Warmte

Wanneer een systeem warmte opneemt uit een ander systeem op hogere temperatuur, kan deze instromende warmte zorgen voor een temperatuursverhoging van het systeem met behoud van de aggregatietoestand, of voor een verandering van aggregatietoestand.

0.1 Warmteuitwisseling bij een temperatuursverandering

Wanneer een systeem warmte opneemt en daarbij niet van aggregatietoestand verandert, zal de warmte-opname aanleiding geven tot een temperatuursstijging van het systeem. Als Q de opgenomen warmte is en ΔT de resulterende temperatuursstijging, dan is

$$Q = C \cdot \Delta T.$$

Deze vergelijking kan ook worden gebruikt bij het geval van warmte-afgave van het systeem aan een ander systeem op lagere temperatuur. In dat geval rekenen we Q negatief, en volgt hieruit dat de temperatuur van het systeem afneemt.

Hierin is C is de **warmtecapaciteit** van het systeem: deze geeft de warmte weer die opgenomen of afgegeven wordt door het systeem per eenheid van temperatuurverandering. De S.I.-eenheid van warmtecapaciteit is J/K. Om bijvoorbeeld de temperatuur van een systeem met warmteacapaciteit van 150 J/K te laten toenemen met 1 K is 150 J nodig.

De warmtecapaciteit van een systeem hangt af van het soort materiaal en de massa van (eventueel de verschillende onderdelen van) het systeem. Hoe groter de hoeveelheid materie, hoe meer warmte moet onttrokken of toegevoegd worden om een bepaalde temperatuursverandering ΔT te realiseren. De hoeveelheid stof wordt bepaald door de massa m of door het aantal mol n te specifiëren.

Voor een systeem dat bestaat uit één soort stof kunnen we de warmtecapaciteit C schrijven als

$$C = m \cdot c$$

waarbij c de **soortelijke warmte** van het materiaal is, met S.I.-eenheid $\frac{J}{kg \cdot K}$ en m de massa van het systeem; of als

$$C = n \cdot C_m$$

waarbij C_m de **molaire warmtecapaciteit** van het materiaal is, met S.I.-eenheid $\frac{J}{mol \cdot K}$, en n de molhoeveelheid van het systeem.

> **Opmerking 1.** Omdat $\Delta T = \Delta\theta$ kan je ook schrijven dat $Q = C \cdot \Delta\theta$ en kan de soortelijke warmte c ook uitgedrukt worden in $\frac{J}{kg \cdot °C}$ en de molaire warmtecapaciteit ook in $\frac{J}{mol \cdot °C}$.

Als we twee voorwerpen A en B die een verschillende temperatuur hebben, in thermisch contact met elkaar brengen, zodat ze warmte kunnen uitwisselen, dan veronderstellen we dat het geheel géén warmte met de omgeving uitwisselt. De warmte die door het systeem A met de hoge temeperatuur wordt afgegeven, wordt volledig door het systeem B met de lage temperatuur opgenomen, zonder verlies. Dit principe noemen we ook wel de **warmtebalans** :

$$Q_{afgegeven,A} = -Q_{opgenomen,B}$$

> **Opmerking 2.** Let op het minteken, dat nodig is omdat we de opgenomen warmte positief definiëren, en de afgegeven warmte negatief.

> **Voorbeeld 1.** Beschouw een bad dat gevuld is met 90 ℓ water dat een temperatuur heeft van 20 °C. Hoeveel liter water van 80 °C moet ik toevoegen om een eindtemperatuur te realiseren van $\theta_e = 38\ °C$ ($C_{\text{bad}} = 30\frac{kJ}{°C}$; $C_{water} = 4186\frac{J}{kg \cdot °C}$)?

CC BY-NC-SA 4.0

Uitwerking: We maken gebruik van de warmtebalans en het feit dat het toevoegen van warm water de temperatuur van het water in het bad zal doen stijgen:

$$\begin{aligned}
Q_{\text{opgenomen}} + Q_{\text{afgegeven}} &= 0 \\
C_{\text{bad}} \cdot (\theta_e - \theta_i) + C_{\text{water}} \cdot m \cdot (\theta_e - \theta_i) + C_{\text{water}} \cdot m_{\text{toegevoegd}} \cdot (\theta_e - \theta_{\text{toegevoegd},i}) &= 0 \\
C_{\text{bad}} \cdot (\theta_e - \theta_i) + C_{\text{water}} \cdot \rho_{\text{water}} \cdot V_{\text{bad}} \cdot (\theta_e - \theta_i) + C_{\text{water}} \cdot \rho_{\text{water}} \cdot V_{\text{toegevoegd}} \cdot (\theta_e - \theta_{\text{toegevoegd},i}) &= 0 \\
\frac{\left[C_{\text{bad}} + C_{\text{water}} \cdot \rho_{\text{water}} \cdot V_{\text{bad}}\right] \cdot (\theta_e - \theta_i)}{-C_{\text{water}} \cdot \rho_{\text{water}} \cdot (\theta_e - \theta_{\text{toegevoegd},i})} &= V_{\text{toegevoegd}} \\
\frac{\left[30 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{^\circ\text{C}} + 4186 \frac{\text{J}}{\text{kg}\cdot^\circ\text{C}} \cdot 1000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot 90 \cdot 10^{-3} m^3\right] \cdot (38^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C})}{-4186 \frac{\text{J}}{\text{kg}\cdot^\circ\text{C}} \cdot 1000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot (38^\circ\text{C} - 80^\circ\text{C})} &= V_{\text{toegevoegd}} \\
0,0416\ \text{m}^3 &= V_{\text{toegevoegd}}
\end{aligned}$$

Er moet dus $41,6$ liter warm water aan het bad toegevoegd worden.

