

Hoofdstuk 2: Thermochemie	2
1. Inleidende begrippen.....	2
2. Inwendige energie.....	2
3. Enthalpie, reactie-energie	4
4. Toestandsgrootheden	5
5. Standaardvormingsenthalpie.....	6
6. Reactie-enthalpie	6
7. De wet van Hess.....	7
8. Bindingsenthalpie.....	8
9. Entropie – Gibbs vrije energie	10
10. Oefeningen:	12

2014007	LEERPLANDOELSTELLINGEN		LEERINHOUDEN
	De leerlingen kunnen		
SET 6	9	de energieomzettingen bij een chemische reactie in verband brengen met de wet van behoud van energie.	Inwendige energie en enthalpie, enthalpieverandering De wet van behoud van energie Exo- en endo-energetisch
SET 6	10	het begrip reactie-enthalpie omschrijven en verschillende soorten reactie-enthalpie onderscheiden.	Reactie-enthalpie, standaardvormingsenthalpie, neutralisatie-enthalpie, verbrandingsenthalpie Eenheid van enthalpie
C3 SET 8	11	de wet van Hess formuleren en toepassen.	De wet van Hess Stoichiometrische berekeningen gebruik makend van tabellen met standaardvormingsenthalpieën
SET 29-31 W1-5	12	experimenteel een reactie-enthalpie bepalen.	Leerlingenpracticum
SET 6, 16	13	entropie als een maat van wanorde omschrijven.	Entropie Eenheid van entropie
SET 6	14	aangeven dat zowel de enthalpie als de entropie een rol speelt als drijfveer van reacties.	Gibbs vrije energie

Hoofdstuk 2: Thermochemie - driften van een chemische reactie

Thermochemie is de studie van chemische energie en de wetten waaraan ze onderworpen is.

1. Inleidende begrippen

Elk chemisch proces speelt zich af op een bepaalde plaats, dit is 'het systeem', een begrensd gedeelte van het heelal. Alles wat niet tot het systeem behoort, vormt de omgeving. We onderscheiden volgende systemen:

- een open systeem: een systeem dat materie en energie kan uitwisselen met de omgeving;
- een gesloten systeem: een systeem dat enkel energie kan uitwisselen met de omgeving;
- een geïsoleerd systeem: een systeem dat noch energie, noch materie kan uitwisselen met de omgeving.

Een systeem bevindt zich altijd in een welbepaalde toestand: het bevat een welbepaald aantal mol van stoffen, bij een welbepaalde temperatuur, druk en aggregatietoestanden). Deze toestand kan veranderen onder invloed van chemische (het aantal mol) en fysische processen (temperatuur, druk).

2. Inwendige energie

Volgens de eerste hoofdwet van de thermodynamica kan energie noch geschapen noch vernietigd worden (wet van behoud van energie). Energie kan wel worden omgezet van een vorm in een andere. Rekening houdend met het feit dat massa in energie kan worden omgezet, blijft de som van massa en energie in een geïsoleerd systeem constant ($E=mc^2$).

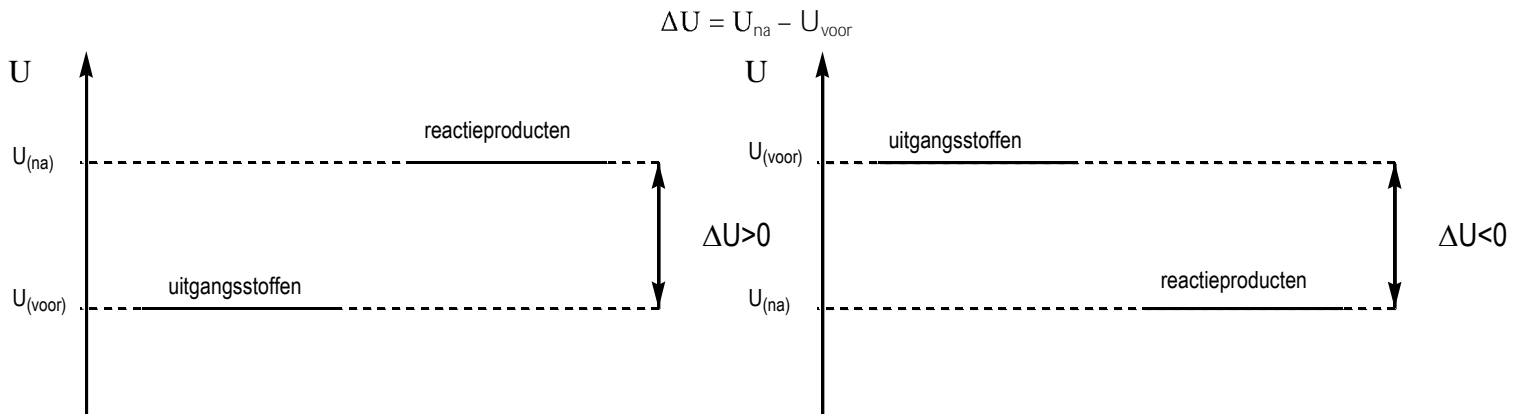
Bij elke chemische reactie wordt energie uitgewisseld. Deze energie moet dus al op voorhand in de materie aanwezig zijn, dit is de inwendige energie (U). De eenheid is Joule.

