

OP DE GRENZEN VAN  
NATUUR- EN SCHEIKUNDIG GEBIED.

DOOR

Dr. J. E. ENKLAAR.

Den lezers van het Bijblad van dit Album zijn herhaaldelijk mededeelingen aangaande osmotische drukking, splitsing in ionen, isotonische oplossingen enz. onder de oogen gekomen. Zij hebben ongetwijfeld den indruk gekregen, dat er in de laatste jaren op het gebied van natuur- en scheikunde veel belangrijks werd tot stand gebracht. Het mag echter betwijfeld worden of de bedoelde, op zich zelf staande, mededeelingen voldoende zullen wezen, om hen, die — zonder geheel vreemdeling te zijn op natuurkundig gebied — zich niet bepaald aan natuurstudiën wijden, inzicht te geven in den gang der nieuwe denkbeelden.

Met het oog daarop mag een poging, om de ontdekkingen van den laatsten tijd op het gebied der zoogenaamde natuurkundige scheikunde in populairen vorm uiteen te zetten, geen nuttelooze arbeid genoemd worden. In een Nederlandsch tijdschrift is zij bijzonder op haar plaats, omdat onze natuurkundigen v. 'T HOFF, v. D. WAALS, DE VRIES en ENGELMANN aan de spits der beweging staan en de laatsten als physiologen medewerken tot de oplossing der bedoelde zuiver schei- en natuurkundige vraagstukken. In het buitenland zijn het vooral OSTWALD, ARRHENIUS, PLANCK en PFEFFER, die in dezen kring van onderzoekingen op den voorgrond zijn getreden.

Het begrip kracht, dat zulk een groote rol speelt bij de verklaring der natuurverschijnselen, is door NEWTON ingevoerd in den zin, dien

het thans heeft. In de gegevens der zuivere waarneming, die slechts op zich zelf staande verschijningen doet kennen, was het niet aanwezig. De denkende geest vormde het naar analogie van den invloed zijner wilsuitingen op de buitenwereld. De voorwerpen der levenlooze natuur werden vergeleken met de trekkende en stootende levende wezens. De phantasie was de moeder van het denkbeeld kracht. Het laatste werd echter geacht iets te vertegenwoordigen, dat in de werkelijkheid bestond. Kracht heette een onderstelde onstoffelijke oorzaak, die de lichamen in beweging bracht of de richting en de grootte hunner beweging wijzigde. NEWTON gaf er bepaaldheid aan door haar te meten door het product van de massa van een lichaam en de versnelling, die het verkreeg.

In onze eeuw stelden ROBERT MAYER en HELMHOLTZ een andere maat voor, om de uitwerkingen te meten, die men aan de krachten toeschreef. Het krachtsbegrip zelve werd door de nieuwe wijze van meten gewijzigd; het werd dientengevolge door een ander woord, arbeidsvermogen of energie, aangeduid. Had NEWTON's denkbeeld groote diensten aan de wetenschap bewezen, niet minder was dit het geval met dat van MAYER en HELMHOLTZ. De ideën van de laatstgenoemde geleerden zijn de dagteekening van een nieuw tijdperk in de verklaring der natuurverschijnselen.

Het denkbeeld arbeid was reeds lang gemeen goed geworden in het dagelijksch leven. Men dacht er aan, als menschen en dieren lasten verplaatsten en weerstanden overwonnen. De meest verschillende verrichtingen werden onder den naam van arbeid samengevat. Aan een nauwkeurige maat voor den arbeid had men geen behoefte. De tijd, gedurende welken gearbeid werd, was daarvoor voldoende.

Het begrip arbeid in de natuurwetenschap is samengesteld uit de denkbeelden kracht en weg. Met den laatsten wordt de weg bedoeld, die door het aangrijpingspunt van de kracht in de richting der kracht wordt afgelegd. Het product van dien weg en van die kracht is de maat voor den verrichten arbeid. Bewegen wij b. v. een steen in vertikaal opwaartsche richting, dan wordt er arbeid verricht. De hoeveelheid van den laatsten hangt af van de grootte van den afgelegden weg en van het gewicht van den steen. Het laatste is gelijk aan de kracht, die den steen opwaarts voert. Een lichaam, dat arbeid verrichten kan, wordt gezegd arbeidsvermogen te bezitten. Het bedrag van het laatste wordt bepaald door de hoeveelheid van den eersten, die geleverd kan worden. Het is de onsterfelijke verdienste

van MAYER in het licht gesteld te hebben, dat de som van het arbeidsvermogen en van den verrichten arbeid in de natuur standvastig is; m. a. w. dat geen arbeidsvermogen vernietigd kan worden.

Het begrip arbeidsvermogen is, afgezien van de uitwerkselen, evenmin nader te omschrijven als het begrip kracht. Arbeidsvermogen doet zich in de natuur in de meest verschillende vormen voor. Een gespannen veer, een opgeheven gewicht vertegenwoordigen arbeidsvermogen. Zij kunnen een zeker bedrag aan weerstanden overwinnen; b. v. die, welke zich verzetten tegen de beweging van het stelsel in elkander grijpende raderen van een uurwerk. Per slot van rekening is het onze eigen spierkracht, die horloge en klok laat loopen, want wij hebben het horloge opgewonden en het gewicht van de klok naar boven gebracht.

Arbeidsvermogen als dat van de veer en de klok noemt men arbeidsvermogen van plaats of potentieele energie. In het algemeen bezit een lichaam het laatste, als het zich op eenigen afstand bevindt van een ander, dat het aantrekt. Een lichaam, dat in beweging is, kan arbeid verrichten. Men kan zich b. v. voorstellen, dat het met behulp van een katrol een gewicht naar boven trekt. Deze vorm van arbeidsvermogen heet arbeidsvermogen van beweging of kinetische energie. Brengt men het gezegde over op de kleine massa's — de moleculen, waaruit volgens de heerschende meening de lichamen bestaan — dan blijken warmte, electriciteit, trillende geluidgevende lichamen en ethergolvingen, die in het oog den indruk van licht verwekken, vormen van arbeidsvermogen te zijn, die in een gemeenschappelijke maat uitgedrukt kunnen worden. M. a. w. een lichaam is in staat arbeid te verrichten, als het in een der toestanden verkeert, die men met de woorden warmte, electriciteit, geluid en licht aanduidt.

