

BOEK AANKONDIGING.

Die Bedeutung der Phasenlehre. Vortrag gehalten in der 72. Versammlung Deutscher Naturforscher und Aerzte zu Aachen, Sept. 1900, von dr. H. W. BAKHUIS ROOZEBOOM, Professor an der Universität Amsterdam. Leipzig, WILHELM ENGELMANN, 1900. Preis 0,80 M.

Gaarne vestig ik de aandacht der lezers van dit tijdschrift op bovenstaande brochure, mij ter bespreking door den uitgever toegezonden.

In de zoogenoemde physische chemie neemt tegenwoordig, naast de theorie der verdunde oplossingen, de phasenleer een zeer belangrijke plaats in. Beiden houden zich bezig met verschijnselen van het chemisch evenwicht, doch terwijl de eerste in betrekkelijk korten tijd algemeen ingang vond, wordt de laatste nog niet overal op hare volle waarde geschat.

Het doel van de bovenstaande voordracht was nu, om aan de phasenleer meerdere bekendheid te verschaffen, de chemici tot ruimere medewerking op te wekken, en alzoo bevorderlijk te zijn aan het streven om aan de chemie, in steeds nauwere vereeniging met de physica, de wiskunde tot grondslag te geven.

Ongetwijfeld was niemand, in Europa althans, meer bevoegd voor die taak dan de Amsterdamsche hoogleeraar, die, reeds lang in deze richting werkzaam, door toepassingen van de phasenleer gewichtige uitkomsten verkreeg en in het eigen vaderland reeds verdienstelijke medewerkers vond. Terecht kon hij dan ook in zijn lezing zeggen: »die Niederländer haben die Ehre gehabt, am meisten zur Vervollständigung dieses Gebäudes beizutragen". De bescheidenheid verbood de bijvoeging, dat het leeuwendeel van die eer hem zelf toekwam.

't Zou de omvang dezer aankondiging te zeer uitdijen, wilde ik hier een algemeen bevattelijk overzicht van de phasenleer geven. Zoo ja, dan zou ik niet beter kunnen doen dan den hoogleeraar naschrijven, die, voor hen althans, die in de chemie niet geheel vreemdeling zijn, een licht verstaanbaar overzicht geeft van de vóór een kwarteeuw door den Amerikaanschen natuuronderzoeker prof. W. GIBBS gegronde leer en door voorbeelden aantoont van welke uitgebreide toepassing

zij is, niet alleen in de chemie zelve, maar ook in aanverwante vakken, met name in de technologie der metalen en in de geologie.

Toch moge hier aan de hand van de brochure zooveel gezegd worden, dat men althans eenig denkbeeld verkrijgt van de nieuwe leer.

Phasen definiëert men als toestanden van een of meerdere chemische lichamen, waarin deze, elk op zich zelf homogeen, door fysieke vlakten van elkander gescheiden zijn. En de phasenleer is dan de leer van het evenwicht tusschen die phasen.

Een zeer eenvoudig voorbeeld geeft ons water, dat een gesloten vat ten deele aanvult. Is de temperatuur boven nul, dan zal het daarin in *twee* phasen verkeerden: als vloeistof en als damp. Evenwicht tusschen beide is voor elke temperatuur hier alleen bestaanbaar bij een bepaalden druk van den damp. Evenzoo kan men beneden 0° C. van 't water twee phasen hebben, te weten: bij lagen druk een vaste en een gasvormige (als ijs en als damp) en bij hoogerden druk een vaste en een vloeibare (als ijs en als water). Wel is waar kan het water ook in *drie* coëxistente phasen verkeerden, maar 't onderzoek heeft geleerd, dat dit alleen mogelijk is bij een bepaalde temperatuur en tevens bepaalden druk, namelijk bij $0,0076^{\circ}$ C. en 4,6 m.M. kwikdruk.

Verhit men koolzure kalk in een gesloten vat, dan zal, zoodra de temperatuur hoog genoeg gestegen is, uit de genoemde verbinding koolzuur ontwijken en zich zoolang in het vat verzamelen, totdat eene zekere dampspanning bereikt is, die door de temperatuur bepaald wordt. Men heeft dan: vaste koolzure kalk, vaste bijtende kalk en gasvormig koolzuur; *drie* phasen dus. Toch gehoorzaamt dit stelsel aan dezelfde wet voor het evenwicht als het water in het uit twee phasen bestaande stelsel: water en damp, namelijk dat de dampspanning voor elke temperatuur eene constante is.