De inwendige energie is de totale energie aanwezig in een stof, en is aanwezig op verschillende niveaus:

- atomair
 - o kinetische en potentiële energie van elektronen
 - o sterke binding tussen protonen en neutronen
- moleculair
 - o de bindingsenergie (energie nodig om één mol van een chemische binding te verbreken), hangt af van de aard van de binding (enkelvoudige binding is bijvoorbeeld minder sterk dan een meervoudige)
 - o energie van beweging van moleculen: beweging van moleculen verschilt naargelang de aggregatietoestand, we kunnen translatie-(vrije beweging), rotatie- en vibratie-energie als vormen van kinetische energie onderscheiden
- intermoleculair
 - o krachten tussen moleculen: gravitatie-, coulombkrachten, waterstofbruggen, etc...

De som van al deze energieën vormt de energie-inhoud of inwendige energie.

Zowel uitgangsstoffen als reactieproducten hebben een inwendige energie U . De absolute waarde van de inwendige energie is niet gekend. Bij chemische reacties worden nieuwe verbindingen gevormd, wat gepaard kan gaan met energieveranderingen. Het verschil in inwendige energie tussen reactieproducten en reagentia (uitgangsstoffen) is wel meetbaar, dit is de reactie-energie ΔU , uitgedrukt in Joule (J). De verandering van inwendige energie situeert zich hier vooral op moleculair niveau, en is gevolg van het verbreken van bestaande bindingen (wat steeds energie kost) en het vormen van nieuwe bindingen (waarbij energie vrijkomt). Aan de energie van de atomen zelf wordt bij chemische reacties niet geraakt.



Als $\Delta U < 0$ komt energie vrij (meer energie vrij bij vorming nieuwe bindingen dan energie nodig voor verbreken van bestaande verbindingen), de reactie is exo-energetisch, als $\Delta U > 0$ werd energie aan het systeem toegevoegd, de reactie is endo-energetisch. Ingeval $\Delta U = 0$ spreken we van een adiabatisch proces. De energie wordt uitgewisseld met de omgeving.

Deze energie kan op verschillende manieren met de omgeving worden uitgewisseld:

- onder de vorm van elektriciteit;
- onder de vorm van stralingsenergie;
- onder de vorm van warmte tussen het systeem en de omgeving (thermische energie);
- een systeem kan arbeid ontvangen of leveren aan de omgeving (indien arbeid wordt uitgeoefend, wordt de energie opgestapeld als inwendige energie, een gas wordt zo onder druk een vloeistof).

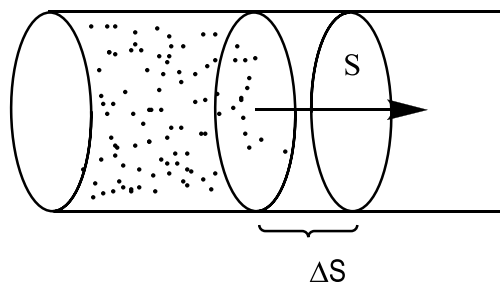
Hier beschouwen we verder enkel reacties waarbij arbeid en/of warmte geleverd/ontvangen wordt.

De verandering van inwendige energie is dus de som van de uitgewisselde warmte (de reactiewarmte) en de arbeid.

$$\Delta U = Q - W \quad (\text{ook wel } \Delta U = \Delta Q - \Delta W)$$

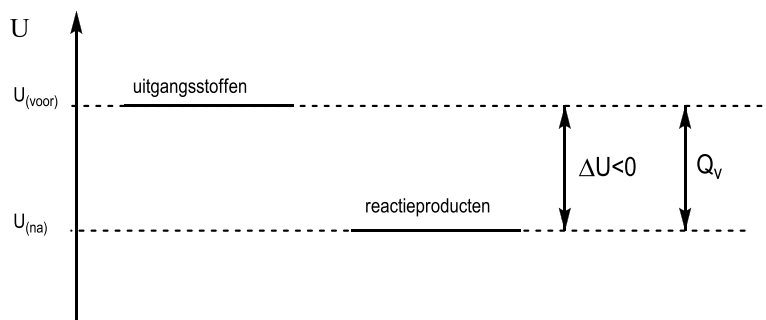
$W = +p\Delta V$ (bij expansie levert het systeem arbeid, en vermindert de energie-inhoud, vandaar het negatieve teken)

$$\begin{aligned} \text{Arbeid} &= \text{kracht} \times \text{verplaatsing} \rightarrow W = F\Delta s \\ \text{Druk} &= \text{kracht/oppervlakte} \rightarrow p = F/S \rightarrow F = pS \\ &\rightarrow W = F\Delta s = pS\Delta s = p\Delta V \end{aligned}$$



Wanneer warmte wordt opgenomen is Q positief, wanneer warmte wordt afgestaan aan de omgeving, is Q negatief.