Zoo was in de leer der energie een eenheid van gezichtspunt verkregen, die voor het natuuronderzoek van de grootste beteekenis was. Tot nu toe had men voor de verklaring van elke meer of minder omvattende groep van eigenaardige verschijnselen een bijzondere kracht aangenomen. Men sprak van zwaartekracht, van electricische en magnetische aantrekking en afstooting. Die krachten hadden elk een bijzonder cachet en bezaten het karakter van onveranderlijkheid. Men stond wel is waar niet meer op het standpunt van ARISTOTELES, die voor elk bijzonder verschijnsel een bijzonderen beweger (*Causa movens*) aannam; het verschil tusschen den wijsgeer van Stagira en de natuurkundigen uit het begin onzer eeuw was echter in dit opzicht niet

zoo groot als het scheen. Het zoeken naar verband tusschen de verschillende groepen van verschijnselen werd door zulk een opvatting niet bevorderd. De groote beteekenis van het begrip arbeidsvermogen lag daarin, dat het dit specifiek kenmerk van onveranderlijkheid miste. Energie was de algemeene oorzaak van de werkingen in de natuur, die zich nu eens als warmte, dan weder als electriciteit of in een anderen vorm vertoonen kon. Alle natuurverschijnselen werden uit dat oogpunt de openbaring van een enkele, in hoeveelheid onveranderlijke in vorm voortdurend wisselende kracht. Overal vielen de grenzen weg. Alle verschijnselen, van welken aard ook, kwamen met elkander in betrekking. De kinetische energie van den voortsnellenden kogel was de vervormde scheikundige energie van het buskruit, die warmte werd, als de kogel de schijf trof.

De wetenschap, dat de lichamen in drie zoogenaamde aggregaats-toestanden — de vaste, vloeibare en gasvormige — kunnen verkeeren, is reeds van zeer oude dagteekening. Een ruwe waarneming deed deze onderscheiding aan de hand, al was daarmee niet uitgemakt, dat elke stof al die veranderingen van toestand doorloopen kon. De gegevens der waarneming leidden tot een eenvoudige bepaling. Vaste stoffen hebben een eigen gedaante, die bij vloeistoffen en gassen bepaald wordt door den vorm van het vat, waarin zij zich bevinden. Vaste stoffen en vloeistoffen hebben een standvastig volume; gassen trachten een zoo groot mogelijke ruimte in te nemen. Het volume van eerstgenoemden wordt niet gewijzigd zonder de werking van een uitwendige kracht. Het denkbeeld van krachten, wier werking bepaald wordt door den onderlingen afstand en de massa's der lichamen, door NEWTON ingevoerd ter verklaring van de bewegingsverschijnselen der hemellichamen, werd op de moleculen overgebracht. Men dacht zich tusschen deze kleine massa's, die de lichamen samenstellen, aantrekkende en afstootende krachten werkzaam, die bij vaste stoffen en vloeistoffen elkander in evenwicht hielden. Bij gassen bestond dit evenwicht niet; daar hadden de afstootende krachten de overhand. Van daar het streven der gassen om hun volume te vergrooten; van daar de drukking, die zij uitoefenen op de wanden der vaten, die zich tegen de uitbreiding verzetten.

De genoemde theorie was langen tijd voldoende om zich reken-schap te geven van de overeenkomst en het verschil der aggregaats-toestanden. Met behulp der wiskunde ontwikkeld, werd zij de inhoud van een belangrijk onderdeel der natuurkunde, dat de leer der mole-

culaire krachten genoemd werd. Een geheele reeks van verschijnselen, waartoe cohaesie, adhaesie en capillariteit behooren, werd er door verklaard. De werking van de kleine op zeer geringen afstand geplaatste moleculaire massa's was evenwel veel samengestelder dan die tusschen de groote, ver van elkander verwijderde massa's der hemellichamen. De leer der moleculaire krachten was dan ook niet eenvoudig de algemeene aantrekkingskracht van NEWTON, toegepast op grootheden van kleiner afmeting. De laatste was het model, waarnaar de eerste gevormd werd; men ontleende aan NEWTON's denkbeelden zooveel als men op het nieuwe, niet geheel analoge gebied kon gebruiken en vulde het met nieuwe onderstellingen aan.

De leer van de energie leidde in de eerste plaats tot een mechanische theorie van de warmte en onder den invloed van de laatste werden de voorstellingen omtrent het wezen der aggregaats-toestanden gewijzigd. Men behield de onderstelling van een aantrekkende kracht, werkzaam tusschen de moleculen der lichamen. Een afstootende kracht werd niet meer aangenomen. In de plaats daarvan kwam het denkbeeld, dat de moleculen in levendige beweging verkeerden en dus kinetische energie bezaten. Bestond er nu geen band tusschen de moleculen onderling, dan zouden zij zich met de verkregen snelheid in de richting der beweging op onbepaalden afstand van elkander verwijderen. Een lichaam, in den zin van een samenhangend geheel van deeltjes was dan niet aanwezig. Een wand, die de ruimte, waarin zich de moleculen bevinden, aan alle zijden begrensd, werd dan vereischt om de kleine op zich zelf staande massa's bij elkander te houden. Tegen dien wand zouden de moleculen dan telkens teruggekaatst worden. De moleculen zouden voortdurend ook met elkander in botsing komen, waardoor de richting der beweging telkens gewijzigd werd en vele moleculen ook een draaiende beweging verkregen.

Dien toestand acht men inderdaad bij de gassen ten naastenbij verwezenlijkt. De aantrekkende krachten zijn hier, vergeleken met het streven der moleculen om zich van elkander te verwijderen, uitermate zwak. Zij kunnen in de meeste gevallen buiten rekening gelaten worden. Wat men de drukking van het gas noemt, is de uitwerking van de stooten der gezamenlijke moleculen tegen den wand van het vat. Bij vloeistoffen doet de aantrekking zich in sterkere mate gelden. Zij brengt de voorsnellende moleculen telkens tot staan en laat ze dan den afgelegden weg in tegenovergestelde richting afleggen. Een heen- en weergaande of trillende beweging is hiervan

het gevolg. Om de richting der beweging van één molecule te veranderen is echter de medewerking van een groot aantal andere noodig; de aantrekking van de meest nabij liggende alleen is daarvoor te zwak. Dien tengevolge kan een trillende molecule zich door de geheele massa der vloeistof verplaatsen, zonder die evenwel te kunnen verlaten. Die verplaatsing vereischt geen arbeid. Ware aanschouwing mogelijk, een vloeistof zou zich aan ons oog vertoonen als een geheel van binnen vaste grenzen in alle richtingen door elkander dwarrelende moleculen. Een vloeistof bezit derhalve een eigen volume, d. i. een volume, dat bepaald wordt door de inwendige krachten.

