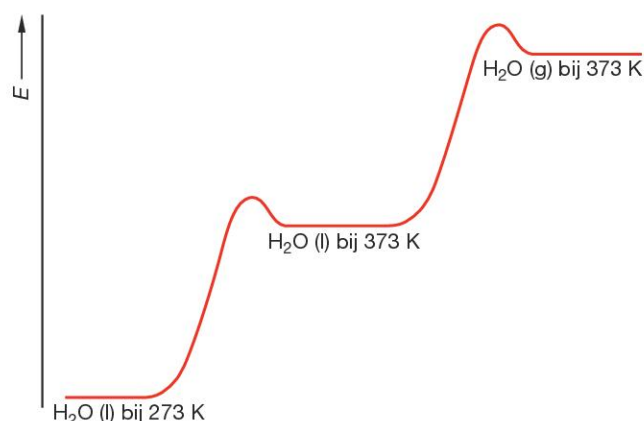
$$(-7,870 \cdot 10^5) + (-1,14 \cdot 10^6) = -1,93 \cdot 10^6 \text{ J}$$

De reactiewarmte is $(-1,93 \cdot 10^6) - (-4,78 \cdot 10^5) = -1,45 \cdot 10^6 \text{ J}$.

- c** De berekende reactiewarmte is de hoeveelheid warmte die vrijkomt bij de verbranding van 2 mol methanol. De verbrandingswarmte in Binas is per 1 mol. Als je de berekende waarde deelt door 2, dan krijg je dezelfde waarde als in Binas.

B 13

- a** Je kunt de faseovergang weergeven als: $\text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (g)}$
De vormingswarmtes van de stoffen zijn als volgt:
 $\text{H}_2\text{O (l)}: -2,86 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$
 $\text{H}_2\text{O (g)}: -2,42 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$
De reactiewarmte is $(-2,42 \cdot 10^5) - (-2,86 \cdot 10^5) = 4,4 \cdot 10^4 \text{ J}$.
- b** Het temperatuurverschil is 100 K en het gaat om 100 g stof:
 $4,18 \times 100 \times 100 = 4,18 \cdot 10^4 \text{ J}$
- c** Zie figuur 9.2.



B 14

De vormingswarmten van de stoffen zijn als volgt:

1 CuSO ₄	-7,71·10 ⁵ J
5 H ₂ O	5 × -2,86·10 ⁵ = -14,3·10 ⁵ J
1 CuSO ₄ ·5H ₂ O	-22,78·10 ⁵ J

De totale vormingswarmte van de beginstoffen is:

$$(-7,71 \cdot 10^5) + (-14,3 \cdot 10^5) = -22,0 \cdot 10^5 \text{ J}$$

De totale vormingswarmte van de reactieproducten is -22,78·10⁵ J.

$$\text{De reactiewarmte is } (-22,78 \cdot 10^5) - (-22,0 \cdot 10^5) = -0,77 \cdot 10^5 \text{ J.}$$

C 15 ★

a $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-0,50} = 3,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$

b Je maakt 100 mL = 0,100 L, daar zit $3,2 \cdot 10^{-1} \times 0,100 = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}^+$ in.

De molaire massa van HNO₃ is 63,013 g mol⁻¹.

De benodigde hoeveelheid salpeterzuur is dan $3,2 \cdot 10^{-2} \times 63,013 = 2,0 \text{ g}$.

c Er komt $-3,33 \cdot 10^4 \times 3,2 \cdot 10^{-2} = -1,1 \cdot 10^3 \text{ J}$ vrij.

d De soortelijke warmte van water is 4,18 J g⁻¹ K⁻¹.

Het volume van het water is 100 mL. Met een dichtheid van 1,0 g mL⁻¹ komt dit overeen met 100 g.

Er is dan $4,18 \times 100 = 418 \text{ J}$ nodig om deze hoeveelheid water 1 K te verwarmen.

$$\frac{1,1 \cdot 10^3}{418} = 2,5 \text{ K}$$

e 1,0 mL water komt overeen met 1,0 g.