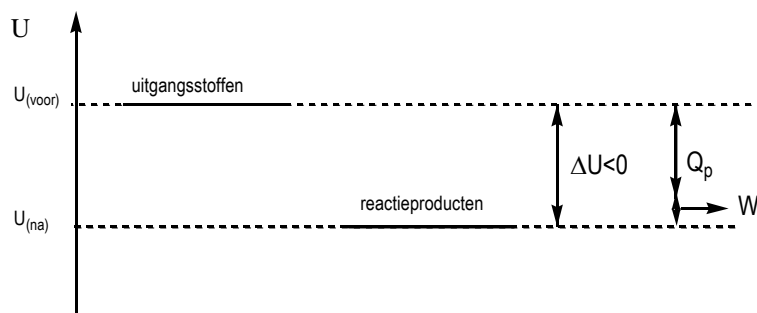
Indien geen volumeveranderingen optreden ($\Delta V = 0$) dan is $p\Delta V = 0$ en $\Delta U = Q_v$. De uitgewisselde warmte is dan gelijk aan de verandering van inwendige energie.



3. Enthalpie, reactie-energie

Indien de druk constant blijft en de enige vorm van arbeid een drukvolume arbeid is, dan geldt volgende vergelijking:

$$\Delta U = Q_p - W = Q_p - p\Delta V$$



Een deel van de reactiewarmte wordt hier 'afgesnoept' om de arbeid te leveren (of ontvangen). De reactiewarmte is hier kleiner dan indien de reactie in een afgesloten vat, zonder volumeverandering, zou optreden. De reactiewarmte bij constante druk is:

$$\Delta H = Q_p = \Delta U + p\Delta V$$

Deze reactiewarmte van een systeem bij constante druk, wordt de enthalpie (H) genoemd.

De enthalpie (H) van een stof wordt dus gedefinieerd als $H = U + pV$, waarbij U de inwendige energie, p de druk en V het volume van het systeem voorstelt.

$$\text{Dit betekent dat } \Delta H = H_{\text{na}} - H_{\text{voor}} \rightarrow \Delta H = \Delta U + p\Delta V$$

Met andere woorden, voor een systeem onder constante druk, is de enthalpieverandering gelijk aan de uitgewisselde warmte (reactiewarmte). De enthalpie is gelijk aan het verschil in inwendige energie, gecorrigeerd voor geleverde of ontvangen arbeid. Omdat de meeste reacties bij een constante druk worden uitgevoerd, worden reactie-enthalpie en reactiewarmte als synoniemen gebruikt.

Wanneer de reactieproducten een lagere enthalpie hebben dan de reagentia, is ΔH negatief en komt er warmte vrij: de reactie is exotherm. Indien de reactieproducten een hogere enthalpie bezitten, dan slorpt het systeem warmte op, ΔH is positief, de reactie is endotherm. Indien $\Delta H = 0$ dan spreekt men van een thermoneutraal proces.

Indien de druk constant blijft, dan is de uitgewisselde warmte gelijk aan de verandering van inwendige energie, gecorrigeerd voor geleverde of ontvangen arbeid:

$$\Delta U + p\Delta V = Q_p = \Delta H$$

Deze gecorrigeerde verandering van inwendige energie noemen we de (reactie)enthalpie. De (reactie)enthalpie is gelijk aan de uitgewisselde warmte (reactiewarmte), maar de reactiewarmte is dus niet steeds gelijk aan de reactie-energie! Bij het leveren van arbeid door het systeem, wordt arbeid verricht. Hiervoor is energie nodig, die 'afgesnoept' wordt van de reactiewarmte.

ΔH is de enthalpieverandering tijdens een chemische reactie, het is de reactiewarmte die optreedt bij een constante druk. De eenheid van H is, net als de eenheid van U, Joule.

Of nog anders, de reactiewarmte is gelijk aan de reactie-energie indien geen volumeveranderingen optreden. Indien volumeveranderingen optreden, is de reactie-enthalpie gelijk aan de reactiewarmte.

Merk op: bij constante druk en temperatuur kan ΔV enkel een gevolg zijn van een toename in aantal mol van een gas.

$$p\Delta V = \Delta nRT \rightarrow \Delta U + \Delta nRT = Q_p = \Delta H$$

4. Toestandsgrootheden

Wanneer een systeem van toestand a naar toestand b ten gevolge van één of meerdere fysische of chemische processen, dan kan de toestandsvierandering meestal langs een of meerdere wegen verlopen. De verandering van inwendige energie, zal steeds dezelfde zijn, welke weg ook gekozen wordt. Indien dit niet het geval is, zou men steeds energie kunnen bijmaken door langs een weg van toestand a naar b te gaan, en langs een andere weg terug te keren. Dit is tegen de wet van behoud van energie. Het verschil in inwendige energie tussen twee toestand a en b is steeds dezelfde, welke weg men ook volgt om van de ene toestand naar de andere te gaan.

$$\Delta U = U_{\text{na}} - U_{\text{voor}}$$

Men stelt daarom dat de inwendige energie een toestandsgrootheid of toestandsfunctie is.