0.2 Warmteuitwisseling bij een verandering van aggregatietoestand

Bij de bespreking van de mogelijke aggregatietoestanden van een materiaal maakt men vaak een onderscheid tussen vast, vloeibaar en gas. Bij de overgang van de ene aggregatietoestand naar de andere wordt de uitgewisselde warmte gebruikt om deze toestandsverandering te realiseren. **De temperatuur blijft hierbij constant.**

Bekijken we eerst de overgang van de vloeibare naar de gasfase, **verdamping** genoemd. De warmte L_V nodig om vloeistofmoleculen naar de gasfase te brengen is evenredig met de massa vloeistof m die verdampt en hangt af van het soort vloeistof die verdampt. Deze warmte noemen we de verdampingswarmte:

$$L_V = \ell_v \cdot m.$$

Hierin is ℓ_v de soortelijke verdampingswarmte van de stof, die uitgedrukt wordt in $\frac{J}{kg}$.

Het omgekeerde proces van de damp- naar de vloeibare fase wordt **condensatie** genoemd. Bij het omzetten van damp naar vloeistof geeft het systeem warmte af aan de omgeving.

De overgangen tussen de vaste - naar de vloeibare fase (**smelt- en stolproces**) gebeuren op gelijkaardige manier. Bij een gegeven druk zal de opgenomen warmte leiden tot een temperatuurstijging van de vaste stof totdat de smelttemperatuur is bereikt. Dan begint de vaste stof te smelten en bestaan de vloeibare - en vaste fase samen. Het verder toevoegen van warmte dient enkel om de toestandsverandering te realiseren en niet om de temperatuur te veranderen. Wanneer de vaste stof volledig gesmolten is, zal extra toegevoegde warmte de temperatuur van de vloeistof doen stijgen.

De smeltwarmte L_s die nodig is om een vaste stof te smelten is evenredig met de massa m van deze vaste stof en van de soortelijke smeltwarmte ℓ_s van het materiaal. Er geldt dan dat:

$$L_s = \ell_s \cdot m.$$

Bij stollen geeft het systeem warmte af aan de omgeving.

De laatste overgang is deze van de vaste - naar de gasfase (**sublimatie** genaamd) of omgekeerd. Bij een gegeven druk gebeuren deze overgangen bij een bepaalde temperatuur, de sublimatietemperatuur. L_{subl} is de sublimatiewarmte om een vaste stof met massa m te sublimeren en wordt mee bepaald door de soortelijke sublimatiewarmte ℓ_{subl}:

$$L_{subl} = \ell_{subl} \cdot m.$$

0.3 Fasediagram van een stof

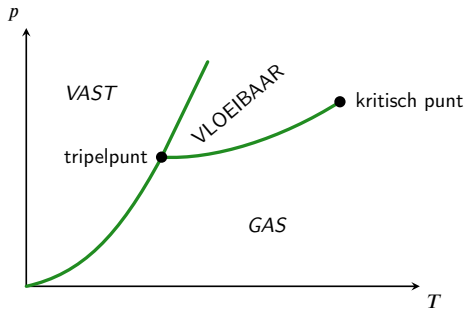
Als we werken met een stof bij constant volume V, kunnen we een (p,T)-diagramma opstellen waarin we de verschillende gebieden onderscheiden die met een bepaalde aggregatietoestand overeenstemmen : gasvormig, vloeibaar, vast. We noemen dit (p,T)-diagramma dan een **fasediagram**.

CC BY-NC-SA 4.0

Bij de grenslijnen tussen deze gebieden kunnen fase-overgangen optreden als het systeem warmte opneemt of afgeeft. We noemen deze lijnen de smeltlijn, kooklijn, en sublimatielijn.

Als we deze grenslijnen in figuur **??** bekijken, zien we dat, bij constant volume, bijvoorbeeld de smelttemperatuur afhangt van de druk : de smelttemperatuur verhoogt bij hogere drukken.

Bovendien zien we dat de drie grenslijnen snijden in één punt. We noemen dit punt het **tripelpunt** van die stof. In dit punt zijn de drie aggregatietoestanten van de stof alledrie in thermisch evenwicht: ze kunnen er dus samen bestaan.



Figuur 1 – fasediagram met smeltlijn, dampspanningslijn en sublimatielijn voor een stof verschillend van water.

CC BY-NC-SA 4.0