Er is dan maar 4,18 J nodig om deze hoeveelheid water 1 K te verwarmen.

$$\frac{1,1 \cdot 10^3}{4,18} = 2,5 \cdot 10^2 \text{ K}$$

C 16

a De vormingswarmten van de stoffen zijn als volgt:

6 CO ₂	6 × -3,935·10 ⁵ = -2,361·10 ⁶ J
6 H ₂ O	6 × -2,86·10 ⁵ = -1,72·10 ⁶ J
1 C ₆ H ₁₂ O ₆	-1,27·10 ⁶ J
6 O ₂	6 × 0 = 0 J

De totale vormingswarmte van de beginstoffen is:

$$(-2,361 \cdot 10^6) + (-1,72 \cdot 10^6) = -4,08 \cdot 10^6 \text{ J}$$

De totale vormingswarmte van de reactieproducten is -1,27·10⁶ J.

$$\text{De reactiewarmte is } (-1,27 \cdot 10^6) - (-4,08 \cdot 10^6) = 2,81 \cdot 10^6 \text{ J.}$$

b $3,8 \cdot 10^3 \text{ PJ} = 3,8 \cdot 10^{18} \text{ J}$

Per mol glucose die verbrandt komt 2,81·10⁶ J aan energie vrij.

$$\text{Er is dan } \frac{3,8 \cdot 10^{18}}{2,81 \cdot 10^6} = 1,4 \cdot 10^{12} \text{ mol glucose nodig.}$$

De molaire massa van glucose is 180,16 g mol⁻¹.

$$\text{Er is dan } 1,4 \cdot 10^{12} \times 180,16 = 2,4 \cdot 10^{14} \text{ g glucose nodig.}$$

c Aangezien elke 100 g tarwe 71 g glucose bevat, is er $\frac{2,4 \cdot 10^{14}}{71} \times 100 = 3,4 \cdot 10^{14} \text{ g}$ tarwe nodig.

Op een hectare landbouwgrond kun je 9,5 ton = 9,5·10⁶ g tarwe verbouwen. De oppervlakte van een hectare is 100 × 100 = 1,00·10⁴ m².

$$\text{Per gram tarwe is dan } \frac{1,00 \cdot 10^4}{9,5 \cdot 10^6} = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^2 \text{ landbouwgrond nodig.}$$

$$\text{In totaal is er dan } 3,4 \cdot 10^{14} \times 1,1 \cdot 10^{-3} = 3,6 \cdot 10^{11} \text{ m}^2 \text{ landbouwgrond nodig.}$$

- d** 1 De benodigde oppervlakte aan landbouwgrond is immens. Sterker nodig: deze is een factor 10 meer dan de totale oppervlakte van Nederland.
 2 Als je landbouwgrond inzet voor energieproductie, dan blijft er minder landbouwgrond over voor andere doeleinden, zoals voedselproductie (landbouw en veeteelt).

C 17 ★

a De vormingswarmten van de stoffen zijn als volgt:

12 CO ₂	$12 \times -3,935 \cdot 10^5 = -4,722 \cdot 10^6 \text{ J}$
14 H ₂ O	$14 \times -2,86 \cdot 10^5 = -4,00 \cdot 10^6 \text{ J}$
2 N ₂	$2 \times 0 = 0 \text{ J}$

De totale vormingswarmte van de reactieproducten is:

$$(-4,722 \cdot 10^6) + (-4,00 \cdot 10^6) = -8,72 \cdot 10^6 \text{ J}$$

b $(-8,72 \cdot 10^6) - (-1,622 \cdot 10^6) = -7,10 \cdot 10^6 \text{ J}$

c De vormingswarmte van zuurstof is 0. De uitkomst van vraag b is dus gelijk aan de vormingswarmte van 4 mol alanine. De vormingswarmte per mol alanine is dan:

$$\frac{-7,10 \cdot 10^6}{4} = -1,77 \cdot 10^6 \text{ J}$$

9.3 Fossiele brandstoffen

A 18 ⓪

Bij elke energieomzetting wordt een deel van de energie omgezet in een niet-nuttige vorm van energie. Hoe hoger het deel niet-nuttige energie, hoe lager de kwaliteit van de energie.

B 19

- a** Bij de verbranding van een brandstof ontstaat altijd (een deel) warmte. Deze warmte is een niet-nuttige vorm van energie. Het rendement kan daardoor nooit 100% zijn.
b Bij het omzetten van elektrische energie in andere vormen van energie (zoals bewegingsenergie), ontstaat er vaak minder warmte dan bij het omzetten van chemische energie. Het deel niet-nuttige energie is dus kleiner en het rendement hoger.

A 20 ⓪

- a** Steenkool, aardgas en aardolie
b Steenkool bestaat vooral uit koolstof, vaak verontreinigd met zwavel. Aardgas bestaat vooral uit methaan. Aardolie bestaat uit tienduizenden verschillende stoffen, voornamelijk koolwaterstoffen en vaak zwavelverbindingen.

B 21

De fossiele brandstoffen worden op zeer grote schaal en voor diverse doeleinden gebruikt, zoals voor energieproductie en als grondstof voor een groot aantal producten. Dat maakt ze lastig te vervangen, omdat:

- 1 een geschikte vervanger moet ook op grote schaal toegepast kunnen worden en moet dus in grote hoeveelheden beschikbaar zijn;
- 2 voor alle doeleinden moet een vervanger worden gevonden.