Ook de enthalpie is een toestandsgrootheid: $\Delta H = H_{\text{na}} - H_{\text{voor}}$. De enthalpieverandering is steeds gelijk aan het verschil in de enthalpie-inhoud van de twee toestanden, onafhankelijk van de gevolgde weg.

5. Standaardvormingsenthalpie

De enthalpie is een toestandsgrrootheid en hangt dus af van alle factoren die deze toestand bepalen: hoeveelheid stof, temperatuur, druk, aggregatietoestand. Als we de enthalpie-inhoud of –veranderingen willen bestuderen, moeten we deze factoren in rekening brengen. De factor 'hoeveelheid stof', kunnen we uitschakelen door de enthalpieverandering of inhoud steeds voor 1 mol van een stof weer te geven. De aggregatietoestand wordt altijd weergegeven door ze als index tussen haakjes weer te geven (g, vl, v). De enthalpie is ook afhankelijk van druk en temperatuur. Om waarden met elkaar te vergelijken, werden standaardvoorwaarden vastgelegd:

- standaarddruk $p = 1013\text{hPa} = 1\text{atm}$
- standaardconcentratie $T = 25^\circ\text{C} = 298^\circ\text{K}$

Een enthalpieverandering gemeten onder standaardvoorwaarden noemen we een **standaardenthalpieverandering ΔH°** .

Een tweede probleem dat zich stelt, is dat we de absolute enthalpie-inhoud van een stof niet kunnen bepalen. Vermits enkel de enthalpieveranderingen van belang zijn, werd bij conventie de enthalpie-inhoud van elementen in hun enkelvoudige stof bij standaarddruk, -temperatuur en –concentratie gelijkgesteld aan 0.

De **standaardvormingsenthalpie ΔH_f°** is de reactie-enthalpie (enthalpieverandering) die optreedt bij de vorming van één mol van een verbinding uit enkelvoudige stoffen onder standaardvoorwaarden. Ze wordt uitgedrukt in kJ/mol.

De standaardvormingsenthalpie van enkelvoudige stoffen is steeds gelijk aan 0!

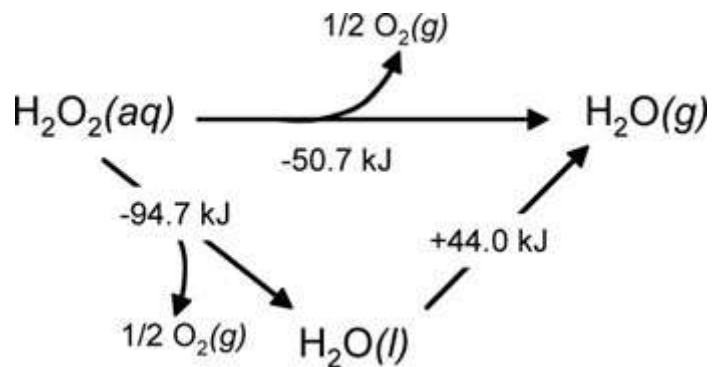
6. Reactie-enthalpie

De reactie-enthalpie ΔH krijgt vaak een specifieke naam naargelang het type van reactie:

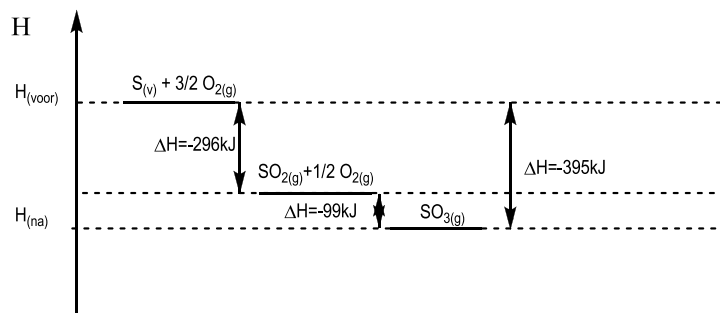
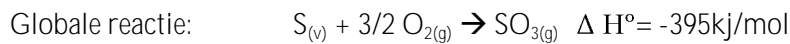
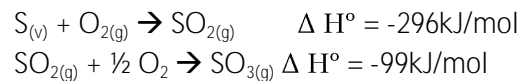
- verbrandingsenthalpie: de enthalpieverandering die optreedt bij de verbranding van één mol van de stof;
- sublimatie enthalpie: de enthalpieverandering die optreedt bij sublimatie van één mol van de stof;
- dissociatie-enthalpie: de enthalpieverandering die optreedt bij dissociatie van één mol van een zout;
- bindingsenthalpie: de enthalpie nodig voor het breken van 1 mol van een binding;
- roosterenthalpie: enthalpieverandering die optreedt wanneer 1 mol gasvormige ionen zich in een rooster rangschikken;
- neutralisatie-enthalpie: de warmte die vrijkomt bij de reactie van één mol hydroxide-ionen en één mol oxoniumionen;
- vormingsenthalpie: de enthalpieverandering die optreedt bij de vorming van één mol van een stof, vertrekkend van enkelvoudige stoffen;
- ionisatie-enthalpie: zie vorig jaar;
- elektronenaffiniteit: zie vorig jaar.