Bij vaste stoffen is de toestand in hoofdzaak dezelfde als bij vloeistoffen. Het verschil vloeit voort uit de grootere uitwerking der moleculaire aantrekking. De onmiddellijke omgeving van een molecule is in staat om de beweging binnen enge grenzen te houden. Elk der trillende moleculen is daardoor aan zijn plaats gebonden. Van daar zoowel een eigen gedaante als een onveranderlijk volume. Hier vinden wij geen rondzwerfende, alleen heen- en weergaande moleculen.

De nieuwe voorstelling van een lichaam als een geheel van kleine massa's, zich bewegend onder het wisselend spel van tegenovergesteld gerichte snelheden, leidt tot de gevolgtrekking, dat de gasvormige staat de meest eenvoudige toestand is, waarin de stof kan verkeerem. Stelt men zich — de zwakke moleculaire aantrekking buiten rekening latend — de moleculen als kleine kogels of bollen voor, dan is een gas niet anders dan een verzameling van kogels, die met groote snelheid in rechtlignige banen voortvliegen, aanhoudend botsend tegen elkander en tegen de wanden van het vat. Als wij de geuren van een bloem of het prikkelende ammonia-gas inademen, is het slijmvlies van onze neus aan zulk een bombardement van gasmoleculen blootgesteld. Verbazend groot is de snelheid dier moleculen. De berekening leerde, dat in zuurstofgas de moleculen zich bij een temperatuur van 0° en de gewone dampkringsdrukking met een gemiddelde snelheid van bijna een halven kilometer per seconde voortbewegen. Toch verspreidt zich een gas betrekkelijk langzaam door de lucht. Dit feit is niet bevreemdend, als men bedenkt, dat de baan van een gasmolecule door de voortdurende botsingen tegen luchtmoleculen geen voortlopende rechte lijn, maar een aaneenschakeling van zeer kleine, verschillend gerichte rechte lijnen moet zijn.

De groote snelheid verklaart de groote uitwerking van de drukking van een gas, hoewel de moleculen zelve uitermate klein zijn.

De grootte van de middellijn van een molecule is in het algemeen tusschen één tien millioenste en één honderd millioenste centimeter gelegen.

De nieuwe zienswijze was een groote schrede in de richting, waarin de natuurwetenschap zich beweegt: het herleiden der natuurverschijnselen tot vormen van beweging. Een harer grootste voordeelen was de mogelijkheid, om de wetten van de botsing der lichamen op gassen toe te passen. Men verkreeg daardoor het uitzicht langs den weg der redeneering, met behulp der wiskunde, uit de kinetische voorstelling de wetten te kunnen afleiden, die het proefondervindelijk onderzoek der gassen reeds lang had leeren kennen. De uitkomst heeft de verwachting niet beschaamd. Hoewel het hier de plaats niet is, om een uitgewerkt voorbeeld van zulk een afleiding te geven, moeten wij er met het oog op ons onderwerp een oogenblik onze aandacht aan wijden.

Een belangrijke wet, die voor gassen geldt, is die, welke naar BOYLE genoemd is. Het is een bekend feit, dat de spanning van een bepaalde hoeveelheid gas toeneemt, als het volume door samendrukking verkleind wordt. Ieder weet tot welk een aanzienlijk bedrag men op die wijze de drukking van een gas kan opvoeren. De juiste betrekking tusschen volume en spanning is in de wet van BOYLE uitgesproken. *Als hoeveelheid en warmtegraad van een gas niet veranderen neemt de drukking toe in omgekeerde verhouding met het volume.* Men kan ook zeggen: *bij onveranderde temperatuur is het product van volume en drukking van een bepaalde hoeveelheid gas standvastig.* Reeds een oppervlakkige beschouwing brengt tot het inzicht, dat in de kinetische theorie die uitkomst opgesloten kan liggen. Vermindert men door samendrukking het volume van een hoeveelheid gas, dan wordt het aantal moleculen in de eenheid van volume vermeerderd, terwijl de snelheid der laatste onveranderd blijft. Dientengevolge wordt het aantal stooten, dat de eenheid van oppervlak van den wand in de tijdseenheid ondervindt, en daarmee de drukking van het gas, grooter.

Zoekt men met behulp van de wetten der botsing een wiskundigen vorm voor het product van spanning en volume van een gegeven hoeveelheid gas uitgedrukt in de massa's en de snelheden der moleculen, dan verkrijgt men een uitdrukking, waarin slechts grootheden voorkomen, die voor een gegeven hoeveelheid gas en een bepaalde temperatuur standvastig zijn. Uit de kinetische theorie der gassen vloeit dus voort, dat het product van volume en spanning

van een bepaalde hoeveelheid gas bij onveranderde temperatuur een standvastige grootheid is. M. a. w., als men zich op het nieuwe standpunt plaatst, kan de wet van BOYLE door redeneering gevonden worden.

Het volume van een gas verandert ook door verwarming. Er heeft dan, zooals iedereen weet, uitzetting plaats, als de omstandigheden het toelaten. Wordt er geen weerstand geboden aan de uitzetting, dan blijft de drukking van het gas onveranderd, terwijl het volume met elken graad temperatuursverhooging zooveel toeneemt als het  $\frac{1}{273}$  bedraagt van het volume, dat het gas bij  $0^\circ$  innam. Belet de wand uitzetting ten eenenmale, dan vermeerderd de drukking bij elken graad temperatuursverhooging met  $\frac{1}{273}$  van de drukking, die bij  $0^\circ$  werd uitgeoefend. Dit is de inhoud van de wetten van GAY-LUSSAC. Telt men de temperatuur niet van het willekeurig gekozen nulpunt — het smeltpunt van ijs — maar van een punt, dat  $273$  graden lager gelegen is, dan zijn de volumens, die een gasmassa door uitzetting achtereenvolgens verkrijgt, evenredig met de temperaturen. Het nieuwe uitgangspunt van telling heet het absolute nulpunt en de aldus gerekende warmtegraad de absolute temperatuur. <sup>1</sup>