C 22

a Voor € 100,- kun je $\frac{100}{0,83} = 1,2 \cdot 10^2 \text{ L}$ lpg aanschaffen.

De massa hiervan is $1,2 \cdot 10^2 \times 5,4 \cdot 10^2 = 6,5 \cdot 10^4 \text{ g}$.

Aangezien het om gelijke massa's propaan en butaan gaat, heb je van beide $\frac{6,5 \cdot 10^4}{2} = 3,3 \cdot 10^4 \text{ g}$ nodig.

De molaire massa van propaan is $44,10 \text{ g mol}^{-1}$ en van butaan $58,12 \text{ g mol}^{-1}$.

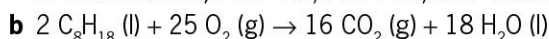
Je hebt dan $\frac{3,3 \cdot 10^4}{44,10} = 7,4 \cdot 10^2 \text{ mol}$ propaan en $\frac{3,3 \cdot 10^4}{58,12} = 5,6 \cdot 10^2 \text{ mol}$ butaan.

De verbrandingswarmte van propaan is $-22,19 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$ en van butaan $-28,75 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$.

Bij de verbranding van propaan komt $7,4 \cdot 10^2 \times 22,19 \cdot 10^5 = 1,6 \cdot 10^9 \text{ J}$ aan warmte vrij.

Bij de verbranding van butaan komt $5,6 \cdot 10^2 \times 28,75 \cdot 10^5 = 1,6 \cdot 10^9 \text{ J}$ aan warmte vrij.

In totaal komt $1,6 \cdot 10^9 + 1,6 \cdot 10^9 = 3,2 \cdot 10^9 \text{ J}$ aan warmte vrij.



c De vormingswarmten van de stoffen zijn als volgt:

$2 \text{ C}_8\text{H}_{18}$	$2 \times -2,50 \cdot 10^5 = -5,00 \cdot 10^5 \text{ J}$
25 O_2	$25 \times 0 = 0 \text{ J}$
16 CO_2	$16 \times -3,935 \cdot 10^5 = -6,296 \cdot 10^6 \text{ J}$
$18 \text{ H}_2\text{O}$	$18 \times -2,86 \cdot 10^5 = -5,15 \cdot 10^6 \text{ J}$

De totale vormingswarmte van de beginstoffen is $-5,00 \cdot 10^5 \text{ J}$.

De totale vormingswarmte van de reactieproducten is:

$$(-6,296 \cdot 10^6) + (-5,15 \cdot 10^6) = -1,14 \cdot 10^7 \text{ J}$$

De reactiewarmte is $(-1,14 \cdot 10^7) - (-5,00 \cdot 10^5) = -1,09 \cdot 10^7 \text{ J}$.

d Voor € 100,- kun je $\frac{100}{1,67} = 59,9 \text{ L}$ benzine aanschaffen.

De massa hiervan is $59,9 \times 7,2 \cdot 10^2 = 4,31 \cdot 10^4 \text{ g}$.

De molaire massa van benzine is $114,22 \text{ g mol}^{-1}$.

Je hebt dan $\frac{4,31 \cdot 10^4}{114,22} = 3,77 \cdot 10^2 \text{ mol}$ benzine.

De berekende reactiewarmte is voor de verbranding van 2 mol benzine, dus per mol

benzine is dat $\frac{1,09 \cdot 10^7}{2} = 5,45 \cdot 10^6 \text{ J}$.

Bij de verbranding hiervan komt $3,77 \cdot 10^2 \times 5,45 \cdot 10^6 = 2,05 \cdot 10^9 \text{ J}$ aan warmte vrij.

e Bij de verbranding van € 100,- aan lpg komt dus meer warmte vrij dan bij de verbranding van € 100,- aan benzine.

A 23

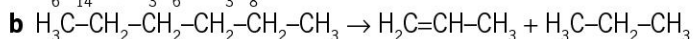
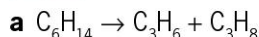
a Aardolie wordt tijdens het destilleren niet gescheiden in zuivere stoffen, maar in fracties.

Dit zijn mengsels van stoffen met een kookpunt binnen bepaalde grenzen.

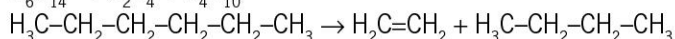
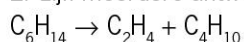
b Nee, er ontstaan namelijk geen nieuwe stoffen. Gefractioneerde destillatie is een scheidingsmethode.

c Ja, tijdens het kraken worden atoombindingen verbroken, waardoor nieuwe moleculen ontstaan.

