

Van damp tot dauw: het werk van Van der Waals

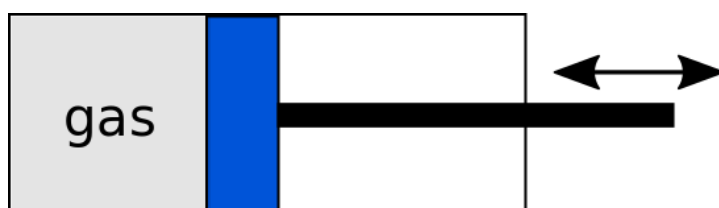
Volgende week, op 23 november, is de geboortedag van de Nederlandse fysicus Johannes Diderik van der Waals. Van der Waals is waarschijnlijk het meest bekend geworden door de naar hem vernoemde kracht, die er bijvoorbeeld voor zorgt dat een gekko een muur op kan lopen. In dit artikel zullen we het hebben over ander werk van de Nederlander: dat waarvoor hij in 1910 de Nobelprijs ontving.

In 1873 formuleerde Van der Waals een theorie die een kwantitatieve verklaring van de overgang tussen gassen en vloeistoffen geeft. We zullen zien dat deze theorie niet alleen fascinerend goed werkt, maar ook sterk bewijs levert voor het bestaan van moleculen, iets waar destijds nog door velen aan getwijfeld werd.



Afbeelding 1. Johannes Diderik van der Waals (1837-1923).Foto: [Smithsonian Libraries](#).

Een vloeistof kan door verdamping overgaan in een gas, en ook weer teruggaan in een vloeistofoestand door condensatie. Verdamping en condensatie kunnen op verschillende manieren plaatsvinden. Het eenvoudigst is dit te bewerkstelligen door het variëren van de temperatuur, maar ook door bijvoorbeeld het volume te veranderen kan er verdamping of condensatie optreden. Dit kun je bijvoorbeeld doen met een zuiger, zoals afgebeeld in afbeelding 2.



Afbeelding 2. Gas in een cilinder met zuiger Door de zuiger te bewegen kun je het volume van het gas veranderen.

Voordat we de bijdrage van Van der Waals kunnen begrijpen, moeten we eerst weten wat hij precies probeerde te modelleren. Daarvoor bekijken we de vloeistof-gasovergang waarbij we het volume van een stof veranderen en de temperatuur onveranderd laten. Laten we beginnen met een gas in een groot volume. Verkleinen we nu het volume, maar laten we de temperatuur hetzelfde, dan zal de *druk* van het gas toenemen. Bij een bepaald volume, V_c , zal de druk zodanig zijn dat het energetisch voordelig is voor de moleculen om zich dichter aan elkaar te binden.

Deze binding is niet zodanig dat de moleculen niet meer kunnen bewegen, want daarvoor is een veel hogere druk nodig. De binding is wél zo dat de moleculen niet meer zo veel kunnen bewegen als bij een gas. Kortom: op het moment dat het volume V_c is bereikt, zullen er zich in het gas gebiedjes met *vloeistof* vormen, die bestaan uit dezelfde moleculen als het gas. Maak je het volume nu nog kleiner, dan zullen deze gebiedjes met vloeistof in grootte toenemen en uiteindelijk zal al het gas omgezet zijn in vloeistof.

Het bijzondere aan dit proces is dat de druk van het mengsel van vloeistof en gas niet verandert, maar constant blijft – zelfs tijdens het veranderen van het volume. Deze constante druk wordt de *dampdruk* genoemd. De dampdruk is hoger voor gassen die moeilijk in vloeistofvorm te brengen zijn – oftewel: gassen die een laag kookpunt hebben.

Zoals je misschien zult verwachten, is de dampdruk afhankelijk van de temperatuur. Die afhankelijkheid is zodanig dat als de temperatuur toeneemt, de dampdruk ook toeneemt. De dampdruk zal echter niet altijd toenemen. Bij een heel hoge temperatuur is er namelijk überhaupt geen overgang meer zichtbaar tussen de gas- en vloeistoffase. Met andere woorden: er is geen verschil meer tussen een gas en vloeistof bij voldoende hoge temperaturen! De temperatuur waarbij dit gebeurt wordt de *kritieke temperatuur* genoemd. Voor water is deze temperatuur bijvoorbeeld 374 graden celsius.

We hebben nu de faseovergang van vloeistof naar gas en vice versa beschreven, en verschillende kenmerken ervan benoemd. Maar wat heeft dit met Johannes van der Waals te maken? Alles, eigenlijk. Hij formuleerde namelijk een theorie die deze kenmerken kon

verklaren.



Afbeelding 3. Dauw. Dauw ontstaat als waterdamp overgaat in vloeibaar water - in dit geval door een verandering in temperatuur. Foto: Wikipedia-gebruiker Rvasudev.

Om de theorie van Van der Waals te begrijpen, moeten we eerst iets meer weten over een ideaal gas: een gas waarin de deeltjes geen interactie met elkaar hebben. Zo'n ideaal gas kan een temperatuur, druk en volume hebben. Die grootheden zijn bovendien allemaal aan elkaar gerelateerd, want door de temperatuur te veranderen zullen volume en druk ook veranderen. De vergelijking die zo'n ideaal gas beschrijft wordt ook wel *de ideale gaswet* genoemd:

$$P = N k T / V.$$

Hierin is k een natuurconstante (de constante van Boltzmann) en N het aantal deeltjes in het gas. De grootheden T , P en V zijn de temperatuur, druk en volume van het gas.

Deze beroemde formule kan getest worden bij verschillende gassen, en werkt redelijk goed. Het punt waarop deze formule *niet* werkt, is precies de faseovergang tussen vloeistof en gas! Van der Waals' bijdrage is dat hij de bovenstaande formule aanpaste zodat dit wel mogelijk werd. Hij nam in zijn berekeningen de grootte van moleculen mee en hun onderling

aantrekkende kracht, die ook wel de *Vanderwaalskracht* genoemd wordt. Door deze twee aanpassingen kon er wel een faseovergang tussen gas en vloeistof beschreven worden. Niet alleen is het feit dat Van der Waals' formule werkt een sterke aanwijzing voor het feit dat moleculen moeten bestaan; ook kun je concluderen dat de chemische samenstelling van een gas en vloeistof hetzelfde is: beide zijn opgebouwd uit precies dezelfde moleculen. Dat klinkt anno 2016 allemaal heel natuurlijk, maar in de tijd van Van der Waals was dat zeker niet het geval.

Het is fascinerend dat Van der Waals, oorspronkelijk basisschoolleraar, door zijn onderzoek uitgroeide tot een fysicus die het bestaan van moleculen kon aantonen, en die het fundament legde voor de moleculaire wetenschappen. Zijn werk was zo baanbrekend dat het niet lang duurde voordat hij professor werd aan de Universiteit van Amsterdam. Daar zette hij zijn werk in de natuurkunde voort - werk dat bijvoorbeeld door Heike Kamerlingh Onnes werd gebruikt om vloeibaar helium te maken. In 1910 ontving Van der Waals voor zijn werk de Nobelprijs voor de natuurkunde.