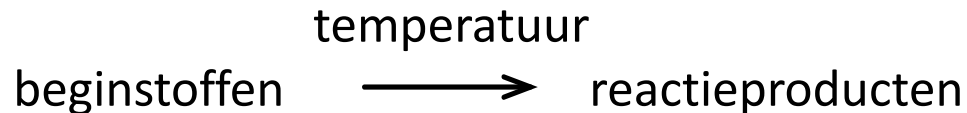




## § 1.3 Chemische reacties



- De massa van alle stoffen vóór de reactie is samen net zo groot als de massa van alle reactieproducten. Dit wordt de **Wet van massabehoud** genoemd.  
(De atomen die de moleculen vormen hebben massa, immers waar komt anders de massa vandaan.)
- Bij een reactie **verdwijnen geen atoomsoorten** en er **ontstaan ook geen nieuwe**. Ook het aantal atomen waaruit stoffen zijn gevormd of worden gevormd blijft gelijk.

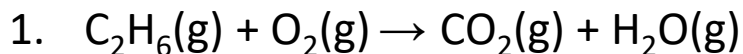


# § 1.3 Chemische reacties

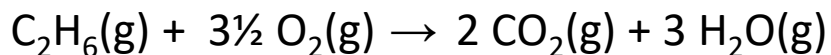
## Voorbeeld

Bij de volledige verbranding van ethaan ( $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ ) ontstaan koolstofdioxide en water.

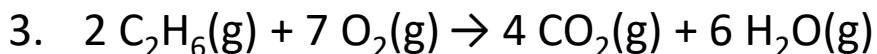
a. Geef de reactievergelijking.



2. kloppend maken:  $\text{O}_2$  als laatste omdat dit geen invloed heeft op de rest



Er bestaan alleen maar hele moleculen, dus beide kanten van de vergelijking vermenigvuldigen met 2:



4. Controle: links en rechts 4 C-at, 12 H-at. en 14 O-at.



## § 1.3 Chemische reacties

- b. Bereken de vaste massaverhouding waarin ethaan en zuurstof reageren tot koolstofdioxide en water.

$$\text{massa}_{\text{C}_2\text{H}_6} = 2 \times 30,08 \text{ u} = 60,16 \text{ u} \text{ en } \text{massa}_{\text{O}_2} = 7 \times 32,00 \text{ u} = 224,0 \text{ u}$$

$$\text{massa}_{\text{CO}_2} = 4 \times 44,01 \text{ u} = 176,0 \text{ u} \text{ en } \text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 6 \times 18,02 \text{ u} = 108,1 \text{ u}$$

$$\text{massa C}_2\text{H}_6 : \text{massa O}_2 : \text{massa CO}_2 : \text{massa H}_2\text{O} = 60,16 : 224,0 : 176,0 : 108,1$$

- c. Bereken hoeveel gram CO<sub>2</sub> er wordt gevormd door de verbranding van 100 g C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>.

$$\text{Uit b volgt: } 60,16 \text{ g C}_2\text{H}_6 + 224,0 \text{ g O}_2 \rightarrow 176,0 \text{ g CO}_2 + 108,1 \text{ g H}_2\text{O}$$

Herleid naar 1 g van de gegeven stof en vermenigvuldig daarna met de gegeven massa:

$$\frac{60,16}{60,16} \text{ g C}_2\text{H}_6 + \frac{224,0}{60,16} \text{ g O}_2 \rightarrow \frac{176,0}{60,16} \text{ g CO}_2 + \frac{108,1}{60,16} \text{ g H}_2\text{O}$$

$$1,000 \text{ g C}_2\text{H}_6 + 3,723 \text{ g O}_2 \rightarrow 2,926 \text{ g CO}_2 + 1,797 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$100 \text{ g C}_2\text{H}_6 + 372 \text{ g O}_2 \rightarrow 293 \text{ g CO}_2 + 180 \text{ g H}_2\text{O}$$

Bij de verbranding van 100 g ethaan ontstaat 293 g koolstofdioxide



## § 1.3 Chemische reacties

Chemische reacties zijn altijd het gevolg van **energie-effecten**; er komt energie vrij (warmte, elektriciteit, licht) of er is energie nodig om de reactie te doen verlopen.

- **exotherme reactie**: er komt energie vrij in de vorm van warmte, elektrische energie of licht

*De **energie-inhoud** van de **reactieproducten** is **minder** geworden dan van de **beginstoffen**.*

- **endotherme reactie**: er moet voortdurend energie worden toegevoerd; de beginstoffen nemen energie op uit de omgeving.