B 24



c Er zijn meerdere antwoorden mogelijk, bijvoorbeeld:



A 25

a In de gasturbine wordt aardgas verbrand. De hete samengeperste verbrandingsgassen die hierbij ontstaan drijven een eerste turbine aan. De turbine brengt daardoor een dynamo in beweging die elektriciteit produceert.

b Er wordt dan een groter deel van de warmte die vrijkomt bij de verbranding van aardgas omgezet in elektrische energie.

c Bij de verbranding van aardgas komen minder schadelijke gassen vrij dan bij de verbranding van steenkool.

A 26

- a** Broeikasgassen zijn gassen die warmtestraling kunnen opnemen en weer uitzenden.
b Het natuurlijk broeikas effect is een natuurlijk fenomeen dat ook zonder de aanwezigheid van mensen aanwezig was geweest. Door toedoen van mensen is in de laatste honderd jaar het gehalte broeikasgassen in de atmosfeer enorm toegenomen. Daardoor stijgt de gemiddelde temperatuur op aarde. Dit effect heet het versterkt broeikas effect.

C 27

- a** $4 \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Mg}_2\text{SiO}_4 \rightarrow 2 \text{Mg}^{2+} + 4 \text{HCO}_3^- + \text{H}_4\text{SiO}_4$
b $4 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{Mg}_2\text{SiO}_4 \rightarrow 2 \text{Mg}^{2+} + 4 \text{HCO}_3^- + \text{H}_4\text{SiO}_4$
c 10 Gton komt overeen met $10 \cdot 10^{15} \text{ g}$.
 De molaire massa van CO_2 is $44,010 \text{ g mol}^{-1}$.

$$\text{Dit komt overeen met } \frac{10 \cdot 10^{15}}{44,010} = 2,27 \cdot 10^{14} \text{ mol CO}_2.$$

Per mol olivijn wordt er 4 mol CO_2 omgezet in waterstofcarbonaat. Het aantal mol

$$\text{benodigd olivijn is dan } \frac{2,27 \cdot 10^{14}}{4} = 5,68 \cdot 10^{13}.$$

De molaire massa van olivijn is:

$$2 \times 24,31 + 28,09 + 4 \times 16,00 = 140,71 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{De massa is dan } 5,7 \cdot 10^{13} \times 140,7 = 8,0 \cdot 10^{15} \text{ g}.$$

Dit komt overeen met 8,0 Gton olivijn.

- d** Door het verpoedern van olivijn vergroot je de verdelingsgraad. Het contactoppervlak van olivijn wordt hierdoor groter, waardoor de kans op een effectieve botsing toeneemt en dus de reactiesnelheid toeneemt.
e Door het lage gehalte CO_2 in de lucht is de kans op een effectieve botsing tussen een CO_2 -deeltje en een olivijndeeltje klein. Hierdoor is de reactiesnelheid laag.

C 28

- a** Het volume van het wegdek is gelijk aan $1,0 \text{ m} \times 1,0 \text{ m} \times 0,23 \text{ m} = 0,23 \text{ m}^3$.
 De massa hiervan is $0,23 \text{ m}^3 \times 2400 \text{ kg m}^{-3} = 5,52 \cdot 10^2 \text{ kg}$.

$$\text{Om dezelfde massa aan CO}_2 \text{ te verkrijgen is } \frac{5,52 \cdot 10^2}{1,986} = 2,8 \cdot 10^2 \text{ m}^3 \text{ CO}_2 \text{ nodig.}$$

- b** Het verschil in ppm is $400 - 280 = 120 \text{ ppm}$.
 $1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg} = 10^{-6} \text{ kg CO}_2 \text{ per kg lucht}$, dus $120 \text{ ppm} = 120 \cdot 10^{-6} \text{ kg CO}_2$.
 Dit komt overeen met $5,15 \cdot 10^{18} \text{ kg} \times 120 \cdot 10^{-6} = 6,18 \cdot 10^{14} \text{ kg CO}_2$.
 De hoeveelheid CO_2 die je hiermee kunt produceren is dan gelijk aan:

$$\frac{6,18 \cdot 10^{14}}{2400} = 2,58 \cdot 10^{11} \text{ m}^3 \text{ wegdek}$$

- c** 1 km wegdek heeft een volume van $1,0 \cdot 10^3 \text{ m} \times 1,0 \text{ m} \times 0,23 \text{ m} = 230 \text{ m}^3$.

$$\frac{2,58 \cdot 10^{11}}{230} = 1,12 \cdot 10^9 \text{ km wegdek.}$$

9.4 Duurzame brandstoffen

A 29

- a** De CO_2 die planten hebben opgenomen voordat ze fossiliseerden, is miljoenen jaren geleden uit de lucht verdwenen. Wanneer nu aardolie wordt verbrand, komt alle CO_2 versneld in de atmosfeer. Maar die hoeveelheden zijn te groot om weer te worden gebruikt voor de fotosynthese. Daardoor neemt de concentratie CO_2 in de atmosfeer toe. Het gebruik van aardolie en steenkool is dus niet CO_2 -neutraal.