Wij kunnen dus de wetten van BOYLE en GAY-LUSSAC aldus samenvatten: *voor een bepaalde hoeveelheid gas is het product van het volume en de drukking gedeeld door de absolute temperatuur standvastig.* <sup>2</sup>

Volgens de kinetische opvatting is het verhoogen van de temperatuur van een gas niets anders dan het versterken van de beweging der moleculen. Belangwekkend zou het schouwspel zijn, als wij een blik konden werpen op de moleculen van een gas op het oogenblik

<sup>1</sup> Het volume van een gas vermindert, zooals gezegd is, bij elken graad temperatuursverlaging met  $\frac{1}{273}$  van het volume bij  $0^\circ$ . Daaruit zou volgen, dat het volume bij  $-273^\circ$  gelijk 0 zou zijn. Dit is blijkbaar een ongerijmdheid. De fout der redeneering is hierin gelegen, dat men een constante — de uitzettings-coëfficiënt van het gas — gebruikt heeft buiten de grenzen, waarbinnen zij gevonden is. Men onderstelt, dat het gas tot  $-273^\circ$  de wetten van een volkomen gas blijft volgen. Dit is niet het geval. In ſien regel heeft reeds veel vroeger verdichting tot een vloeistof plaats. Men kan zich echter voorstellen, dat het gas in\* denzelfden toestand blijft. Bij één graad absolute temperatuur zou het volume, dat 1 is bij het smeltpunt van ijs, dan  $\frac{1}{273}$ , bij twee graden  $\frac{2}{273}$ , bij  $n$  graden  $\frac{n}{273}$  bedragen. De volumens bij 1, 2,  $n$  graden verhielden zich dan als 1 : 2 :  $n$ , d. i. als de absolute temperaturen.

<sup>2</sup> Zij P de drukking, V het volume, T de absolute temperatuur van een bepaalde

hoeveelheid gas, dan wordt de wet aldus uitgedrukt:  $\frac{P \times V}{T} = \text{constante.}$



waarop warmte aangevoerd werd. Het zou schijnen, alsof er een storm losbrak in de moleculaire wereld. De voortgaande en draaiende bewegingen der moleculen zouden oogenblikkelijk in snelheid winnen. Bleef de ruimte, door het gas ingenomen, op dezelfde wijze begrensd, dan zouden de stooten tegen den wand in aantal en hevigheid toenemen. Vermeerdering van spankracht moet dus volgens het nieuwe standpunt onder de genoemde omstandigheden een noodzakelijk gevolg van verhooging van temperatuur zijn.

De wet van de uitzetting der gassen door de warmte kan inderdaad in haar meest algemeenen vorm gevonden worden door een wiskundige behandeling van de gegevens, in de mechanische beschouwingswijze opgesloten.

De uitkomsten, in het voorafgaande vermeld, moeten wel het vertrouwen wekken, dat de nieuwe theorie een uitstekende uitdrukking is van het wezen der gassen. Elke natuurwet, door het denken gevonden, is echter slechts een benadering van de werkelijkheid, die zij nooit volkomen dekt. Dit is ook hier het geval. De wet van BOYLE — om ons hierbij te bepalen — geldt voor een ideaal gas, dat in de natuur niet te vinden is. Reeds lang wist men, dat zij uitzonderingen toeliet. Sommige gassen — o. a. koolzuur — die bij de gewone temperatuur niet ver verwijderd zijn van het punt, waarop zij in vloeistoffen overgaan, worden sterker samengedrukt dan volgens de wet het geval moest zijn. REGNAULT vond, dat waterstof daarentegen een afwijking gaf in tegenovergestelden zin. Hij noemde het daarom een gaz plus que parfait. NATTERER en AMAGAT ontdekten later, dat bij zeer hooge drukkingen alle gassen zich als waterstof gedragen, zoolang zij nog ver verwijderd zijn van het oogenblik, waarop zij vloeibaar worden. Bij alle gassen is dus onder die omstandigheden de vermindering van het volume geringer dan zij zijn moest, zoo de wet volmaakt doorging.

Uit de wiskundige afleiding van BOYLE's wet volgens de kinetische theorie der gassen, komt de wet zuiver te voorschijn. Er is niets in de uitkomst, dat haar slechts als een benadering doet kennen. Niet alle factoren, die invloed uitoefenen op de verschijnselen, die gassen bij samendrukking vertoonen, zijn dus in rekening gebracht. Men was uitgegaan van de onderstelling, dat de afmetingen der moleculen zulke kleine grootheden zijn, dat zij als mathematische punten konden beschouwd worden. Die grootheden bleven buiten rekening. De uitkomst strookte daardoor niet geheel met de werkelijkheid. De afmeting der mole-

culen is groot genoeg, om invloed uit te oefenen, althans bij zeer hooge drukkingen. De weg, dien de moleculen hebben af te leggen om den wand te bereiken wordt klaarblijkelijk kleiner, het aantal stooten, dat de wand in de tijdseenheid ontvangt, grooter, als met die afmetingen rekening gehouden wordt. In deze omstandigheden is de oorzaak te zoeken van de afwijkingen, die gassen als waterstof vertoonen en die bij zeer groote drukkingen door NATTERER en AMAGAT algemeen zijn waargenomen. Nog op een anderen factor is de aandacht gevestigd. De aantrekking tusschen de gasmoleculen onderling is wel gering, doch niet zonder invloed op het volume. Zij werkt in denzelfden zin als drukking van buiten, d. i. volume-verkleinend. Zij moet dus ten gevolge hebben, dat het waargenomen volume kleiner is dan het volgens BOYLE's wet berekende. Dit is het verschijnsel, waarop wij bij koolzuur wezen en dat zich vooral bij middelmatige drukkingen openbaart. Het is aan onzen landgenoot v. D. WAALS gelukt, om langs wiskundigen weg den invloed van genoemden factor nauwkeurig uit te drukken. Hij heeft aan de wet van BOYLE een nieuwen vorm gegeven. In dien vorm, de wet van v. D. WAALS genoemd, geeft zij volkomen rekenschap van de volume-verandering, welke niet de ideale gassen, maar de gassen, die de werkelijkheid te aanschouwen geeft, bij verandering van drukking vertoonen.

