

Reactiewarmten

Dit document geeft je wat achtergrondinformatie over reactiewarmten en de manier waarop je deze kunt berekenen met behulp van gegevens in Binas. Dit onderwerp is onderdeel van de **thermodynamica** — de studie van energieomzettingen.

Reactie-energie, reactiewarmte en reactie-enthalpie

Een van de kenmerken van een chemische reactie is dat er een energie-effect optreedt. De beginstoffen en de producten hebben een verschillende energie. Het verschil in energie noemen we de **reactie-energie** ΔE ($= E_{\text{producten}} - E_{\text{beginstoffen}}$). De reactie-energie gaat niet verloren (wet van behoud van energie), maar wordt uitgewisseld met de omgeving door middel van warmte en arbeid; warmte levert hieraan ruimschoots de grootste bijdrage.

De **reactiewarmte**, de warmte die bij een reactie wordt afgestaan of opgenomen, kan experimenteel worden bepaald. Onder omstandigheden van constante druk¹ wordt de reactiewarmte ook wel de **reactie-enthalpie** ΔH ($= H_{\text{producten}} - H_{\text{beginstoffen}}$) genoemd. Als ΔH negatief is, wordt er warmte afgestaan aan de omgeving en noemen we de reactie **exotherm**. Als ΔH positief is, wordt er warmte opgenomen uit de omgeving en noemen we de reactie **endotherm**. De reactie-enthalpie kan, net zoals de reactie-energie, zowel in joule (J) als in joule per mol (J/mol) worden uitgedrukt.

In de huidige schoolboeken komt het begrip (reactie-)enthalpie bijna niet meer voor. De reactiewarmte wordt daarin genoteerd als ΔE , terwijl onder omstandigheden van constante druk de reactie-enthalpie bedoeld wordt en ΔH de correcte notatie is. In de meeste gevallen verschillen ΔE en ΔH maar weinig van elkaar. In dit document zal ΔH gebruikt worden. (Het is prima als je ΔE noteert, aangezien het op die manier in de schoolboeken staat.)

Vormingswarmten en ontledingswarmten

De **vormingswarmte** ΔH_{vorm} (ook wel **vormingsenthalpie**) van een stof is gedefinieerd als de warmte die vrijkomt of nodig is bij de vorming van de stof *uit de elementen*. In Binas 57 is van een groot aantal stoffen de vormingswarmte gegeven, in joule per mol van de gevormde stof. De stoffen zijn onderverdeeld in anorganische (57A) en organische stoffen (57B). Organische stoffen bestaan uit moleculen die C–C en/of C–H atoombindingen bevatten. De moleculen waaruit anorganische stoffen bestaan, bevatten die soorten atoombindingen niet.

Hieronder zie je de **vormingsreactie** en bijbehorende vormingswarmte van vloeibaar water.² Het is vrij gebruikelijk om de coëfficiënt van de te vormen stof op 1 te zetten, ook als dat ergens een gebroken coëfficiënt oplevert. Je mag ook de ‘gewone’ reactievergelijking noteren.



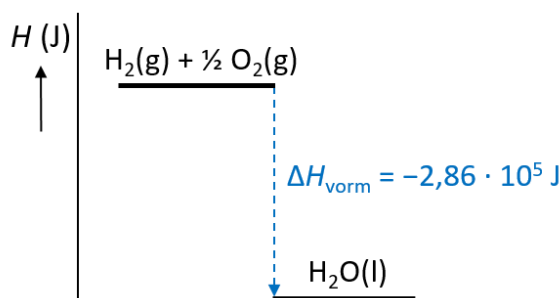
Als ΔH_{vorm} in J/mol is uitgedrukt, dan is de waarde van ΔH_{vorm} onafhankelijk van de coëfficiënten en gewoon over te nemen uit Binas 57. Als we ΔH_{vorm} willen uitdrukken in J, dan nemen we aan dat elke coëfficiënt in de reactievergelijking het aantal mol van de betreffende stof aangeeft. In de bovenste

¹ De meeste reacties worden onder een druk van 1 atmosfeer ($\approx 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$) uitgevoerd. Deze druk heet de standaarddruk (p_0). De gegevens in Binas 56 en 57 gelden voor $p = p_0$.

² Binas bevat de vormingswarmte van zowel vloeibaar water ($\text{H}_2\text{O}(\text{l})$) als waterdamp ($\text{H}_2\text{O}(\text{g})$). Het verschil tussen deze waarden is dan de verdampingsenthalpie van water: $\Delta H_{\text{verdamp}} = +0,44 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$.