- b** Planten en bomen nemen tijdens hun groei CO_2 op uit de lucht en zetten dat via fotosynthese om in bouwstoffen. De zon fungeert daarbij als energiebron. Als de biobrandstof daarna wordt verbrand, komt het CO_2 vrij. Er is dus sprake van een kringloop waarin de totale hoeveelheid CO_2 gelijk blijft. Dit noem je CO_2 -neutraal.

B 30

- a** De planten in de kassen gebruiken de CO_2 voor de groei. Ze zetten deze via de fotosynthese om in glucose. Extra CO_2 betekent meer glucose en dus meer groei.
b Dit levert maar een beperkte bijdrage aan het verminderen van de CO_2 -uitstoot, want de CO_2 -uitstoot is veel groter dan er aan kassen beschikbaar is. Je kunt ook niet te veel CO_2 in de kassen brengen, want dan verstoort je het groeiproces te veel.

A 31

Bio-ethanol en biogas worden geproduceerd door middel van vergisting. Biodiesel wordt geproduceerd door omestering.

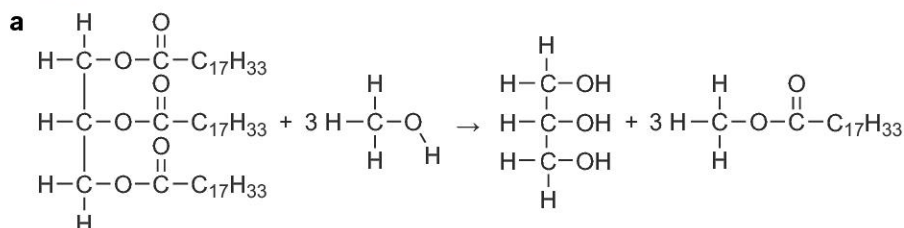
B 32

- 1 De voorraad aan voedselgewassen neemt af.
- 2 Doordat de biobrandstoffen concurreren met voedsel, zal de prijs van voedsel stijgen.

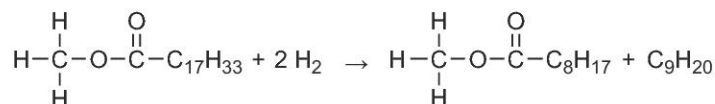
B 33

- a** $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 2 \text{CO}_2$
b $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$

B 34



- b** Een onverzadigde verbinding is een koolstofverbinding, waarin $\text{C}=\text{C}$ -bindingen voorkomen.
c Er zijn meerdere antwoorden mogelijk, bijvoorbeeld:



C 35

- a** $\text{C}_{51}\text{H}_{104} \rightarrow 2 \text{C}_{17}\text{H}_{34} + \text{C}_{17}\text{H}_{36}$ of $\text{C}_{51}\text{H}_{104} \rightarrow 2 \text{C}_{17}\text{H}_{36} + \text{C}_{17}\text{H}_{32}$
b De auto gebruikt 1,0 liter diesel per 20 km.

gereden afstand (km)	20	30 000
gebruikte diesel (L)	1,0	x

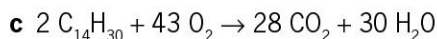
$$x = \frac{30\,000 \times 1,0}{20} = 1500 \text{ L diesel nodig}$$

1,0 ton wilgenhout levert 150 L groene diesel, er is dus 10 ton wilgenhout nodig voor 1500 L groene diesel.

Per hectare wordt 11 ton wilgenhout geproduceerd.

wilgenhout (ton)	11	10
oppervlakte grond (hectare)	1,0	x

$$x = \frac{1,0 \times 10}{11} = 0,91 \text{ hectare wilgenhout}$$



- d Reken het aantal liter groene diesel om naar mol groene diesel. Eerst reken je de massa uit van 150 L groene diesel. De dichtheid van groene diesel is $0,79 \text{ kg L}^{-1}$.

$$150 \times 0,79 = 118,5 \text{ kg} = 1,19 \cdot 10^5 \text{ g diesel}$$

De molaire massa van groene diesel ($\text{C}_{14}\text{H}_{30}$) is $198,38 \text{ g mol}^{-1}$.

$$1,19 \cdot 10^5 \text{ g diesel} \triangleq \frac{1,19 \cdot 10^5}{198,38} = 5,97 \cdot 10^2 \text{ mol diesel}$$

Molverhouding diesel : $\text{CO}_2 = 2 : 28 = 1 : 14$

Dus $5,97 \cdot 10^2 \text{ mol diesel}$ levert $14 \times 5,97 \cdot 10^2 = 8,36 \cdot 10^3 \text{ mol CO}_2$.