De groote eenvormigheid in eigenschappen van gassen, die ver verwijderd zijn van het punt, waarop zij vloeibaar worden, had reeds lang de aandacht getrokken. De uitzettings-coëfficiënt voor de warmte is bij zulke gassen gelijk; hij bedraagt  $\frac{1}{273}$ . Gelijke volumens hebben evenveel warmte noodig, om van  $0^\circ$  tot  $1^\circ$  in temperatuur te stijgen. Dit bracht reeds in 1810, toen de theorie der gassen nog zeer onvolkomen was, een scherpzinnig Italiaan, AVOGADRO, tot de onderstelling, dat gelijke volumens van verschillende gassen onder gelijke omstandigheden van temperatuur en drukking een even groot aantal moleculen bevatten.<sup>1</sup> Die onderstelling is in onze dagen tot den rang van een natuurwet verheven.

(Op den grondslag der kinetische theorie heeft men met de strengheid van het wiskundig betoog hare juistheid in het licht kunnen stellen. Zij is de grondslag der scheikunde geworden, omdat zij het middel aan de hand geeft de gewichten der moleculen ten opzichte

<sup>1</sup> AVOGADRO sprak van molécules intégrantes en molécules élémentaires, wat met onze begrippen van molecule en atoom overeenstemt. Journal de Physique LXXIII, p. 58.

van elkander te bepalen. Volgens AVOGADRO's wet is de verhouding van de gewichten van gelijke volumens van verschillende gassen bij dezelfde temperatuur en drukking tevens de verhouding van de gewichten hunner moleculen. Stelt men het gewicht van één molecule waterstof gelijk aan 2, dan worden de gewichten van de moleculen van zuurstof en stikstof respectievelijk door de getallen 32 en 28 uitgedrukt.

Onder een gram-molecule verstaat men de hoeveelheid van een stof in grammen, uitgedrukt door het getal, dat zijn moleculair-gewicht aangeeft. Zoo zijn 2 gr. waterstof, 32 gr. zuurstof en 28 gr. stikstof respectievelijk gram-moleculen waterstof, zuurstof en stikstof. Twee gram waterstof neemt bij 0° en 760 m.M. drukking een ruimte in van  $2 : 0,0000895 = 22346 \text{ cM}^3$ , of afgerond  $22350 \text{ cM}^3$ . Volgens AVOGADRO's wet moeten dus alle gram-moleculen in gasvormigen toestand bij de genoemde temperatuur en drukking een ruimte van  $22350 \text{ cM}^3$  innemen.

Wij zijn nu in staat om de wetten der gassen nog korter en doelmatiger uit te drukken. Vergelijken wij van alle gassen de hoeveelheden, die wij gram-moleculen noemden, dan wordt het product van volume en drukking gedeeld door de absolute temperatuur gelijk aan 84570.<sup>1</sup> Willen wij dus weten of een stof, die wij met een gas gelijk stellen, de wetten van BOYLE en GAY-LUSSAC volgt, dan hebben wij slechts na te gaan, of het product der genoemde grootheden gedeeld door de absolute temperatuur de waarde 84570 geeft.

Zoo was dan de kinetische theorie der gassen een model geworden van de volledige behandeling van een natuurkundig onderwerp. Men had bij gassen met het eenvoudigste geval te doen. Dit was de reden van de volkomenheid, waarmede wiskundig behandelde onderstellingen rekenschap konden geven van de werkelijkheid. Bij vloeistoffen was de toestand reeds van meer samengestelden aard. De verschijnselen werden hier niet door enkele eenvoudige wetten beheerscht. Toch is het in den laatsten tijd gelukt, om de kinetische gas-theorie vruchtbaar te maken voor verdunde oplossingen van vaste stoffen in vloeis-

<sup>1</sup> Zoals bekend is wordt bij een barometerstand van 760 m.M. op elken vierkanten centimeter oppervlak een drukking van 1033 gr. uitgeoefend. De laatste drukking correspondeert met de genoemde gasdrukking van 760 m.M.

Bij 0° en de gewone dampkringsdrukking is het volume van een gram-molecule van een gas  $22350 \text{ c.M}^3$ , de absolute temperatuur 273 en de drukking per  $\text{c.M}^2$ . 1033 gr. De genoemde uitdrukking wordt dan  $\frac{1033 \times 22350}{273} = 84570$ . Voor alle corresponderende volumens, temperaturen en drukkingen moet zij dus even groot blijven.

stoffen. Dit is een wetenschappelijke aanwinst van het hoogste belang, die wij aan een Nederlandschen geleerde, VAN 'T HOFF, te danken hebben.

Het proefondervindelijk onderzoek had reeds geleerd, dat er verband bestond tusschen de natuurkundige eigenschappen van een oplossing en het aantal moleculen der opgeloste stof, in een bepaalde hoeveelheid van het oplosmiddel aanwezig. De Fransche natuurkundige RAOULT<sup>1</sup> maakte zich verdienstelijk door den invloed na te gaan, dien de concentratie van een oplossing op het vriespunt er van had. Het was bekend, dat het vriespunt van een oplossing des te lager is gelegen, naarmate er meer vaste stof in opgelost is. RAOULT vond, *dat oplossingen van vaste stoffen bij dezelfde temperatuur bevroren, als de hoeveelheden opgeloste stof zich verhielden als de moleculair-gewichten. Verder stelde hij door onderzoek in het licht, dat voor elk gram-molecuul vaste stof, dat aan een oplossing werd toegevoegd, het vriespunt een bepaalde verlaging onderging.* Het bedrag dier verlaging in elk bijzonder geval was afhankelijk van de natuur der vloeistof en werd voor een reeks oplosmiddelen proefondervindelijk door RAOULT bepaald. Langs dien weg kan b. v. gevonden worden de verlaging, die het vriespunt van een vloeistof ondergaat, als in 100 deelen er van één deel van een bepaalde stof wordt opgelost. *Het product van die verlaging en van het moleculair-gewicht der opgeloste stof noemde RAOULT de moleculaire vriespuntsverlaging.* Voor nagenoeg alle organische stoffen werd, als azijnzuur als oplosmiddel gebruikt werd, voor de moleculaire vriespuntsverlaging ongeveer 39 of 19 gevonden. Voor water als oplosmiddel was zij ongeveer 39 of 19, voor nitrobenzol 71. Vele zouten met water als oplosmiddel vertoonden eigenaardige afwijkingen, die echter later in een onderstelling van ARRHENIUS hare verklaring vonden.