7. De wet van Hess

Als een reactie geschreven kan worden als de som van twee of meerdere deelreacties, dan is de reactie-enthalpie gelijk aan de som van de reactie-enthalpieën van de deelreacties. Dit is een gevolg van de wet van behoud van energie, de enthalpieverandering is immers onafhankelijk van de gevolgde weg. Het maakt niet uit of we in één of meerdere stappen van de begintoestand naar de eindtoestand gaan, de enthalpieverandering blijft dezelfde.



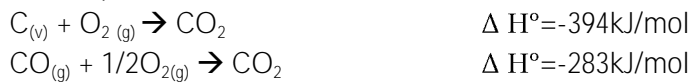
Vb.



Deze eigenschap laat toe om reactie-enthalpiën te berekenen die niet bepaald kunnen worden/niet gekend zijn.



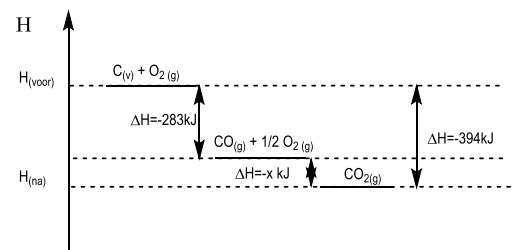
Men kan wél bepalen dat



Uit deze twee stappen kan men de gevraagde ΔH° berekenen, immers

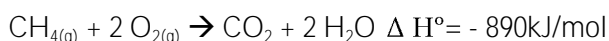


$$\Delta H^\circ_3 = \Delta H^\circ_2 + \Delta H^\circ_1 \rightarrow \Delta H^\circ_1 = -111 \text{ kJ/mol}$$



Gegeven:

De verbrandingsenthalpie van $\text{CH}_{4(g)}$

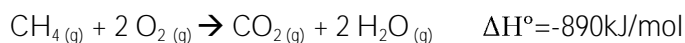


En $\Delta H^\circ_f \text{CO}_{2(g)} = -394 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}_{(vl)} = -286 \text{ kJ/mol}$

Gevraagd: bepaalde $\Delta H^\circ_f \text{CH}_{4(g)}$

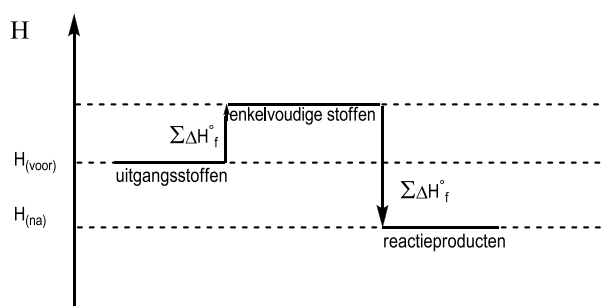
We maken hiervoor gebruik van de vormingsenthalpieën. We proberen de globale reactie te bekomen door een som te nemen van de 'vormingsreacties'. Soms moeten we vermenigvuldigen met een bepaalde factor en/of reacties omkeren.



$$X = 166 \text{ kJ/mol (76?)}$$

Uit deze oefening volgt

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ_f (\text{reactieproducten}) - \sum \Delta H^\circ_f (\text{reagentia})$$



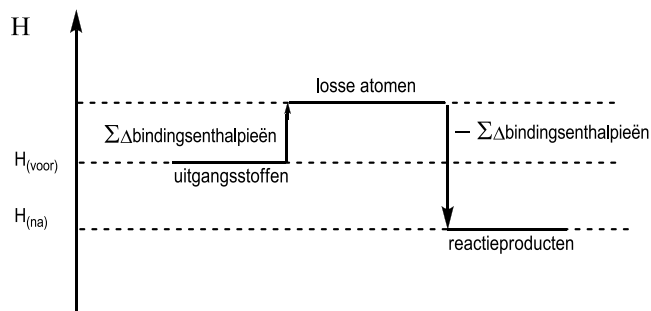
Dit volgt ook uit de wet van Hess. *De standaardreactie-enthalpie is gelijk aan de som van de standaardvormingsenthalpieën van de reactieproducten min de som van de standaardvormingsenthalpieën van de uitgangsstoffen.*

8. Bindingsenthalpie

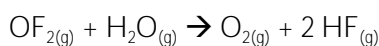
De bindingsenthalpie is de enthalpie nodig voor het breken van één mol van een binding (in gasfase) tussen twee atomen. De bindingsenthalpie is een maat voor de sterkte (en stabiliteit) van de binding. De bindingsenthalpie van een gegeven binding (vb. C-H) is niet in alle moleculen dezelfde, daar ze

beïnvloed kan worden door naburige bindingen. Daarom spreekt men van een ‘gemiddelde bindingsenergie’. De bindingsenthalpie is altijd positief ($\Delta H=+$) want het verbreken van bindingen kost steeds energie. Bij het vormen van een binding komt energie vrij.