Dit komt overeen met $8,36 \cdot 10^3 \times 44,010 = 3,7 \cdot 10^2 \text{ kg CO}_2$.

- e De CO_2 die bij verbranding van de groene diesel vrijkomt is in de jaren voor de wilgenkap tijdens het groeien van de wilgen opgenomen uit de atmosfeer, in tegenstelling tot de CO_2 die vrijkomt bij de verbranding van fossiele brandstoffen. Die is miljoenen jaren geleden opgenomen uit de atmosfeer.

A 36

- a Zonne-energie, windenergie en waterkracht
b Bij het verbranden van een biobrandstof komt meer niet-nuttige energie (warmte) vrij. Hierdoor neemt de kwaliteit van de energie af. Bij het omzetten van elektrische energie in andere energievormen komt vaak minder niet-nuttige energie vrij.

C 37

- a Bij elke energieomzetting ontstaat een deel niet-nuttige energie. Hierdoor neemt de kwaliteit van de energie af.
b $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$
c Voor de elektrolyse is elektrische energie nodig, dus het is een endotherm proces.
d De vormingswarmtes van de stoffen zijn als volgt:

4 H_2	$4 \times 0 = 0 \text{ J}$
1 CO_2	$-3,935 \cdot 10^5 \text{ J}$
1 CH_4	$-0,75 \cdot 10^5 \text{ J}$
2 H_2O	$2 \times -2,42 \cdot 10^5 = -4,84 \cdot 10^5 \text{ J}$

De totale vormingswarmte van de beginstoffen is $-3,935 \cdot 10^5 \text{ J}$.

De totale vormingswarmte van de reactieproducten is:

$$(-0,75 \cdot 10^5) + (-4,84 \cdot 10^5) = -5,59 \cdot 10^5 \text{ J}$$

De reactiewarmte is $(-5,59 \cdot 10^5) - (-3,935 \cdot 10^5) = -1,66 \cdot 10^5 \text{ J}$.

Aangezien er 4 mol H_2 reageert is de reactiewarmte per mol H_2 :

$$\frac{-1,66 \cdot 10^5}{4} = -4,1 \cdot 10^4 \text{ J}$$

- e Voorbeelden van een juist argument voor Pia zijn:
- Bij elke omzetting treden (energie)verliezen op.
 - Methanisering is exotherm, dus er raakt energie verloren (bij de energieopslag).

Voorbeelden van een juist argument voor Koen zijn:

- Methaan is gemakkelijk op te slaan in het aardgasnet (terwijl het opslaan van waterstof kostbaar is en veel energie kost).
- Het opslaan van waterstof (is kostbaar en) kost veel energie (terwijl methaan gemakkelijk is op te slaan in het aardgasnet).
- Methaan kan zowel voor vervoersmiddelen als voor (huishoudelijke) gastoestellen worden gebruikt (terwijl waterstof alleen voor vervoersmiddelen wordt ingezet als brandstof).
- Er is geen opslagnetwerk voor waterstof beschikbaar (en wel voor methaan).
- Methaan kan gemakkelijk worden opgeslagen en vervoerd in het aardgasnet (en voor waterstof is zo'n netwerk niet beschikbaar).

Afsluiting

1

a 30 mL = 0,030 L

Het aantal mol KI in 30 mL van een 0,44 M KI oplossing is $0,030 \times 0,44 = 1,32 \cdot 10^{-2}$ mol.

Om een 0,33 M KI oplossing te krijgen, moet je dit aantal mol oplossen in $\frac{1,32 \cdot 10^{-2}}{0,33} = 0,040$ L = 40 mL.

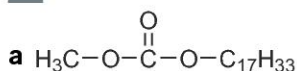
Je moet dus $40 - 30 = 10$ mL water toevoegen.

b Het duurt 60 s voordat de temperatuur maximaal is en dus alle H_2O_2 heeft gereageerd. De reactiesnelheid is dan:

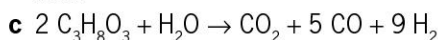
$$\text{gemiddelde reactiesnelheid} = \frac{2,7}{60} = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

c Naarmate $[\text{I}^-]$ stijgt, zie je in het diagram dat de temperatuur eerder zijn maximum bereikt. Het duurt dus korter tot alle H_2O_2 heeft gereageerd, oftewel de reactiesnelheid wordt groter.