Het ligt niet in de strekking van dit opstel om over dit vraagstuk in bijzonderheden te treden. Het zij hier slecht vermeld om het verband, waarin het met ons onderwerp staat. Wij merken echter nog op, dat de empirische wet van RAOULT een middel aan de hand geeft, om het moleculair-gewicht van een stof te bepalen. Men wenscht b. v. het moleculair-gewicht van water te kennen. Men lost nu water — of, zoo men wil, ijs — in azijnzuur op. De proef leert, dat 0.5 gram water in 100 gram azijnzuur opgelost het vriespunt van het laatste 1°.05 verlaagd. Voor 1 gram water in 100 gram azijnzuur

<sup>1</sup> *Compt. rend. de l'Académie* 87, 1878, p. 167 en verder in de jaargangen 1884—1888.

is dus de verlaging  $1.05 : 0.5 = 2.10$ . De moleculaire vriespuntsverlaging met azijnzuur als oplosmiddel is 39. Het laatste is dus het product van het moleculair-gewicht van water en het bovenstaande getal 2.10. Het gewicht van één molecule water is dus  $39 : 2.10 = 18.5$ .

Bepalingen, volgens AVOCADRO's wet verricht, geven voor dit getal 18. Een soortgelijke wet werd door RAOULT ontdekt in betrekking tot de drukking van verzadigde dampen.<sup>1</sup> Het is bekend, dat vloeistoffen bij verhitting in damp overgaan. Bevindt de vloeistof zich in een besloten ruimte en verdampt zij slechts ten deele, dan ontstaat weldra een toestand van evenwicht, die slechts van de temperatuur afhankelijk is. De drukking, door den damp in dien toestand uitgeoefend, heet de maximaal-drukking. BABO en WÜLLNER hadden reeds vóór dertig jaren aangetoond, dat bij een bepaalde temperatuur de maximaal-drukking van een vloeistof geringer is, als er een stof in opgelost is. Zij vonden ook, dat de vermindering van de drukking van den damp evenredig is aan de hoeveelheid der in de vloeistof opgeloste stof. Zij gaven *den naam van betrekkelijke vermindering van de dampdrukking aan het getal, dat aangeeft het hoeveelste gedeelte het verschil van de drukking van den damp eener oplossing en van het oplosmiddel is van de dampdrukking van het zuivere oplosmiddel*. De betrekkelijke vermindering van de dampdrukking is voor hetzelfde oplosmiddel bij elke temperatuur even groot.

RAOULT bracht deze verschijnselen in verband met het moleculair-gewicht der opgeloste stof. Het bleek hem, dat oplossingen, waarbij het oplosmiddel hetzelfde was, dezelfde dampdrukking bij dezelfde temperatuur bezaten, als de hoeveelheden der opgeloste stoffen tot elkander in verhouding stonden als hare moleculair-gewichten. *Aan het product van de betrekkelijke verlaging van de dampdrukking van een oplossing van één procent en van het moleculair-gewicht der opgeloste stof, gaf hij den naam van moleculaire verlaging van de dampdrukking. De moleculaire verlaging van de dampdrukking, die verschillende stoffen in hetzelfde oplosmiddel te weeg brengen, is dus standvastig.*

Later wist hij de wet een nog merkwaardiger vorm te geven. *De betrekkelijke verlaging van de dampdrukking van elke oplossing is gelijk aan de verhouding van het aantal moleculen van de opgeloste stof tot die van het geheele aantal moleculen, dat de vloeistof bevat.*<sup>2</sup>

<sup>1</sup> *Ann. Chem. Phys.* (5) XXVIII (6) II, IV, VIII.

<sup>2</sup> De Fransche Academie heeft onlangs de Prix L. LACAZE van 10.000 francs aan

Wij moeten nu, om de verdere ontwikkeling dezer denkbeelden te volgen het oog richten op de verschijnselen, die onder den naam van osmose bekend zijn. Onderstellen wij een fleschje, waarvan de bodem uit een vlies, b.v. uit een stuk van een varkensblaas, bestaat. Vullen wij dit fleschje met een bepaalde oplossing, b.v. van kopersulfaat in water. Hangen wij ten slotte het aldus gevulde fleschje in een bekeerglas op, dat met water gevuld is. Weldra ziet men het water buiten het fleschje blauw worden; ten bewijze, dat er kopersulfaat door het vlies gedrongen is. Het is ook gemakkelijk uit te maken, dat de hoeveelheid water in het fleschje vermeerderd. Inderdaad hebben zich terstond twee stroomen ingesteld, één van moleculen kopervitriool, die in de richting van de oplossing naar het water zijn weg door het vlies neemt en een van watermoleculen, van het bekeerglas naar het fleschje gericht. Deze stroomen houden aan, totdat in het fleschje een oplossing van kopersulfaat van dezelfde concentratie ontstaan is als daarbuiten. Met dit punt treedt evenwicht in.

Dit verschijnsel wordt veroorzaakt door de aantrekking, die tusschen de moleculen van het zout en van het water bestaat. Volgens de oude voorstelling zuigt het vlies aan de ééne zijde de oplossing, aan de andere zijde water op. In het vlies heeft dan ten gevolge der genoemde aantrekking een uitwisseling van moleculen plaats. De moleculen van kopersulfaat verkrijgen snelheid in de richting van het water in het bekeerglas, de watermoleculen worden in tegengestelde richting in beweging gezet. Zoo worden de zoutmoleculen in het water en de watermoleculen in de zoutoplossing gestuwd. Opnieuw zuigt dan het membraan zich met zout- en watermoleculen vol en herhaalt zich dezelfde werking. *Men heeft aan den stroom, die van buiten naar binnen gericht is, den naam van endosmose gegeven, den tegenovergestelden noemt men exosmose.*

Bij de osmose, zooals zij in het voorafgaande beschreven werd, heeft men dus met een dynamisch verschijnsel, met een bewegings-toestand te doen. De osmose heeft steeds in bijzondere mate de aandacht der natuurkundigen getrokken, omdat kennis van haar wetten onmisbaar is ter verklaring van vele levensverschijnselen van planten en dieren. Het opnemen van vloeistoffen uit den bodem door den

---

RAOULT toegekend, »comme un temoignage de sa grande estime pour ses remarquables travaux de chimie. L'une des lois générales, qu'il a formulées est devenue classique sous le nom de loi de congélation de Raoult.»

wortel der levende plant, is in hoofdzaak een osmotisch verschijnsel.