De reactie-enthalpie kan soms berekend worden uit de bindingsenthalpieën, als bijvoorbeeld niet alle vormingsenthalpieën gekend zijn. Voor elke mol bindingen die gevormd worden, daalt de enthalpie van het systeem met een bedrag gelijk aan de bindingsenthalpie, voor elke mol bindingen die gebroken wordt, verhoogt de enthalpie van het systeem.



Vb. bereken ΔH° voor volgende reactie:



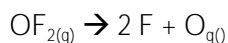
Uit de bindingsenthalpieën

$$\text{O-F} : 184 \text{ kJ/mol}$$

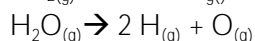
$$\text{O-H} : 464 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{O=O} : 498 \text{ kJ/mol}$$

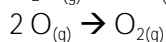
$$\text{H-F} : 565 \text{ kJ/mol}$$



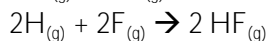
$$\Delta H^\circ = 2 \times 184 \text{ kJ/mol}$$



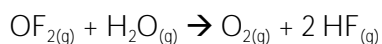
$$\Delta H^\circ = 2 \times 464 \text{ kJ/mol}$$



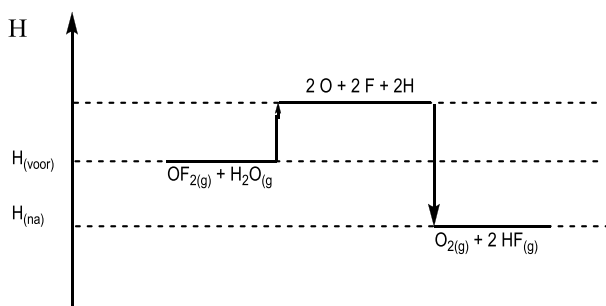
$$\Delta H^\circ = -498 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^\circ = 2 \times -565 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H^\circ = -332 \text{ kJ}$$



9. Entropie – Gips vrije energie

Tot op heden hebben we steeds aangenomen dat exotherme reacties spontaan verlopen, terwijl endotherme reacties niet spontaan verlopen. Nochtans bestaan er heel wat endotherme reacties, die wel spontaan verlopen, denk bijvoorbeeld aan de verdamping van water, oplossen van NH_4Cl in water, expansie van gassen (een koelkast werkt quasi volledig gebruik makend hiervan), enz...

Het streven naar een minimale energie-inhoud is dus niet de enige drijfkracht van een chemische reactie. Wanneer we de beweging van moleculen in de verschillende aggregatietoestanden beschouwen:

- vast: moleculen bewegen niet meer vrij
- vloeistof: moleculen bewegen in beperkte mate
- gas: moleculen kunnen vrij bewegen

Wanneer endergonische (endotherme) reacties spontaan verlopen, zien we dat de bewegingsvrijheid van de moleculen, de wanorde van het systeem, toeneemt.

Wanneer bij een reactie een enthalpieverandering optreedt, dan kan slechts een gedeelte van deze verandering worden aangewend om arbeid te verrichten, de rest is niet beschikbaar voor het verrichten van arbeid, en kan enkel als warmte vrijkomen:

$$\Delta H = \Delta H_{a,m} + T \Delta S$$

$\Delta H_{a,m}$: deel van de enthalpie dat gebruikt kan worden voor arbeid, de maximum beschikbare arbeid die aan de omgeving kan worden geleverd.

ΔS : het deel van de enthalpie dat niet beschikbaar is voor arbeid, maar noodzakelijk is voor het scheppen van wanorde, dit komt vrij als warmte. De factor T (temperatuur) wijst erop dat de entropie S afhankelijk is van de temperatuur: hoe hoger de temperatuur, hoe meer energie niet gebruikt kan worden om arbeid te leveren.

De entropie is een maat voor dat gedeelte van de energie die niet omgezet kan worden in arbeid, maar gebruikt wordt voor het scheppen van wanorde.

De maximale arbeid die een systeem aan de omgeving kan leveren is gelijk aan:

$$\Delta H_{a,m} = \Delta H - T \Delta S$$

Wanneer $\Delta H_{a,m} < 0$ dan kan het systeem arbeid leveren. Deze hoeveelheid aan energie kan gebruikt worden voor allerlei reacties in biologische systemen. Deze maximale arbeid wordt de Gibbs vrije energie genoemd (ΔG). Het is dat gedeelte van de enthalpieverandering dat benut kan worden om arbeid te verrichten¹.

$$\Delta G = \Delta H_{a,m} = \Delta H - T \Delta S$$

Een proces verloopt spontaan als het in staat is arbeid te leveren aan de omgeving of als

$$\Delta G = \Delta W = \Delta H - T \Delta S < 0$$

¹ Merk dus op dat een energieverandering nooit volledig als arbeid kan vrijkomen.