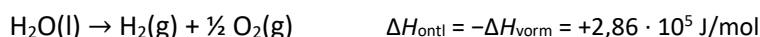
reactie wordt dan 1 mol water gevormd ($\Delta H_{\text{vorm}} = 1 \text{ mol} \times -2,86 \cdot 10^5 \text{ J/mol} = -2,86 \cdot 10^5 \text{ J}$) en in de onderste reactie wordt 2 mol water gevormd ($\Delta H_{\text{vorm}} = 2 \text{ mol} \times -2,86 \cdot 10^5 \text{ J/mol} = -5,72 \cdot 10^5 \text{ J}$). Het minteken geeft aan dat de vorming van water uit de elementen een exotherm proces is.

De gegevens kunnen ook grafisch worden weergegeven in een **enthalpiediagram** (in je boek zal **energiediagram** staan), zoals je in Figuur 1 ziet. In zo'n diagram staan de beginstoffen links en de producten rechts, net als in de reactievergelijking. De vormingsenthalpie van water is negatief en daarom is het enthalpieniveau van het product lager dan dat van de beginstoffen.



Figuur 1. Enthalpiediagram voor de vorming van $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

De ontleding van een verbinding in de elementen is precies het omgekeerde van de vormingsreactie. We weten daarom ook de **ontledingswarmte** ΔH_{ontl} (ook wel **ontledingsenthalpie**) van alle verbindingen in Binas 57: $\Delta H_{\text{ontl}} = -\Delta H_{\text{vorm}}$. Voor de ontleding van vloeibaar water geldt dus:



Vormingswarmte van elementen

In Binas 57 zul je de meeste elementen niet terugvinden. Dit volgt uit de definitie van de vormingswarmte. Het vormen van een element uit een element is geen reactie: $\Delta H_{\text{vorm}}(\text{element}) = 0 \text{ J/mol}$.



Sommige elementen komen voor in meer dan één verschijningsvorm. In dat geval wordt een van de verschijningsvormen als uitgangsstof genomen en hebben de andere een vormingswarmte. Koolstof bijvoorbeeld komt onder andere voor als grafiet en diamant (zie Binas 67E). Grafiet wordt als de uitgangsstof genomen bij vormingsreacties en daarom heeft diamant een vormingswarmte.

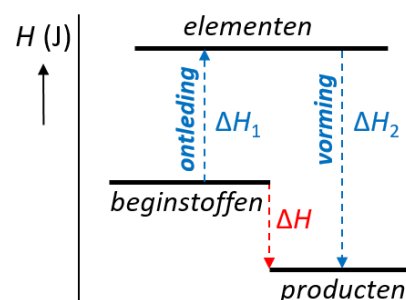
Berekenen van reactiewarmten — de principes

Een reactie kan worden opgesplitst in twee of meer **deelreacties**. De **wet van Hess** zegt dat de reactiewarmte ΔH (in J) de som is van de reactiewarmten (in J) van alle deelreacties. Omdat we beschikken over vormings- en ontledingswarmten, kiezen we als deelreacties (zie ook Figuur 2):

1. ontleding van de beginstoffen in de elementen, met reactiewarmte ΔH_1
2. vorming van de producten uit die elementen, met reactiewarmte ΔH_2

De reactiewarmte van de totaalreactie is: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$ (in J).
Op de volgende bladzijde wordt een voorbeeld uitgewerkt.

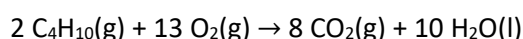
(Let op dat het enthalpieniveau van de elementen in Figuur 2 *niet* een geactiveerde toestand aangeeft.)



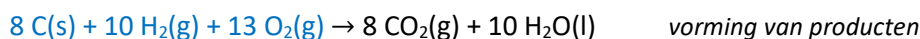
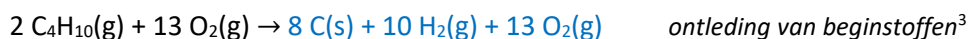
Figuur 2. $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$

Uitgebreid uitgewerkt voorbeeld: verbranding van butaan

Om het vorige concreter te maken, zullen we de reactiewarmte van de verbranding van butaangas berekenen. We nemen aan dat vloeibaar water ontstaat. De reactievergelijking is:



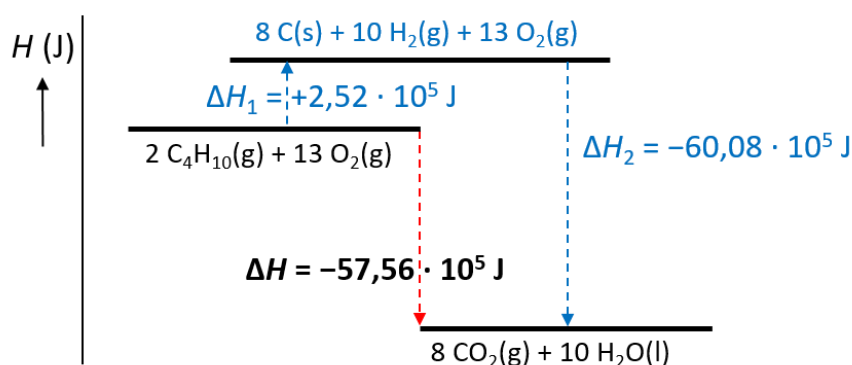
We splitsen deze reactie op in de volgende twee deelreacties:



Butaan wordt ontleed in de elementen (zuurstof is al een element) en koolstofdioxide en water worden gevormd uit de elementen. De gegevens uit Binas 57 die we nodig hebben, zijn:

- $\Delta H_{\text{vorm}}(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})) = -1,26 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$, dus $\Delta H_{\text{onti}}(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})) = +1,26 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$
- $\Delta H_{\text{vorm}}(\text{CO}_2(\text{g})) = -3,935 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$
- $\Delta H_{\text{vorm}}(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -2,86 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$

We hebben de reactiewarmten van beide deelreacties in joule nodig. In de eerste deelreactie wordt 2 mol butaan ontleed, dus $\Delta H_1 = 2 \text{ mol} \times +1,26 \cdot 10^5 \text{ J/mol} = +2,52 \cdot 10^5 \text{ J}$. In de tweede deelreactie worden 8 mol koolstofdioxide en 10 mol water gevormd, dus $\Delta H_2 = 8 \text{ mol} \times -3,935 \cdot 10^5 \text{ J/mol} + 10 \text{ mol} \times -2,86 \cdot 10^5 \text{ J/mol} = -60,08 \cdot 10^5 \text{ J}$. Voor de oorspronkelijke reactie geldt dus: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = +2,52 \cdot 10^5 \text{ J} + -60,08 \cdot 10^5 \text{ J} = -57,56 \cdot 10^5 \text{ J}$. Dit is in Figuur 3 in een enthalpiediagram weergegeven.



Figuur 3. Enthalpiediagram voor de verbranding van butaangas (inclusief ontledings- en vormingswarmten)

Voor de reactie waarin 2 mol van de brandstof butaan reageert met 13 mol zuurstof om 8 mol koolstofdioxide en 10 mol water te vormen, geldt dus dat $\Delta H = -57,56 \cdot 10^5 \text{ J}$ ($= -5,756 \cdot 10^6 \text{ J}$). Als er gevraagd wordt om de reactiewarmte van een reactie te berekenen, dan is dit het eindantwoord.

Soms wordt gevraagd om de reactiewarmte in joule per mol van een stof te geven; bij een verbrandingsreactie is dat per mol brandstof. In dat geval zou je nog door 2 mol moeten delen, want 2 mol van de brandstof butaan komt voor in de reactievergelijking: $\Delta H = -57,56 \cdot 10^5 \text{ J} / (2 \text{ mol}) = -28,78 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$. Deze waarde komt goed overeen met de waarde van $-28,75 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$ die in Binas 56 gegeven is.

³ In principe hadden de 13 O₂(g) links en rechts van de pijl tegen elkaar kunnen worden weggestreept. De deelreacties sluiten echter veel eenvoudiger op elkaar aan als dit niet gedaan wordt.

Berekenen van reactiewarmten — de formule

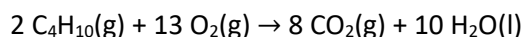
Het berekenen van de reactiewarmte komt uiteindelijk op het volgende neer: voor elk *product* in de reactievergelijking wordt de coëfficiënt vermenigvuldigd met ΔH_{vorm} en voor elke *beginstof* wordt de coëfficiënt vermenigvuldigd met $-\Delta H_{\text{vorm}}$, waarna alle uitkomsten bij elkaar worden opgeteld. In formulevorm kan dit zo worden opgeschreven:

$$\Delta H = \sum_{\text{producten}} n\Delta H_{\text{vorm}} - \sum_{\text{beginstoffen}} n\Delta H_{\text{vorm}}$$

In deze formule is ΔH de reactiewarmte (in J), n is de coëfficiënt (in deze context het aantal mol) van een stof in de reactievergelijking en ΔH_{vorm} de vormingswarmte (Binas 57, in J/mol) van een stof. Het sommatieteken (Σ) betekent dat alle termen $n\Delta H_{\text{vorm}}$ worden gesommeerd (bij elkaar opgeteld). Reactiewarmtes kunnen nu heel beknopt worden berekend.