PFEFFER<sup>1</sup> is er in geslaagd, om het dynamische verschijnsel in een statisch te veranderen. Hij wist het vlies te vervangen door een zoogenaamd halfdoorlatend membraan, dat wel de moleculen van het water, doch niet die van het zout doorliet. Hij verkreeg zulk een membraan door een pot van onverglaasde aarde (zooals in de galvanische cellen gebruikt wordt) met een oplossing van kopersulfaat te doortrekken, zorgvuldig af te spoelen en vervolgens de pot met een oplossing van ferrocyaankalium (geel bloedloogzout) te vullen. Er vormt zich dan in den poreuzen wand een neerslag van ferrocyaan koper, waardoor water gefiltreerd kan worden. Filtreert men er echter onder hoogere drukking een zout- of suikeroplossing door, dan bestaat het filtraat uit zuiver water, terwijl het zout of de suiker in den pot terugblijft.

Wordt een vat met zulk een half doorlatenden wand nu met de oplossing van een vaste stof, b.v. van rietsuiker, gevuld, gesloten en van een manometer voorzien in water geplaatst, dan vertoonen zich de volgende verschijnselen.

Aanvankelijk dringt het water ten gevolge van de aantrekking, die de suikeroplossing er op uitoefent, het vat binnen. Dientengevolge neemt de drukking op de wanden binnen in het vat toe, wat de manometer aanwijst. Exosmose bestaat er niet, omdat de wand de suikermoleculen niet doorlaat. Er is alleen endosmose, doch ook deze houdt weldra op. Er dringt weldra geen water meer door den wand, omdat de drukking in het vat zoo groot geworden is, dat het water met evenveel kracht van binnen naar buiten als van buiten naar binnen geperst wordt. De manometer blijft een standvastige drukking aanwijzen. *Laatstgenoemde drukking wordt de osmotische drukking genoemd.* Zij komt overeen met hetgeen de plantkundigen, met het oog op de levende plantencel, turgor noemen.

Wij moeten, om de historische lijn te blijven volgen, thans kennis nemen van den arbeid van onzen landgenoot DE VRIES. De laatste heeft, even als RAOULT en PFEFFER, er belangrijk toe bijgedragen, om VAN 'T HOFF te brengen tot de merkwaardige conceptie van de osmotische drukking, die wij in het volgende zullen uiteenzetten.

---

<sup>1</sup> Osmotische Untersuchungen. Leipzig 1887.

Ook dr. TAMMANN behandelde dit onderwerp in zijn geschrift: Ueber Osmose durch Niederschlagsmembranen.

Het verschijnsel der osmose moet den planten-physioloog bijzondere belangstelling inboezemen. Vele levende plantencellen verkeerden in het geval van het vat met half doorlatende wand, waarvan bij het osmotisch evenwicht sprake was. DE VRIES wist het physische verschijnsel der osmose, met de levende plantencel als voorwerp van onderzoek, volgens een physiologische methode in verband te brengen met de scheikundige samenstelling van het celsap en bepaaldelijk met het aantal moleculen der opgeloste stoffen, die het laatste bevat. <sup>1</sup> Hij gebruikte voor dat doel de cellen uit gedeelten van de bladeren van *Tradescantia discolor*, *Curcuma rubricaulis* en *Begonia manicata*. De wanden der genoemde cellen bezitten aan de buitenzijde van het blad een vliesje, de zoogenaamde *cuticula*, waardoor water niet gemakkelijk zijn weg vindt, doch zijn aan de overige zijden goed doordringbaar voor water en voor oplossingen in water. Zij veranderen hun volume niet in sterk geconcentreerde zout- en suikeroplossingen. De celwand is aan de binnenzijde bekleed met een zeer dun blaasje, den zoogenaamden protoplast, het belangrijkste gedeelte van den celinhoud. Dit blaasje is kleurloos en omsluit het gekleurde celsap. Het celsap is een oplossing, waarvan de concentratie veelal 2 tot 3 procent bedraagt. De protoplasten laten gemakkelijk water door, doch zijn ondoordringbaar voor opgeloste stoffen; als zij van de buitenzijde met een vloeistof in aanraking zijn, ontstaat daarbinnen dus een osmotische drukking, die meestal niet minder dan 4—6 atmosfeeren bedraagt. Wordt nu een strook van zulk een weefsel van levende cellen in een zoutoplossing gebracht, dan zullen zich soortgelijke verschijnselen vertoonen als bij de meermalen genoemde vaten met half doorlatende wanden. Het zout zal in het water, dat de celwand bevat, door diffusie overgaan en daarin weldra een oplossing doen ontstaan van dezelfde concentratie als de oplossing er buiten. Is nu de zoutoplossing isotonisch <sup>2</sup> met het celvocht binnen den protoplast, d. i. trekken beide met dezelfde kracht water aan, of — zooals het in het verband met het voorafgaande moet heeten — hebben beide dezelfde osmotische drukking, dan zal er verder niets plaats vinden. Er is dan osmotisch evenwicht. Heeft de zoutoplossing

<sup>1</sup> Verslagen en mededeelingen der Koninklijke Academie van Wetenschappen. Afdeling Natuurkunde 2de reeks. Deel XIX.

<sup>2</sup> De uitdrukking isotonische oplossingen heeft DE VRIES ingevoerd voor oplossingen, die dezelfde osmotische drukking uitoefenen. Het woord is afgeleid van ἴσος gelijk en τόνος spanning.



een osmotische drukking geringer dan het celvocht, dan zal het laatste water aan de eerste onttrekken. Het celsap tracht dan in volume toe te nemen, wat de onbuigzame celwand echter verhindert. Overtreft daarentegen de osmotische drukking van de zoutoplossing die van het celvocht, dan zal er water aan het celsap onttrokken worden, waardoor de zoutoplossing verdund wordt. Het volume van het celsap neemt in het laatste geval af en vult weldra de geheele ruimte van de cel niet meer op. De protoplast, die het celsap nauw omsluiten blijft, laat nu allengs op meerdere plaatsen den celwand los. In de vrijkomende ruimte dringt de zoutoplossing uit den celwand binnen. De kleurlooze ingedrongen zoutoplossing en het gekleurde celsap blijven door den protoplast scherp gescheiden. *Men noemt dit verschijnsel, hetwelk onder den microscoop waargenomen kan worden, plasmolyse.*