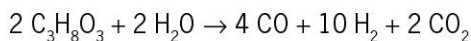
2



b In een vetzuurstaart met alleen enkele bindingen komen op elk C-atoom twee H-atomen voor, plus één H-atoom aan het uiteinde van de staart. Bij een verzadigd vetzuur met 17 C-atomen zou je dan $17 \times 2 + 1 = 35$ H-atomen verwachten. Voor elke dubbele binding heeft het vetzuur twee H-atomen minder. In dit molecuul komen dus 4 C=C-bindingen voor.



d Wanneer meer stoom reageert, ontstaat meer H_2 en meer CO_2 en (dus) minder CO. Zie het voorbeeld hierna.



Dus per mol CO ontstaat meer H_2 .

e De vormingswarmten van de stoffen zijn als volgt:

2 $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$	$2 \times -6,70 \cdot 10^5 = -1,34 \cdot 10^6 \text{ J}$
1 H_2O	$-2,42 \cdot 10^5 \text{ J}$
1 CO_2	$-3,935 \cdot 10^5 \text{ J}$
5 CO	$5 \times -1,105 \cdot 10^5 = -5,525 \cdot 10^5 \text{ J}$
9 H_2	$9 \times 0 = 0 \text{ J}$

De totale vormingswarmte van de beginstoffen is:

$$(-1,34 \cdot 10^6) + (-2,42 \cdot 10^5) = -1,58 \cdot 10^6 \text{ J}$$

De totale vormingswarmte van de reactieproducten is:

$$(-3,935 \cdot 10^5) + (-5,525 \cdot 10^5) = -9,46 \cdot 10^5 \text{ J}$$

$$\text{De reactiewarmte is } (-9,46 \cdot 10^5) - (-1,58 \cdot 10^6) = +6,34 \cdot 10^5 \text{ J.}$$

De reactiewarmte is positief, het is dus een endotherme reactie. De reactor moet daarom worden verwarmd.

f Bij een hogere temperatuur bewegen deeltjes sneller. De kans op een effectieve botsing is dan groter, waardoor de reactiesnelheid hoger is. Een hogere reactiesnelheid betekent dat je sneller je product kunt produceren. De productie van methanol is per tijdseenheid dan hoger.

- g** Uit 1,3 ton glycerol wordt 1,0 ton biomethanol geproduceerd. Om $200 \cdot 10^3$ ton biomethanol te produceren is dan $200 \cdot 10^3 \times 1,3 = 260 \cdot 10^3$ ton glycerol nodig. Voor reactie 1 geldt de volgende massaverhouding:
 Vet of olie + methanol $\rightarrow$ biodiesel + glycerol
 10 ton : 1,0 ton : 10 ton : 1,0 ton

Voor de productie van $260 \cdot 10^3$ ton glycerol is dan ook $260 \cdot 10^3$ ton (bio)methanol nodig. De biomethanolfabriek levert maar $200 \cdot 10^3$ ton biomethanol. Er is $260 \cdot 10^3 - 200 \cdot 10^3 = 60 \cdot 10^3$ ton methanol uit aardgas extra nodig.

- h** De biomethanolfabriek produceert $200 \cdot 10^3$ ton biomethanol per jaar. Dit komt overeen met $200 \cdot 10^9$ g biomethanol. De molaire massa van methanol is $32,042 \text{ g mol}^{-1}$.

Het aantal mol is dan $\frac{200 \cdot 10^9}{32,042} = 6,24 \cdot 10^9$ mol per jaar.

Het volume van de reactor is 1000 L.

Er is dus $\frac{6,24 \cdot 10^9}{1000} = 6,24 \cdot 10^6 \text{ mol L}^{-1}$ per jaar geproduceerd.

Een jaar komt overeen met $365 \times 24 \times 60 \times 60 = 3,15 \cdot 10^7 \text{ s}$.

Gemiddelde reactiesnelheid = $\frac{6,24 \cdot 10^6}{3,15 \cdot 10^7} = 1,98 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

3

- a** Methaanmoleculen hebben geen OH- of NH-groepen. Ze kunnen daardoor geen waterstofbruggen vormen met watermoleculen vormen.
b De molaire massa van methaanijs is $16,043 + 5,75 \times 18,015 = 120 \text{ g mol}^{-1}$.

Het massapercentage methaan in het methaanijs is $\frac{16,043}{120} \times 100\% = 13,4\%$.

- c** $1,0 \text{ dm}^3$ methaanijs heeft een massa van $1,0 \times 0,90 = 0,90 \text{ kg} = 0,90 \cdot 10^3 \text{ g}$.

Daarvan is 13,4% methaan, dus $\frac{13,4}{100} \times 0,90 \cdot 10^3 = 0,12 \cdot 10^3 \text{ g}$ methaan.