Voorbeeld: verbranding van butaan

De reactiewarmte van de verbranding van butaangas wordt nogmaals berekend, nu met behulp van bovenstaande formule. Er zijn twee manieren waarop je de berekening op kunt schrijven. Je moet zelf bekijken welke manier het beste bij jou past.



Manier 1

De directe manier die in principe op één regel past. Hierbij moet je erop letten om een stel haakjes om de termen voor de beginstoffen te zetten.

$$\Delta H = 8 \times -3,935 \cdot 10^5 + 10 \times -2,86 \cdot 10^5 - (2 \times -1,26 \cdot 10^5 + 13 \times 0) = -57,56 \cdot 10^5 \text{ J}$$

Manier 2

Deze manier biedt iets meer overzicht en je hoeft niet op haakjes te letten. Je schrijft de reactiewarmte van de vorming van de producten op de bovenste regel, die van de beginstoffen daaronder, en haalt dan de onderste waarde af van de bovenste.

$$\begin{array}{l} \text{producten:} \quad 8 \times -3,935 \cdot 10^5 + 10 \times -2,86 \cdot 10^5 = -60,08 \cdot 10^5 \text{ J} \\ \text{beginstoffen:} \quad 2 \times -1,26 \cdot 10^5 + 13 \times 0 = -2,52 \cdot 10^5 \text{ J} \quad - \\ \hline \Delta H = -57,56 \cdot 10^5 \text{ J} \end{array}$$

Stappenplan bij opgaven over reactiewarmte

Bij een opgave waarin je een reactiewarmte moet berekenen, kan dit stappenplan wat houvast bieden.

1. Stel de kloppende reactievergelijking op als deze nog niet gegeven is
2. Zoek de benodigde vormingswarmten ΔH_{vorm} op in Binas 57 (elementen: $\Delta H_{\text{vorm}} = 0 \text{ J/mol}$)
3. Voer de berekening uit op een van de manieren beschreven in de vorige paragraaf
4. Als de reactiewarmte in joule is gevraagd, dan ben je klaar. Als de reactiewarmte in joule per mol van een stof is gevraagd, dan deel je het antwoord bij stap 3. nog door het aantal mol van die stof in de reactievergelijking.

Extra voorbeeldopgaven

(a) Bereken de reactiewarmte per mol ethyn (C_2H_2) van de reactie waarbij ethyn met zuurstof reageert tot koolstofmono-oxide en waterstof. *Uit: examen scheikunde vwo 2016-I.*

Uitwerking:

- $C_2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 CO(g) + H_2(g)$
- Binas 57: $\Delta H_{\text{vorm}}(C_2H_2(g)) = +2,27 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$, $\Delta H_{\text{vorm}}(CO(g)) = -1,105 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$
- $\Delta H = 2 \times -1,105 \cdot 10^5 + 1 \times 0 - (1 \times 2,27 \cdot 10^5 + 1 \times 0) = -4,48 \cdot 10^5 \text{ J}$
óf

producten:	$2 \times -1,105 \cdot 10^5 + 1 \times 0$	=	$-2,210 \cdot 10^5 \text{ J}$	
beginstoffen:	$1 \times 2,27 \cdot 10^5 + 1 \times 0$	=	$2,27 \cdot 10^5 \text{ J}$	-
		ΔH	=	$-4,48 \cdot 10^5 \text{ J}$
- De reactiewarmte wordt per mol ethyn gevraagd. Omdat in de reactievergelijking de coëfficiënt van ethyn 1 is, is de reactiewarmte $-4,48 \cdot 10^5 \text{ J}/(1 \text{ mol}) = -4,48 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$.

(b) Bereken de reactiewarmte voor deze reactie: $4 H_2O(g) + 2 CO_2(g) \rightarrow 2 CO(g) + 4 H_2(g) + 3 O_2(g)$ en geef aan of de reactie endotherm of exotherm is.