*De **energie-inhoud** van de **reactieproducten** is **meer** geworden dan van de **beginstoffen**.*

- Ook bij **faseveranderingen** en tijdens het **oplossen** van veel stoffen treedt een **energie-effect** op.

Voorbeeld: bij het oplossen van keukenzout in een bekeerglas met water neemt de temperatuur in het bekeerglas af. Het keukenzout heeft energie uit zijn omgeving opgenomen en de omgeving is in dit geval het bekeerglas met water.

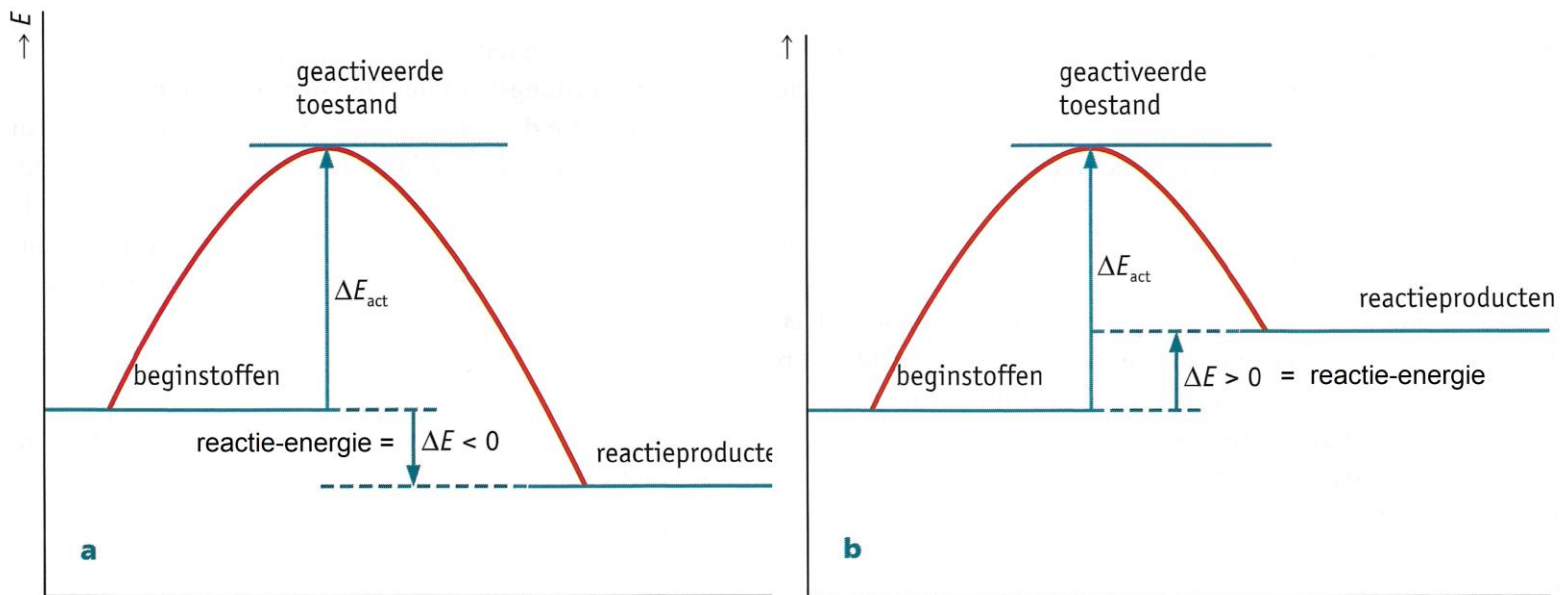


## § 1.3 Chemische reacties

- **Reactietemperatuur:** de minimale temperatuur om de reactie te laten verlopen.
- **Activeringsenergie:** de energie die nodig is om de reactietemperatuur te bereiken.  
Voorbeeld: verbrandingsreacties (reactie met zuurstof) zijn exotherm; waarom zijn er dan nog bossen? Om het hout te kunnen laten branden moet de activeringsenergie worden toegevoerd om de reactietemperatuur te bereiken.
- **Wet van behoud van energie:** De totale hoeveelheid energie blijft altijd gelijk; er kan niet zomaar energie verloren gaan of worden bijgemaakt.

# § 1.3 Chemische reacties

## Energiediagrammen



energiediagram voor een exotherme reactie (a) en voor een endotherme reactie (b)