Van waar die overeenstemming? GIBBS heeft ons in zijn zoogenoemden phasenregel het middel aan de hand gedaan, om in deze en tal van andere gevallen den weg te vinden. De aard van het evenwicht tusschen de phasen van een stelsel kan namelijk bepaald worden door middel eener vergelijking, die de betrekking aangeeft tusschen het aantal phasen en dat der componenten.

Onder die »componenten» verstaat men de onafhankelijk veranderlijke bestanddeelen, waarvan de menging of omzetting de phasen doet ontstaan. De aanwijzing van die componenten, niet altijd even gemakkelijk, is in onze twee voorbeelden eenvoudig. In het eerste heeft men slechts één component: het water; in het tweede daarentegen

twee: koolzuur en kalk, en niet ook nog als derde de koolzure kalk, dewijl het ontstaan daarvan van de kalk en het koolzuur afhankelijk is. Men heeft toch alleen als componenten op te vatten de stoffen, waaruit, onder de voorwaarden van de proef, de coëxistente fasen gevormd kunnen worden.

Behalve de componenten, kunnen nog physische factoren als veranderlijken optreden. Afgezien van den invloed der zwaartekracht, elektrische, magnetische en osmotische krachten, enz., waarmede men dikwerf en zoo ook in onze beide gevallen niet te rekenen heeft, blijven als factoren, die het evenwicht van het stelsel bepalen, in elk geval nog temperatuur en druk over. In een stelsel van n componenten zijn er dus $n + 2$ veranderlijke factoren en als men nu het aantal fasen door p voorstelt, dan is, volgens GIBBS:

$$n + 2 - p = F$$

waarin F het aantal zoogenoemde »vrijheidsgraden» uitdrukt, d. i. het aantal van de onafhankelijk veranderlijken, die in de vergelijking van evenwicht van het stelsel overblijven.

Is $p = n + 2$, dan wordt $F = 0$; er is geen vrijheidsgraad, het stelsel laat geen verandering toe, is zooals men zegt: »nonvariant» en kan slechts bij een bepaalde temperatuur en druk voorkomen. Dit is in ons voorbeeld van 't water het geval, (waarin $n = 1$ was) als het in drie fasen optreedt en dus $p = n + 2$ is. De vergelijking drukt dus, in overeenstemming met de proef, uit, dat ijs, water en damp slechts bij een bepaalde temperatuur en druk kunnen bestaan.

Is daarentegen het aantal fasen $= n + 1$, d. i. in het voorbeeld van water $n = 2$, dan is er één vrijheidsgraad. Anders gezegd: water en damp, of ijs en damp, of ook ijs en water, kunnen bij verschillende temperaturen voorkomen, doch dan is de druk bepaald; of omgekeerd de druk kan veranderen, maar dan is de temperatuur bepaald. Men noemt dit laatste een uni-variant stelsel of eigenlijk, op het voetspoor van E. TREVOR, die deze benamingen invoerde: »mono-variant», wat, wegens het hybridische van het woord, geen navolging verdient.

Tot het laatste stelsel behoort ook ons voorbeeld van de koolzure kalk. Het aantal componenten is hier $= 2$ (koolzuur en kalk) en het aantal der fasen is $= 3$. Men vindt dus, met behulp der formule, dat $F = 1$ is, m. a. w. temperatuur of druk kunnen veranderen, maar niet beiden onafhankelijk van elkander: aan elke temperatuur beantwoordt een constante druk.

Met dit weinige, aan de interessante brochure van den Amsterdamschen hoogleeraar ontleend, moet ik hier volstaan. Hoe onvolledig ook, zal het toch, hoop ik, voldoende zijn om tot nadere kennis-making met de voordracht op te wekken. En wie deze gelezen heeft, zal zich dan allicht het handboek van GIBBS' landgenoot BANCROFT: »*the Phase rule*» willen aanschaffen, tenzij hij, wat waarschijnlijk nog beter is, er de voorkeur aan geeft te wachten op het leerboek, dat binnenkort van de hand van prof. BAKHUIS ROOZEBOOM verschijnen zal.

R. S. Tj. M.