Uitwerking:

- De reactievergelijking is al gegeven in de opgave
- $\Delta H_{\text{vorm}}(H_2O(g)) = -2,42 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$, $\Delta H_{\text{vorm}}(CO_2(g)) = -3,935 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$,
 $\Delta H_{\text{vorm}}(CO(g)) = -1,105 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$
- $\Delta H = 2 \times -1,105 \cdot 10^5 + 4 \times 0 + 3 \times 0 - (4 \times -2,42 \cdot 10^5 + 2 \times -3,935 \cdot 10^5) = +15,34 \cdot 10^5 \text{ J}$
óf

producten:	$2 \times -1,105 \cdot 10^5 + 4 \times 0 + 3 \times 0$	=	$-2,210 \cdot 10^5 \text{ J}$	
beginstoffen:	$4 \times -2,42 \cdot 10^5 + 2 \times -3,935 \cdot 10^5$	=	$-17,55 \cdot 10^5 \text{ J}$	-
		ΔH	=	$+15,34 \cdot 10^5 \text{ J}$
- De reactiewarmte is $+15,34 \cdot 10^5 \text{ J}$. Omdat ΔH positief is, is de reactie endotherm.

(c) Watervrij wit kopersulfaat reageert met waterdamp uit de lucht om het blauwe kopersulfaatpentahydraat te vormen. Bereken de reactiewarmte.

Uitwerking:

- $CuSO_4(s) + 5 H_2O(g) \rightarrow CuSO_4 \cdot 5 H_2O(s)$
- $\Delta H_{\text{vorm}}(CuSO_4(s)) = -7,71 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$, $\Delta H_{\text{vorm}}(H_2O(g)) = -2,42 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$,
 $\Delta H_{\text{vorm}}(CuSO_4 \cdot 5 H_2O(s)) = -22,78 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$
- $\Delta H = 1 \times -22,78 \cdot 10^5 - (1 \times -7,71 \cdot 10^5 + 5 \times -2,42 \cdot 10^5) = -2,97 \cdot 10^5 \text{ J}$
óf

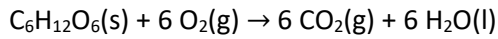
producten:	$1 \times -22,78 \cdot 10^5$	=	$-22,78 \cdot 10^5 \text{ J}$	
beginstoffen:	$1 \times -7,71 \cdot 10^5 + 5 \times -2,42 \cdot 10^5$	=	$-19,81 \cdot 10^5 \text{ J}$	-
		ΔH	=	$-2,97 \cdot 10^5 \text{ J}$
- De reactiewarmte is $-2,97 \cdot 10^5 \text{ J}$.

(d) Bereken de vormingswarmte van glucose. Gebruik gegevens uit Binas 56 en 57.

Uitwerking:

De vormingswarmte van glucose staat niet in Binas 57, maar kan wel via de vormingswarmten van koolstofdioxide en water en de verbrandingswarmte van glucose (Binas 56) berekend worden.

De reactievergelijking⁴ voor de verbranding van glucose is:



Binas 56: de verbrandingswarmte van glucose is $-28,16 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$. In de reactievergelijking komt 1 mol glucose voor, dus $\Delta H = -28,16 \cdot 10^5 \text{ J}$.

Binas 57: $\Delta H_{\text{vorm}}(\text{CO}_2(\text{g})) = -3,935 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$ en $\Delta H_{\text{vorm}}(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -2,86 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$.
 $\Delta H_{\text{vorm}}(\text{glucose}(\text{s}))$ is onbekend en noemen we hier $x \text{ J/mol}$.

$$\begin{array}{rcl} \text{producten:} & 6 \times -3,935 \cdot 10^5 + 6 \times -2,86 \cdot 10^5 & = -40,77 \cdot 10^5 \text{ J} \\ \text{beginstoffen:} & 1 \times x + 6 \times 0 & = \frac{x \text{ J}}{} - \\ \Delta H & = & -28,16 \cdot 10^5 \text{ J} \end{array}$$

We krijgen de vergelijking: $-40,77 \cdot 10^5 - x = -28,16 \cdot 10^5$.

Het oplossen van deze lineaire vergelijking geeft $x = -12,61 \cdot 10^5$ als oplossing.

Antwoord: de vormingswarmte van glucose is $-12,61 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$.

⁴ Zoals bovenaan Binas 56 staat, gelden de gegevens voor de situatie dat water als *vloeistof* bij de verbranding vrijkomt. Vandaar dat $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ in plaats van $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ wordt gebruikt in de reactievergelijking.