Ten slotte treedt osmotisch evenwicht in, als door vermeerdering der concentratie het celsap isotonisch geworden is met de zoutoplossing buiten den protoplast. Om dit punt met juistheid te bepalen moet nagegaan worden bij welke concentratie der zoutoplossing plasmolyse begint op te treden, bij welke zij nog juist uitblijft. Een zoutoplossing van de concentratie, die het gemiddelde is van de beide laatstgenoemde, is dan die, welke isotonisch is met het celvocht. Het spreekt van zelf, dat oplossingen, die elk op zich zelve isotonisch zijn met het sap van cellen van dezelfde soort, onder gelijke omstandigheden verkeerend, ook ten opzichte van elkander dezelfde osmotische drukking uitoefenen. DE VRIES bepaalde langs dien weg voor een reeks van zouten en organische stoffen de hoeveelheden, die oplossingen in water er van moeten bevatten, om isotonie te verkrijgen. <sup>1</sup>

Wat RAOULT deed voor de verlaging van het vriespunt, deed DE VRIES voor de osmotische drukking; hij bracht ze in verband met het moleculairgewicht der opgeloste stoffen. Zoo ontdekte hij evenals RAOULT een empirische wet, die mede een uitgangs- en steunpunt werd voor de latere beschouwingen van v. 'T HOFF. Hij vond namelijk, dat voor verbindingen, behoorende tot eenzelfde scheikundige groep, die oplossingen isotonisch zijn, welke in een gelijk volume een gelijk aantal moleculen bevatten. Tevens leerde zijn onderzoek, dat het aantal der moleculen van stoffen, tot verschillende groepen behoorend, hetwelk

---

<sup>1</sup> DE VRIES gebruikte nog een andere physiologische methode, die der weefselspanning. Zij diende als contrôle voor de plasmolytische methode. Men zie de verslagen der Koninklijke Academie ter aangehaalde plaatse.

voor het optreden van isotonie in gelijke volumens oplossing vereischt werd, tot elkander ongeveer in verhouding stond als de kleine getallen 2, 3, 4 en 5.

De empirische wet van DE VRIES had, afgezien van den steun, dien zij later aan de theorie van v. 'T HOFF zou verleen, terstond waarde voor de praktijk. Zij verschafte, even als de wet van RAOULT, een nieuwe methode ter bepaling van het moleculair-gewicht. Men wil het moleculair-gewicht van een bepaalde verbinding leeren kennen. Men is met behulp van de physiologische methode van DE VRIES tot de wetenschap gekomen, dat een oplossing in water der te onderzoeken stof, die in 100 c.M<sup>3</sup>  $p$  gram der stof bevat, isotonisch is met het celsap van een bepaalde groep cellen. Een verbinding, waarvan het moleculair-gewicht bekend is, wordt nu in water opgelost en de concentratie opgespoord, die met het sap van cellen van dezelfde soort isotonisch is. Laat bij deze concentratie de oplossing in 100 c.M<sup>3</sup>  $q$  gram der verbinding bevatten. In  $q$  gram van de laatste verbinding zijn dan evenveel moleculen aanwezig als in  $p$  gram van de eerste stof. Weegt één molecule van de bekende verbinding  $a$ , dan is het gewicht van één molecule der te onderzoeken stof  $a \times p : q$ . Zoo wordt het merkwaardige feit begrijpelijk, dat een planten-physioloog als zoodanig een zuiver scheikundig vraagstuk oplost, gelijk later door DE VRIES geschiedde <sup>1</sup>. Wij geven te dezer plaatse een beschrijving van dit geval, als toelichting tot het laatst gezegde, hoewel het in tijdsorde niet samenvalt met de vermelde studiën van DE VRIES over isotonie.

In de melasse, bij het verwerken der suikerbieten verkregen, is een eigenaardige suikersoort aanwezig, die raffinose heet. Zij kristalliseert in naaldvormige kristallen en is in water minder in alcohol meer oplosbaar dan saccharose (rietsuiker). Bij de bepaling van het moleculair-gewicht van raffinose langs scheikundigen weg deden zich eigenaardige bezwaren voor, die de uitkomsten onzeker maakten. Van daar een verschil van gevoelen omtrent de juiste waarde dezer grootheid. BERTHELOT en RITTHAUSEN hielden 396, LOISEAU en SCHEIBLER 594, TOLLENS en RISCHBIET 1188 voor het juiste moleculair-gewicht. DE VRIES nam het vraagstuk onder handen en besliste, dat bij LOISEAU en SCHEIBLER de waarheid te vinden was. Hij vond n. l. op de boven beschreven

<sup>1</sup> *Zeitschrift für physikal. Chemie* II 6. S. 430.

<sup>2</sup> De genoemde moleculair-gewichten correspondeeren respectievelijk met de formules:  $C_{12}H_{22}O_{11} + 3H_2O$ ,  $C_{18}H_{32}O_{16} + 5H_2O$  en  $C_{36}H_{64}O_{32} + 10H_2O$ .

wijze, dat een oplossing van saccharose in water, die 34.2 gr. (0,1 gram-molecule) per liter bevatte, isotonisch was met een oplossing van saccharose van 5.957 procent (59.57 gr. per liter). De laatste oplossing bevat dus eveneens 0.1 gram-molecule opgeloste stof. Het gewicht van één molecule rietsuiker is dus 595.7, wat voldoende overeenstemt met dat, hetwelk LOISEAU en SCHEIBLER aannamen.

Er waren dus drie empirische wetten gevonden, die van de moleculaire vriespuntsverlaging en van de moleculaire vermindering der dampdrukking van RAOULT en die betreffende het verband tusschen de osmotische drukking en het bedrag aan moleculen van de oplossing van DE VRIES. DE VRIES was de eerste, die op de betrekking wees, waarin deze wetten tot elkander stonden. <sup>1</sup> Dit was van beteekenis met het oog op v. 'T HOFF, die ze later samenvatte onder één enkel meer algemeen beginsel. Wij moeten er daarom in het bijzonder de aandacht op vestigen.

<sup>1</sup> Verslagen en mededeelingen der Koninklijke Academie van Wetenschappen. Afd. Natuurkunde, 2de reeks. Deel XIX.

*(Wordt vervolgd.)*

---