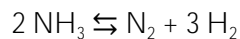
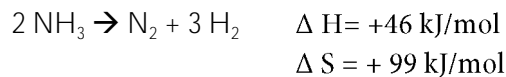
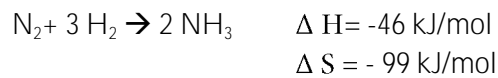
Er zijn dus twee drijfveren voor een chemische reactie:

- het streven naar een minimale enthalpie (H)
- het streven naar een maximale entropie (S)

Beide termen (ΔH en ΔS) kunnen zowel positief als negatief zijn. Beide termen zijn gunstig als ze ΔG negatief maken. De factoren enthalpie en entropie kunnen samenwerken of elkaar tegenwerken.

- beide factoren zijn gunstig, nl. ΔH negatief en ΔS positief
→ de reactie verloopt spontaan en exotherm, $\Delta G < 0$: exergonisch proces
- beide factoren zijn ongunstig, nl. ΔH positief en ΔS negatief
→ de reactie verloopt nooit spontaan, $\Delta G > 0$: endergonisch proces
- beide factoren werken elkaar tegen, nl. ΔH en ΔS positief (verhogen enthalpie, verhogen entropie) of ΔH en ΔS negatief (verlagen enthalpie, verlagen entropie)
→ de reactie gaat maar gedeeltelijk op, het is een evenwichtsreactie, of de reactie is spontaan bij hoge (indien ΔH en ΔS positief) of lage (ΔH en ΔS negatief) temperaturen.

vb.



Oefeningen:

- Bij de reactie van 100ml van een zwavelzuuroplossing met 100ml van een natriumhydroxide-oplossing met dezelfde formaliteit, komt 5.00 kJ vrij. Bereken de formaliteit van beide oplossingen. De neutralisatiewarmte bedraagt: -56.7kJ/mol (0.868F)
- Hoeveel kJ komt vrij wanneer bij 25°C en 1025mbar 10.0l zuurstofgas ontstaat uit uit kaliumchloraat? (12.1 kJ)
 Vormingswarmte van $\text{KClO}_3(\text{s}) = -391 \text{ kJ/mol}$
 Vormingswarmte van $\text{KCl}(\text{s}) = -435 \text{ kJ/mol}$
- Bereken de vormingswarmte van koolstofdисульфide als bij volledige verbranding van 4.00g koolstofdисульфide 46.2 kJ vrijkomt en de vormingswarmten van zwaveldioxide en koolstofdioxide respectievelijk -297 kJ/mol en -394 kJ/mol bedragen (-110kJ/mol)
- Bereken de bindingsenergie van de waterstof-chloor binding in waterstofchloride uit de volgende gegevens:

$4 \text{ HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{ Cl}_2$	$\Delta H = -115 \text{ kJ}$	
vormingswarmte van	$\text{H}_2\text{O}(\text{g}):$	-242 kJ/mol
bindingsenergie	H-H :	-436 kJ/mol
	Cl-Cl :	-242 kJ/mol
		(-431kJ/mol)
- Met de warmte vrijkomend bij de verbranding van 1.25g cokes kan men 1 liter water van 20.0°C tot 28.0°C in temperatuur laten stijgen. Bereken het % koolstof in de cokes, in de veronderstelling dat de onzuiverheden niet brandbaar zijn.
 Vormingswarmte van $\text{CO}_2(\text{g}): -394 \text{ kJ/mol}$
 soortelijke warmtecapaciteit water: 4.19 J/kg.K (81.6%)
- Bereken

 - de reactiewarmte van de reactie $2 \text{ NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ NO}_2$;
 - de bindingsenergie van de stikstof-zuurstof-binding in stikstofmonoxide
 - met welke verandering in inwendige energie van de stoffen in de opgegeven reactie gepaard gaat, bij 25°C en normale luchtdruk

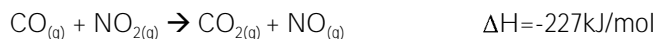
Vormingswarmten van	NO (g):	+90.4 kJ/mol
	NO ₂ (g):	+33.2 kJ/mol
bindingsenergie van	N ₂ :	-945kJ/mol
	O ₂ :	-498 kJ/mol
		(a) -114kJ; b) -631 kJ/mol; c) -112 kJ)
- Bereken de reactieënthalpie van volgende reactie:

$$4 \text{ NH}_3(\text{g}) + 5 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{ NO}(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$$

Vormingswarmten van	NH ₃ (g) :	-46.0 kJ/mol
	NO (g) :	+90.4 kJ/mol
	H ₂ O (g):	-242 kJ/mol
		(-906kJ)
- Bereken de verbrandingswarmte van etheen $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$. De verbrandingsproducten zijn $\text{CO}_2(\text{g})$ en $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Vormingswarmten van	C ₂ H ₄ (g) :	+52.3 kJ/mol
	CO ₂ (g) :	-364 kJ/mol
	H ₂ O (g):	-242 kJ/mol
Verdampingswarmte van water bij 25°C :		+44kJ/mol

9. Volgende reactie gaat op in een systeem bij constante druk en constante temperatuur:

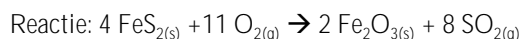


Levert of ontvangt dit systeem arbeid tijdens dit proces ?