De molaire massa van methaan is $16,043 \text{ g mol}^{-1}$. Het aantal mol is dan:

$$\frac{0,12 \cdot 10^3}{16,043} = 7,52 \text{ mol}$$

Eén mol methaan heeft een volume van $24,5 \text{ dm}^3$.

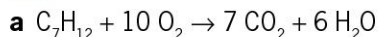
Het volume is dan $7,52 \times 24,5 = 1,8 \cdot 10^2 \text{ dm}^3$.

- d** $1,00 \text{ mol}$ methaan heeft een massa van $16,043 \text{ g}$. Het draagt 25 maal zo veel bij als een gelijke massa aan koolstofdioxide. Voor dezelfde bijdrage zou er dus $25 \times 16,043 = 4,01 \cdot 10^2 \text{ g CO}_2$ vrij moeten komen. De molaire massa van CO_2 is $44,010 \text{ g mol}^{-1}$.

Het aantal mol is dan $\frac{4,01 \cdot 10^2}{44,010} = 9,1 \text{ mol CO}_2$.

- e** Bij de (volledige) verbranding van methaan ontstaat per molecuul CH_4 één molecuul CO_2 . Netto wordt dus geen CO_2 geproduceerd wanneer evenveel CO_2 moleculen worden opgeslagen als CH_4 -moleculen worden gewonnen/verbrand.
f Voorbeelden van een juist antwoord zijn:
- Bij de winning kan methaan ontsnappen waardoor het broeikaseffect wordt versterkt.
 - Bij de winning / het transport van methaan wordt ook CO_2 geproduceerd.
 - Het is beter om het methaan te winnen en te verbranden in plaats van het risico te lopen dat het in de toekomst vrijkomt (bij het toenemen van de temperatuur).

4



- b** De dichtheid van benzine is $0,72 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3} = 0,72 \text{ kg L}^{-1}$.
 26 liter benzine is $26 \times 0,72 = 18,7 \text{ kg} = 18,7 \cdot 10^3 \text{ g benzine}$.
 De molaire massa van C_7H_{12} is $96,17 \text{ g mol}^{-1}$.

$$18,7 \cdot 10^3 \text{ g benzine} \triangleq \frac{18,7 \cdot 10^3}{96,17} = 195 \text{ mol benzine.}$$

Molverhouding $\text{C}_7\text{H}_{12} : \text{CO}_2 = 1 : 7$

Dit levert $7 \times 195 = 1,36 \cdot 10^3 \text{ mol CO}_2$.

De molaire massa van CO_2 is $44,010 \text{ g mol}^{-1}$.

$$1,36 \cdot 10^3 \times 44,010 = 5,98 \cdot 10^4 \text{ g CO}_2 = 60 \text{ kg CO}_2$$

- c** De toename van de CO_2 -concentratie leidt tot een versterkt broeikaseffect.

- d** De vormingswarmten van de stoffen zijn als volgt:

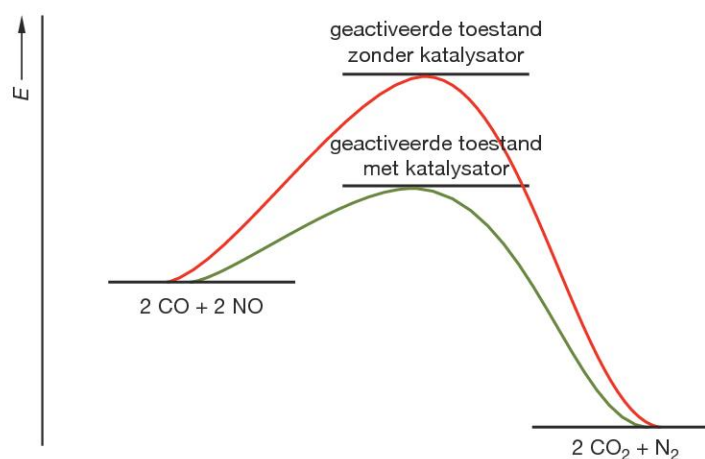
2 CO	$2 \times -1,105 \cdot 10^5 = -2,210 \cdot 10^5 \text{ J}$
2 NO	$2 \times +0,913 \cdot 10^5 = 1,826 \cdot 10^5 \text{ J}$
2 CO ₂	$2 \times -3,935 \cdot 10^5 = -7,870 \cdot 10^5 \text{ J}$
1 N ₂	0 J

De totale vormingswarmte van de beginstoffen is $-0,384 \cdot 10^5 \text{ J}$.

De totale vormingswarmte van de reactieproducten is $-7,870 \cdot 10^5 \text{ J}$.

De reactiewarmte is $(-7,870 \cdot 10^5) - (-0,384 \cdot 10^5) = -7,49 \cdot 10^5 \text{ J}$.

- e** Zie figuur 9.3.



9.3