Hoeveel bedraagt de verandering van inwendige energie van dit systeem ?

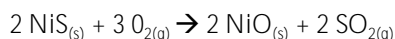
Produceert dit systeem warmte of slorpt het warmte op ? Wat moeten we doen om de temperatuur constant te houden ?

10. Bereken de reactie-enthalpie voor de roosting van pyriet (FeS_2)



De standaardvormingsenthalpieën van FeS_2 , Fe_2O_3 en SO_2 zijn respectievelijk -149 kJ/mol , -831 kJ/mol en -293 kJ/mol .

11. De reactie-enthalpie ΔH° voor de reactie



is gelijk aan -936 kJ . De standaardvormingsenthalpie van $\text{SO}_{2(g)}$ is -293 kJ/mol en die van $\text{NiS}_{(s)}$ is -73 kJ/mol . Wat is de standaardvormingsenthalpie van $\text{NiO}_{(s)}$?

12. Bereken de standaardbindingsenthalpie van de H-Cl binding uit de volgende gegevens:

$$\Delta H_f^\circ (\text{HCl}) = -92 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{bindingsenthalpie H-H} \quad \Delta H^\circ = 436 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{bindingsenthalpie Cl-Cl} \quad \Delta H^\circ = 243 \text{ kJ/mol}$$

13. De standaardvormingsenthalpieën van $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$ en $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ zijn respectievelijk -1670 en -830 kJ/mol . Bereken hieruit de reactie-enthalpie voor de bereiding van 1 mol ijzer uit aluminiumpoeder en ijzer(III)oxide. Hoeveel joule zijn op deze manier betrokken bij de productie van 1 kg ijzer ?

14. Hoeveel energie komt er vrij bij de verbranding van 12,70g Cu ? De standaardvormingsenthalpie van CuO = -155 kJ/mol .

15. De standaardvormingsenthalpie van $\text{Cl}_2\text{O}_{(g)}$ is 76 kJ/mol . Bereken de bindingsenthalpie van de Cl-O binding in Cl_2O .

Andere gegevens: de bindingsenthalpie van een Cl-Cl binding bedraagt 243 kJ/mol , de bindingsenthalpie van de O=O binding bedraagt 496 kJ/mol .

16. Gegeven: $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{ NO}_{(g)} \quad \Delta H^\circ = 181 \text{ kJ}$

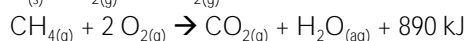
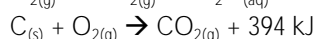
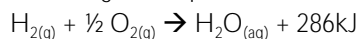
Bereken de hoeveelheid warmte, nodig om 25L N_2 om te zetten in NO bij standaardvoorwaarden.

17. De warmte die vrijkomt bij de verbranding van acetyleen (ethyn), bij 25°C , is 1300 kJ/mol . Bepaal hieruit de standaardvormingsenthalpie van etheen.

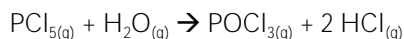
$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393,7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

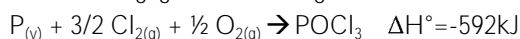
18. Bereken de vormingsenthalpie van methaan uit de volgende thermochemische reactievergelijkingen:



19. Bereken de reactie-enthalpie van



Gebruik de gegevens van volgende reacties:



20. Bereken de reactie-enthalpie bij de verbranding van aardgas (CH_4). De dichtheid van aardgas bedraagt 0,714g/L. Bereken de vrijgestelde warmte bij de verbranding van 1m³ aardgas.

21. Bereken hoeveel energie er nodig is om bij de ontleding van calciumcarbonaat in calciumoxide en koolstofdioxide één liter gas (bij normale omstandigheden) te ontwikkelen.

22. Welke energie-vormen veranderen wanneer men water

- onderwerpt aan een elektrolyse;
- verwarmt van 280K tot 320K.

23. Bepaal de reactiewarmte bij de vorming van ammoniumchloride uit ammoniakgas en waterstofchloride.

24. Hoeveel energie komt vrij bij de verbranding van 12,6g Cu ?

25. Hoeveel warmte komt vrij als men door verbranding van koolstof 112 L koolstofdioxide bekomt (herleid tot n.o.) ?

26. Bereken de reactiewarmte voor de ontbinding van calciumcarbonaat in calciumoxide en koolstofdioxide.

27. Bereken de reactie warmte van $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow 2 \text{NaHCO}_3$

28. Hoeveel kJ zijn er nodig om 1kg CaC_2 te bereiden uit calciumoxide en koolstof ?

29. Bij de omzetting van een hoeveelheid ammoniakgas in salpeterzuur komen 1726 kJ vrij. Hoeveel liter ammoniakgas (onder n.o.) werden dan omgezet ?

30. Welke reactiewarmten stellen vormingswarmten voor in de volgende vergelijkingen:

