

CHEMISCH WEEKBLAD

ORGAAN VAN DE NEDERLANDSCHE CHEMISCHE VEREENIGING EN VAN
DE VEREENIGING VAN DE NEDERLANDSCHE CHEMISCHE INDUSTRIE

Hoofdredacteur: Dr. W. P. JORISSEN, Leiden, Zoeterwoudsche Singel 18
(part. adres: Hooge Rijndijk 15, telefoon 1449, postrekening 3569).

Redactie-Commissie: Dr. A. Bloemen, Dr. G. de Bruin, Dr. C. A. Lobry de Bruyn, Dr. G. C. A. van Dorp
en Dr. J. W. Terwen (secretaris).

N.V. D. B. CENTEN's Uitgevers-Maatschappij, Amsterdam C., O.Z. Voorburgwal 115, telefoon 48695,
postrekening 39514.

INHOUD: Mededeeling van het Algemeen Bestuur. — Mededeelingen van het Secretariaat der Nederlandsche Chemische Vereeniging. — Sectie voor Kolloïdchemie der Nederl. Chem. Ver.: Programma Rubbersymposium op 2 en 3 Oct. 1936 te Delft. — Symposium over „chemie en luchtbescherming”. — Aanbestedingen, werk, subsidies, enz. — Gevraagde betrekkingen. — Plaatsing in werkverschaffing door bemiddeling der Commissie voor Tewerkstelling en Crisisfondsen. — Prof. Dr. A. H. W. Aten, De tegenwoordige opvattingen omtrent den toestand van electrolyten in waterige oplossingen. — Laboratoriummededeeling: Ir. D. van Duyn, Gasoventje met temperatuurcontrole. — Boekaankondigingen. — Personalialia, enz. — Ter bespreking ontvangen boeken — Correspondentie, enz. — Volontairsplaatsen. — Vraag en aanbod.

MEDEDEELING VAN HET ALGEMEEN BESTUUR.

Overeenkomst tusschen het Koninklijk Instituut van Ingenieurs en de Nederlandsche Chemische Vereeniging inzake het wederzijdsche geassocieerde lidmaatschap.

Het Koninklijk Instituut van Ingenieurs, gevestigd te 's-Gravenhage, in het vervolg van deze overeenkomst te noemen „het „Instituut”, ter eene,

en
de Nederlandsche Chemische Vereeniging, gevestigd te 's-Gravenhage, in het vervolg van deze overeenkomst te noemen „de Vereeniging”, ter andere zijde,
zijn overeengekomen als volgt:

Artikel 1.

Het Instituut en de Vereeniging erkennen elkaar wederzijds als vereenigingen, waarvan de leden bevoegd zijn gebruik te maken van de bepalingen betreffende het geassocieerde lidmaatschap, zooals omschreven in artikel 10, lid 7 der Statuten van het Instituut en in artikel 6, alinea 6 der Statuten van de Vereeniging.

Art. 2.

Als „geassocieerde leden”, zooals bedoeld in artikel 1, zullen slechts worden toegelaten **eereleden** en **gewone leden** van beide vereenigingen, voor zoover zij, op de bij iedere vereeniging voorgeschreven wijze, den wensch daartoe te kennen hebben gegeven.

Art. 3.

De Algemeen Secretaris van het Instituut en de Secretaris van de Vereeniging verstrekken elkaar, op verzoek, alle inlichtingen, die noodig zijn voor het beoordeelen der aanvragen voor het geassocieerde lidmaatschap hunner vereeniging. Zij geven elkaar onverwijld bericht, indien een gewoon- of eere lid hunner vereeniging, geassocieerd lid van de andere zijnde, komt te overlijden, als lid bedankt of als zoodanig wordt geroyeerd. Ook overigens geven zij elkaar uit eigen beweging dan wel op verzoek, alle noodige inlichtingen, betreffende de geassocieerde leden.

Art. 4.

De contributie der geassocieerde leden van het Instituut bedraagt bij het aangaan van deze overeenkomst f 10.—; die der geassocieerde leden van de Vereeniging f 7.50; zijnde in beide gevallen de helft der normale contributie. Zoodra in het bedrag der normale contributie van een der Vereenigingen een wijziging

wordt aangebracht, van zoodanigen aard, dat een eenigszins beteekenende verschuiving van leden van de ééne naar de andere vereeniging plaats vindt, zal over het bedrag van de contributie der geassocieerde leden nader overleg worden gepleegd tusschen de besturen van de beide vereenigingen.

Art. 5.

De contributies der geassocieerde leden worden geïnd door den penningmeester van die vereeniging, bij welke deze personen als gewone leden staan ingeschreven. De penningmeesters dragen zorg, dat de bovenbedoelde contributies regelmatig worden gestort in de kas der vereeniging, die hierop recht heeft.

Art. 6.

Het Instituut en de Vereeniging onthouden zich ervan, de mogelijkheid van toetreding als geassocieerd lid der andere vereeniging als schriftelijk of mondeling propagandamiddel voor het werven van gewone leden der eigen vereeniging te gebruiken, tenzij daarbij tevens uitdrukkelijk wordt vermeld, dat ook de mogelijkheid bestaat, gewoon lid van de andere en geassocieerd lid van de eigen vereeniging te worden.

Art. 7.

Deze overeenkomst wordt aangegaan voor onbepaalde tijd; zij kan door elk der betrokken partijen tegen 1 Januari van het komende jaar worden opgezegd, mits vóór 1 Juli daaraanvoorgaande, aan de andere partij hiervan wordt kennis gegeven.

Aldus in duplo opgemaakt en geteekend te 's-Gravenhage, 10 Juli 1936.

De Nederlandsche Chemische
Vereeniging:
w. g. C. A. Lobry de Bruyn,
Voorzitter.

Het Koninklijk Instituut
van Ingenieurs:
w. g. L. A. van Royen,
President.

w. g. G. J. van Meurs, Secretaris. w. g. Wouter Cool,
Algemeen Secretaris.

Aan bovenstaande overeenkomst, die voldoende duidelijk voor zichzelf spreekt, kan nog worden toegevoegd, dat de geassocieerde leden alle rechten genieten der gewone leden met uitzondering echter van het stemrecht.

* * *

MEDEDEELINGEN VAN HET SECRETARIAAT DER NEDERLANDSCHE CHEMISCHE VEREENIGING

(Willem Witsenplein 6, 's-Gravenhage, telefoon 774520).

In den ouderdom van 30 jaar is te Nietap-Leek (Gr.) overleden Dr. W. A. Veenstra, lid van de Nederlandsche Chemische Vereeniging.

* * *

Veranderingen aan te brengen in de ledenlijst 1936.

(Opgaven voor deze rubriek uitsluitend aan het Secretariaat te zenden).

- Blz. 42: Goedhart (Dr. H.), Hilversum, Bosboom Toussaintlaan 71.
„ 46: Hennemann Jr. (G.), chem. cand., Leiden, Oegstgeesterlaan 27.
„ 47: Hesselink (R.), chem. stud., Delft, Oude Delft 119.
„ 54: Ketner (Dr. C. H.), den Helder, Dijkstraat 52, leeraar R.H.B.S.
„ 55: Kok (Dr. J. A. Filedt), Amsterdam-Z., Randwijcklaan 35.

- Blz. 64: Molt (Dr. E. L.), Leiden, Rijnsburgerweg 45a, chem. b/d. N.V. Pharm. Handelsafd. v/h Kerkhoff & Co.
 „ 65: Mulders (Mej. Ir. E. M. J.), den Haag, Emmastraat 65.
 „ „: Nes (K. van), chem. cand., Amsterdam-W., Oldenbarneveldtstraat 105.
 „ 73: Rosebeek (drs. S.), Groningen, Tuinbouwstraat 11a.
 „ 74: Rij (A. H. van), chem. cand., Utrecht, Schroeder van der Kolkstraat 13 bis.
 „ 80: Steutel (drs. H. E.), Ommen (O.), „Quakerschool Eerde”.
 „ „: Sweep (Ir. E.), Amsterdam-C., Weteringschans 39b, scheik. b. d. B. P. M.
 „ 85: Visser (Ir. C.), Winschoten, Gasthuislaan 17II.
 „ 86: Voorst (Dr. F. Th. van), Alkmaar, Juliana van Stolberglaan 24.

* * *

De Secretaris is iederen Maandagmiddag van 1.30 tot 3 uur aan bovenstaand adres voor de leden te spreken. Het Bureau is in den regel geopend iederen werkdag van 9—12 en van 1.30 tot 4.30 uur, des Woensdags en des Zaterdags van 9—12 uur.

Dr. T. VAN DER LINDEN,
 Hertog Hendriklaan 6,
 Hilversum (telefoon 6255, na 6 u. n.m.).

Sectie voor Kolloïdchemie der Nederlandsche

Chemische Vereeniging.

Programma Rubbersymposium op 2 en 3 Oct. 1936 te Delft.

Het symposium zal plaats hebben in het Gebouw voor Technische Botanie, Poortlandlaan 67, te Delft, dat daartoe welwillend beschikbaar gesteld is door Prof. Dr. G. van Iterson Jr.

Vrijdag 2 Oct. 1936.

- 10u. —10.15: Ontvangst gebouw Techn. Botanie; kop koffie.
 10u.15—10.25: Opening door den Voorzitter, Dr. J. H. de Boer (Eindhoven).
 10u.25—11.15: Prof. Dr. Ir. G. van Iterson Jr. (Delft), Ontstaan van latex in de plant; de betekenis van latex voor het plantenleven; de natuurlijke coagulatie.
 11u.15—12.05: Prof. Dr. O. de Vries (Groningen), Latex en coagulum.
 12u.05—12.55: Prof. Dr. J. P. Wibaut (Amsterdam), De chemische structuur van de natuurlijke rubberkoolwaterstof en van de synthetische rubbersoorten.
 12u.55—14.30: Koffielunch in het Gebouw voor Techn. Botanie (Kosten f 1.— p. p.).
 14u.30—15.20: Dr. J. R. Katz (U.S.A.), Röntgenspectrographie van natuurlijke en synthetische rubber.
 15u.20—16.10: Dr. Ir. A. v. Rossem (Delft), Nieuwe inzichten in het wezen van het vulcanisatieproces.
 16u.10—16.25: Thee.
 16u.25—17.15: Ir. J. G. Fol (Den Haag), Toepassingen van latex.
 19u.30: Gemeenschappelijk diner in Hôtel „Terminus”, Den Haag. (Kosten f 2.— p. p. excl. dranken en fooien).

Zaterdag 3 Oct. 1936.

- 9u. — 9.50: Dr. Ir. R. Houwink (Eindhoven), De structuur van het rubbermacromolecuul in verband met de elastische eigenschappen van rubber.
 9u.50—10.30: Dr. J. Hoekstra (Venlo), De samenhang tussen reversibele en irreversibele vormveranderingen bij rubber.
 10u.30—10.45: Koffie.
 10u.45—11.25: Dr. Ir. A. J. Wildschut (Amsterdam), Electrische eigenschappen van technische rubbermengsels.
 11u.25—12.05: Ir. C. J. Rondberg (Loosduinen), Nieuwe werkmethode bij de verwerking van ruwe rubber. Deze voordracht is tevens de inleiding tot de excursie naar Vredestein.
 12u.05—12.10: Sluiting door den Voorzitter.
 12u.10—13.55: Deelnemers aan de excursie naar Vredestein per autobus (gratis) naar theetuin „Lommerrijk”, Haagweg 591, Loosduinen. Aldaar koffielunch (f 1.— p. p.).
 14u.00—16.00: Excursies.
 a. Naar de Rubberfabriek Vredestein te Loosduinen.
 b. Als alternatief: Naar den Rijksrubberdienst te Delft. Het max. aantal deelnemers voor deze laatste excursie (sub b) is bepaald op 30. De rangvolgorde van deelneming hiervoor wordt bepaald door den ontvangstdatum van het inschrijvingsformulier bij mejuffrouw Dr. A. C. Sloep, behoudens afwijkende beslissing van het Bestuur. De deel-

nemers aan excursie b lunchen op eigen gelegenheid te Delft en doen dus niet mee aan de autobusritten.
 16u.00. Per autobus (gratis) van Vredestein naar Den Haag (H.S.M., Terminus en S.S.).

De Secretaris: R. HOUWINK,
 Uiverlaan 7, Eindhoven.

Symposium over „chemie en luchtbescherming”.

In de tweede helft van November zal, onder de auspiciën der Nederl. Chem. Vereeniging, te Leiden een symposium worden gehouden over de rol der chemie bij de bescherming tegen aanvallen uit de lucht.

Aangeboden betrekkingen, werk, subsidies, enz. **)

Scheik. ing. met kapitaal gezocht ter overneming van kleine chem. fabriek. Zie verder de adv. in No. 35.

* * *

Nederl. Castoroliefabriek vraagt directeur-scheikundige. Zie verder de adv. in No. 36.

* * *

Gezocht jonge chemicus, in staat actief en financieel deel te nemen in kleine fabriek voor den aanmaak van een product, waarvoor bij deskundige autoriteiten groote belangstelling bestaat. Brieven onder motto „fabriek” aan de Redactie, Zoeterwoudsche Singel 18, Leiden.

* * *

De Municip. Council te Shanghai zoekt voor het Public Health Dep. een Engelsch sprekenden assistent-analyticus; salaris 839 Chin. dollars per maand (Chemistry & Industry 55, No. 36, van 4 Sept. 1936).

Gevraagde betrekkingen *) (plaatsing gratis voor leden).

No. 136. Chem. drs., physico-chemicus, kristallograaf, ook analytisch en anorganisch-chemisch goed onderlegd, met tweejarige ervaring in pharmaceutisch bedrijf, zoekt anderen werkring.

No. 255. Scheik. ing., diploma Delft, met ervaring in brandstoffenchemie, zoekt betrekking.

No. 294. Dr. in de scheikunde, organicus en bacterioloog, ervaren analyticus met veel laboratoriumpraktijk, research, ass. Univ. Utrecht, met 5 j. onderrichtservaring, zoekt passende betrekking.

No. 296. Dr. in de scheikunde, kolloïdchemicus, 1 jaar praktijk oliën en vetten, 3 jaar anorg. techniek, zoekt betrekking voor research of fabriek.

No. 300. Scheik. ing., dipl. Zürich 1934, zoekt plaatsing bij chemisch bedrijf (lieft verkoop- of propaganda-afdeeling) of octrooibureau. Zeer goede talenkennis (Fr., D., Eng., Ital.). Ook Indië of buitenland.

Plaatsing in werkverschaffing door bemiddeling der Commissie voor Tewerkstelling en Crisisfonds.

Voor werkloze chemici, die over eenige jaren ervaring na hun laatste examen beschikken, worden werkobjecten van technische strekking gezocht. Over organisatie en voorwaarden zie men het Chem. Weekblad van 21 Maart 1936, pag. 179.

Het werk kan beloond worden met f 1.300 à f 1.700 per jaar.

Aan vereenigingen en industrieën, die in het algemeen bereid zouden zijn een chemicus onder nader te omschrijven voorwaarden te laten werken, wordt verzocht, zich aan de Commissie T. & C. voorloopig bekend te maken, terwijl ook werkloze chemici, afgestudeerd aan Universiteit of Hoogeschool, die meenen voor deze plaatsingen in aanmerking te kunnen komen, schriftelijk bericht kunnen inzenden aan het Bureau van genoemde Commissie, gevestigd Willem Witsenplein 6, den Haag.

**) Men raadplege ook steeds de advertenties.

*) Brieven te richten tot de Chem. Arbeidsbeurs, 's-Gravenhage, Willem Witsenplein 6 (met ingesloten porto voor doorzending).

541.135
DE TEGENWOORDIGE OPVATTINGEN
OMTRENT DEN TOESTAND VAN
ELECTROLYTEN IN WATERIGE
OPLOSSINGEN ¹⁾

door

A. H. W. ATEN.

1. Het verschil tusschen de tegenwoordige opvatting en de vroegere omtrent den toestand van electrolyten in waterige oplossing heeft voornamelijk betrekking op de sterke electrolyten. Wij nemen aan, dat sterke electrolyten, dus de zouten, de sterke zuren en de sterke basen, ook in niet verdunde oplossing totaal geïoniseerd zijn. Tot deze conclusie komt men, doordat de wet van Beer voor gekleurde zouten als kopersulfaat blijkt te gelden. Wanneer kopersulfaat niet totaal geïoniseerd was, en wanneer de extinctiecoëfficiënt voor de moleculen van kopersulfaat een andere waarde had dan voor de ionen, dan zou, door de toenemende ionisatie bij toenemende verdunning, er niet voldaan zijn aan de eenvoudige uitdrukking van de wet van Beer: $\log \frac{I_0}{I_1} = \epsilon c d$.

2. Gaat men uit van de vooronderstelling, dat sterke electrolyten totaal geïoniseerd zijn, dan kan men de veranderingen, die verschillende eigenschappen van electrolytoplossingen bij toenemende verdunning vertoonen, dus niet meer toeschrijven aan een toenemende ionisatie, want deze is, ook in gecontreeerde oplossingen, volledig. Voor de verandering van het geleidend vermogen, van den osmotischen druk, van de normaal-potentiaal van metalen enz. moet men dus een andere verklaring geven. Deze verklaring berust nu hierop, dat de ionen, ofschoon ze in zooverre vrij zijn, dat ze niet met elkaar verbonden zijn tot moleculen, toch niet geheel vrij zijn. D.w.z. ze oefenen, tengevolge van hun elektrische lading, een zekeren invloed op elkaar uit, en hinderen elkaar in hun beweging.

3. Volgens Debije is de verdeeling van de ionen in een waterige oplossing niet volkomen ongeordend, zooals ze zou zijn tengevolge van de thermische beweging, als de ionen geen lading hadden, maar een ion is omgeven door andere ionen in een zoodanige verdeeling, dat er een overmaat tegengestelde lading om het ion aanwezig is. Dat dit zoo moet zijn, ziet men als volgt: Kiest men, in een oplossing van kaliumchloride, een bepaald kaliumion uit, en denkt zich daaromheen een bol beschreven, dan zal men, als men op de beweging van de kaliumionen en chloorionen let, het volgende waarnemen. Door de thermische beweging komen er telkens kaliumionen en chloorionen binnen den denkbeeldigen bol, en gaan er ook weer uit. De kaliumionen, die met een zekere snelheid aankomen, worden door het centrale kaliumion afgestooten. Ze zullen dus niet ver in den bol doordringen, en deze met een groote snelheid verlaten. De chloorionen daarentegen worden door het kaliumion aangetrokken, ze dringen dieper in den bol, en verlaten deze met een kleinere snelheid, dan de kaliumionen. De

chloorionen blijven dus langer binnen den bol, dan de kaliumionen. De bol bevat dus gemiddeld meer negatieve dan positieve ionen. Het centrale ion is dus omgeven door een atmosfeer van tegengestelde lading, de ionen-atmosfeer van Debije.

Daar deze atmosfeer ontstaat door de onderlinge aantrekking van de ionen, is het duidelijk, dat bij een zeer grooten afstand van de ionen, dus in een zeer verdunde oplossing, deze ionen-atmosfeer van weinig beteekenis zal zijn, en dat de dichtheid daarvan toeneemt met toenemende concentratie. Beschouwt men inplaats van één-waardige ionen twee-waardige ionen, dan oefenen deze door de grootere lading, een sterkere aantrekking op elkaar uit. Hooger-waardige ionen zullen dus een dichtere ionen-atmosfeer hebben. Verder is de aantrekking grooter in een medium met kleinere diëlectrische constante. De ionen-atmosfeer zal dus dichter zijn in een oplosmiddel met een kleinere diëlectrische constante. Tenslotte zal de temperatuur van invloed zijn, daar de thermische beweging zich verzet tegen de ordening van de ionen. Temperatuurverhooging zal dus, op zichzelf beschouwd, de ionen-atmosfeer minder dicht maken, maar daar de diëlectrische constante bij temperatuurverhooging afneemt, kan door temperatuurverhooging de ionen-atmosfeer dichter worden.

De grootheden, die van invloed zijn op de dichtheid van de ionen-atmosfeer, zijn dus: de lading van de ionen, de concentratie, de diëlectrische constante, en de temperatuur. In de theorie van Debije wordt de karakteristieke grootheid van de ionen-atmosfeer gegeven door:

$$\kappa = \sqrt{\frac{4 \pi \sum n_i e_i^2}{DkT}}$$

Hierin is $\frac{1}{\kappa}$ een lengte, de „dikte” van de ionen-atmosfeer (hoe grooter de dikte is, des te grooter is het volumen, waarover de lading van de ionen-atmosfeer verdeeld is, des te geringer is dus de dichtheid); n_i is de concentratie van de ionen i , uitgedrukt in ionen per cm^3 ; e_i is de lading van het ion i ; D de diëlectrische constante; k de constante van Boltzmann; T de absolute temperatuur.

Men kan deze vergelijking nog anders schrijven. Wanneer een molecule van het zout zich splitst in v_1 ionen van de waardigheid z_1 en v_2 ionen van de waardigheid z_2 , en wanneer de lading van een één-waardig ion e is, dan is, voor een oplossing van m moleculen per cm^3 $\sum n_i e_i^2 = m e^2 \sum v_i z_i^2$ en κ wordt dus:

$$\kappa = \sqrt{\frac{4 \pi e^2}{DkT}} \cdot \sqrt{m \sum v_i z_i^2}$$

De karakteristieke grootheid van de ionen-atmosfeer is dus te schrijven als het product van twee factoren. De eerste factor is alléén afhankelijk van de temperatuur en van de diëlectrische constante. Deze is dus voor een gegeven oplosmiddel en een bepaalde temperatuur constant. De bijzonderheden van den electrolyt komen tot uitdrukking in den tweeden factor. Het zijn de concentratie en de waardigheid van de ionen, die hier van invloed zijn.

Een grootheid, die overeenkomt met dezen tweeden factor, was reeds vroeger door Lewis ingevoerd, n.l. $\mu = \frac{m}{2} \sum v_i z_i^2$, de ionensterkte, waarin m echter

¹⁾ Voordracht, gehouden voor het Congres van leeraren in de wis- en natuurkundige wetenschappen, op 16 April 1936.

niet de concentratie in moleculen per cm^3 beteekent, maar de molariteit. Ook wordt er nog gedeeld door twee. Lewis had reeds gevonden, dat men de eigenschappen van electrolyten het best met elkaar kan vergelijken als men de oplossing beschouwt niet bij een gelijke normaliteit, of molariteit, maar bij een gelijke ionensterkte.

Daar in de vergelijking van κ de wortel uit μ of uit n voorkomt, vindt men deze $\mu^{1/2}$ of $n^{1/2}$ ook terug in de verschillende vergelijkingen die de afhankelijkheid van de eigenschappen van electrolytoplossingen van de concentratie aangeven.

4. Beschouwen we nu in de eerste plaats het geleidend vermogen van een oplossing van een electrolyt. Het specifiek geleidend vermogen wordt gewoonlijk aangeduid met κ , wat wel geen aanleiding zal geven tot verwarring met de boven gebruikte κ voor de reciproke dikte van de ionen-atmosfeer.

$\kappa = c(u + v)$, waarin c de concentratie van de ionen in gram-aequivalenten per cm^3 is, en u en v de electrolytische bewegelijkheden van de ionen zijn. Voor c schreef men vroeger, ook voor sterke electrolyten, αn , waarin α de graad van ionisatie is, en n het aantal gram-aequivalenten van den electrolyt per cm^3 . Dan wordt $\kappa = n\alpha(u + v)$ en

$\lambda = \frac{\kappa}{n} = \alpha(u + v)$, waarin λ het aequivalent geleidingsvermogen is.

Deze λ nam, volgens onze vroegere opvattingen (Arrhenius, Ostwald), toe bij toenemende verdunning omdat α toenam. $u + v$ beschouwde men als onafhankelijk van de verdunning.

Volgens de tegenwoordige opvatting is bij sterke electrolyten, α bij iedere verdunning $= 1$; de vergelijking wordt dus $\lambda = u + v$, en een verandering van λ moet dus een verandering van $u + v$ zijn. Voor een concentratie c is $\lambda_c = (u + v)_c$, voor een concentratie $c = 0$ is $\lambda_0 = (u + v)_0$.

Schrijft men $\lambda_c = f_\lambda \lambda_0$, waarin f_λ de geleidingsfactor is, dan had deze f_λ dus vroeger de beteekenis van den graad van ionisatie, α , nu is $f_\lambda = \frac{(u + v)_c}{(u + v)_0}$.

Dat $\frac{\lambda_c}{\lambda_0}$ niet den graad van ionisatie kan voorstellen, was reeds lang bekend. Uit de metingen van Kohlrausch was gebleken, dat het aequivalent geleidend vermogen kan worden weergegeven door een vergelijking $\lambda_c = \lambda_0 - A c^{1/2}$ of $f_\lambda = \frac{\lambda_c}{\lambda_0} = 1 - \frac{A}{\lambda_0} c^{1/2}$.

Indien nu $\frac{\lambda_c}{\lambda_0} = \alpha$, de graad van ionisatie was, zou men mogen verwachten, dat deze α voldeed aan de wet van de massawerking: $\frac{\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{k}{c}$.

Voor oplossingen van sterke electrolyten, waar α weinig van 1 verschilt, zou deze vergelijking voor kleine concentraties moeten naderen tot $1 - \alpha = \frac{c}{k}$

$$1 - \frac{\lambda_c}{\lambda_0} = \frac{c}{k} \quad \lambda_c = \lambda_0 - \frac{\lambda_0}{k} c.$$

D.w.z. λ_0 zou, in verdunde oplossingen, een lineaire functie moeten zijn van c , en niet van $c^{1/2}$.

5. Men moet dus de verandering van f_λ met de concentratie toeschrijven aan een verandering van $(u + v)_c$. Deze moet bij toenemende concentratie

kleiner worden, dus de wrijving, die de ionen onder vinden, wordt bij toenemende concentratie groter.

Deze ionen-wrijving is samengesteld uit tweeërlei wrijvingen. De eene is een wrijving van de ionen tegen de moleculen van het oplosmiddel. Deze bestaat ook weer uit twee gedeelten, de Stoke'sche wrijving, die het gevolg is van de botsing met de moleculen van het oplosmiddel, en die ook ongeladen deeltjes vertoonen, en de electrodynamische of dipoolwrijving, die het gevolg is van de werking van de lading der ionen op de dipoolmoleculen van het water. Deze beide beschouwt men als onafhankelijk van de concentratie. Daarnaast is er een wrijving werkzaam, die veroorzaakt wordt door de ionen-atmosfeer, en deze zal dus wel afhankelijk zijn van de concentratie. Deze is samengesteld uit de relaxatie-wrijving en de electrophoretische wrijving. Het is gemakkelijk in te zien, dat de ionen-atmosfeer de beweging van het centrale ion zal belemmeren.

Indien het centrale ion zich onder invloed van een elektrische kracht beweegt, geraakt het uit het middelpunt van zijn ionen-atmosfeer, die zich niet met oneindige snelheid kan vervormen, maar daarvoor een zekeren tijd noodig heeft (relaxatie-tijd). Het gevolg is dus, dat het ion met een zekere kracht teruggetrokken wordt naar zijn oorspronkelijken stand, wat overeenkomt met een zekere wrijving, de relaxatie-wrijving.

De electrophoretische wrijving komt tot stand, doordat het centrale ion en zijn ionen-atmosfeer zich onder invloed van een elektrische kracht in tegengestelde richting bewegen. Beide slepen watermoleculen mede, die dus tegen elkaar wrijven. Deze wrijving is grooter, als het snelheidsverval in de bewegende waterlagen grooter is, dus als de tegengestelde ladingen dichter bij elkaar zijn, d.w.z. als de dichtheid van de ionen-atmosfeer grooter is.

6. Het is dus begrijpelijk, dat $u + v$ bij toenemende concentratie kleiner wordt, want de wrijving wordt grooter, doordat de ionen-atmosfeer dichter wordt. De mathematische uitwerking van Debye en Hückel heeft geleid tot een vergelijking van den vorm $\lambda_c = \lambda_0 - A c^{1/2}$, die dus overeenstemt met die van Kohlrausch. Debye schrijft de vergl. in den vorm

$$\lambda_c = \lambda_0 - A \sqrt{v\gamma}, \quad 1 - f_\lambda = \frac{A}{\lambda_0} \sqrt{v\gamma}.$$

waarin λ het molecuair geleidend vermogen is, γ de concentratie in grammoleculen per l, en v het aantal ionen, waarin een molecule zich splitst.

Uit de metingen van Kohlrausch bij 18° vindt men de volgende vergelijkingen:

$$\begin{array}{ll} \text{KCl:} & \lambda = 129.93 - 59.94 \sqrt{2\gamma} \quad \frac{A}{\lambda_0} = 0.4613 \\ \text{Ba(NO}_3)_2: & \lambda = 233.90 - 262.23 \sqrt{3\gamma} \quad 1.121 \\ \text{MgSO}_4 & \lambda = 229.40 - 970.7 \sqrt{2\gamma} \quad 4.231 \end{array}$$

In fig. 1 is het molecuair geleidend vermogen van oplossingen van KCl geteekend als functie van $\sqrt{2\gamma}$. Bij zeer kleine concentraties nadert deze lijn tot een rechte, waarvan het snijpunt met de λ -as λ_0 geeft, en de helling den coëfficiënt A . Bij een concentratie 0.01 zijn er reeds afwijkingen van het lineaire beloop. De gemeten λ is grooter dan de berekende.

In fig. 2 is voor KCl, K_2SO_4 en MgSO_4 het aequivalent geleidend vermogen geteekend, dat beter in

dezelfde figuur geteekend kan worden dan het moleculair geleidend vermogen. Men ziet hier het verschil in helling van de drie lijnen, dat het gevolg

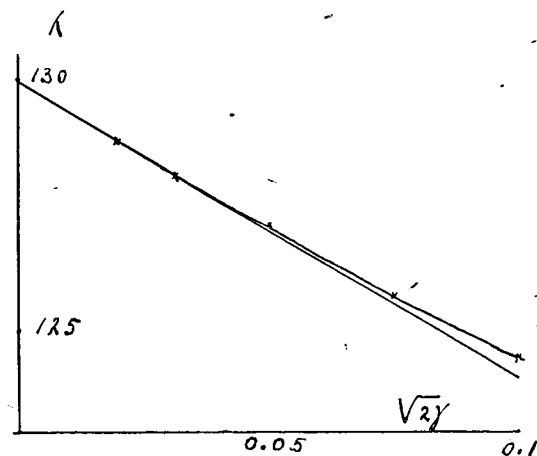


Fig. 1. Aequivalent geleidend vermogen van opl. van KCl bij 18° als functie van $\sqrt{2}\gamma$; γ is de normaliteit van de oplossing.

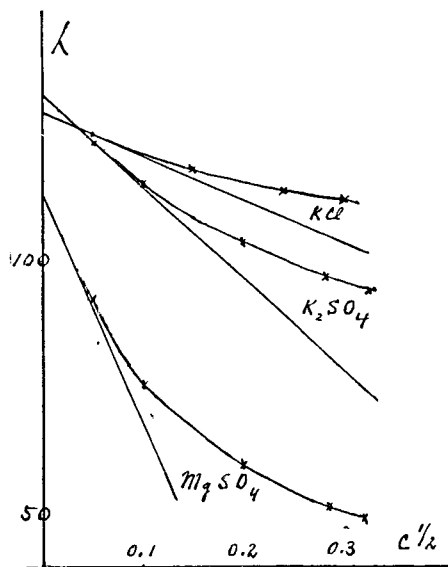


Fig. 2. Aequivalent geleidend vermogen van opl. van KCl, K_2SO_4 en $MgSO_4$ bij 18°, als functie van $c^{1/2}$. C is de normaliteit van de oplossing.

is van de verschillende waardigheid der ionen. Ditzelfde verschil blijkt uit de boven aangegeven waarde van $\frac{A}{\lambda_0}$. Deze $\frac{A}{\lambda_0}$ is niet alleen afhankelijk van de waardigheid der ionen, maar ook van hun gemiddelden wrijvingscoëfficiënt en hun gemiddelden straal. Dit maakt, dat $\frac{A}{\lambda_0}$ voor analoog samengestelde electrolyten verschillende waarden heeft.

Hij varieert van 0.40 voor CsCl tot 0.72 voor $LiIO_3$; van 0.87 voor K_2SO_4 tot 1.54 voor $Pb(NO_3)_2$; van 4.23 voor $MgSO_4$ tot 5.18 voor $CdSO_4$. Dit maakt ook, dat de experimenteele controle van de vergelijking van Debye moeilijk is. Men kan zeggen, dat de vorm van de vergelijking overeenkomt met den experimenteel gevonden, en dat de gemiddelde diameter van de ionen, dien men uit de waarde van f_1 berekent, van de goede grootte-orde is, n.l. van de orde van 10^{-8} cm.

De vergelijking van Debye luidt:

$$1 - f_1 = \sqrt{\frac{4\pi\epsilon^2}{DkT}} \frac{1}{n} \left[\frac{\epsilon^2}{6DkT} w_1 + b w_2 \right], \text{ waarin}$$

ϵ = elementair lading; D = diëlectrische constante; k = constante van Boltzmann; T = absolute temperatuur; n = concentratie in moleculen per cm^3 ; v = aantal ionen, waarin een molecuul zich splitst; w_1, w_2 zijn waardigheidsfactoren, b is de „gemiddelde diameter” van de ionen, die gegeven worden door

$$w_1 = \frac{\sum v_i z_i^2 q_i}{\sqrt{\sum v_i \sum v_j z_j^2}} \cdot \frac{\sum v_i z_i^4}{\sum \frac{v_i z_i^2}{q_i}}$$

$$w_2 = \sqrt{\frac{\sum v_i z_i^2}{\sum v_i}} \quad b = \frac{\sum v_i z_i^2 b_i}{\sum \frac{v_i z_i^2}{q_i}}$$

Hierin is v_i het aantal ionen van de soort i , dat zich uit een molecule vormt; z_i de waardigheid van dit ion; q_i zijn wrijvingscoëfficiënt en b_i zijn diameter. $\sum v_i$ is dus $= v$.

Voert men hiervoor de getallen-waarden in, daarbij tevens de concentratie uitdrukkende in grammoleculen per l, dan wordt, bij 18°

$$\frac{A}{\lambda_0} = 0.278 w_1 + 0.233 \cdot 10^8 b w_2.$$

Onsager heeft, rekening houdende met de Brownsche beweging van de ionen, een vergelijking afgeleid voor het moleculair geleidend vermogen waarin behalve de waardigheid van de ionen, nog slechts hun bewegelijkheid voorkomt. Deze vergelijking heeft den vorm $\lambda = \lambda_0 - A m^{1/2}$, waarin m de molariteit van de oplossing is en A bij 25° gegeven wordt door de vergelijking:

$$A = 0.274 \frac{2q}{1 + \sqrt{q}} z_1 z_2 \lambda_0 (\sum v_i z_i^2)^{1/2} + 21.14 (\sum v_i z_i^2)^{3/2}$$

waarin

$$q = \frac{z_1 z_2 (u + v)}{(z_1 + z_2) (z_2 u + z_1 v)}.$$

Deelt men door $u + v$, en noemt men $\frac{v}{u + v}$ de transportverhouding n , dan wordt:

$$q = \frac{z_1 z_2}{(z_1 + z_2) [z_2 + (z_1 - z_2)n]}.$$

De uitdrukking voor A bevat nu uitsluitend bekende grootheden, en men kan dus, uit de waardigheid van de ionen, het geleidend vermogen bij oneindige verdunning, en de transportverhouding, de verandering van λ met de concentratie berekenen. Voor een binaire electrolyt wordt de vergl. van Onsager veel eenvoudiger, omdat voor $z_1 = z_2$ $q = \frac{1}{2}$ wordt. De vergl. van Onsager geeft een tamelijk bevredigende aansluiting met de metingen, o.a. met den valentieregel van Ostwald, die zegt, dat voor een neutraalzout bij 25° $\lambda_{1024} - \lambda_{32}$ ongeveer $10 z_1 z_2$ is. Uit de vergl. van Onsager vindt men hiervoor 11 tot 13 maal $z_1 z_2$.

7. Beschouwen we nu de zwakke electrolyten, waarvoor α niet gelijk één is, maar dikwijls een zeer kleine waarde heeft, dan geldt hier de vergelijking

$\lambda_v = \alpha_v (u + v)_c$ en $\lambda_o = (u + v)_o$, dus

$$\alpha = \frac{\lambda_c}{\lambda_o} \cdot \frac{(u + v)_o}{(u + v)_c}$$

waarin nu niet, zooals vroeger, $(u + v)_c$ en $(u + v)_o$ aan elkaar gelijk gesteld mogen worden.

Daar de oplossingen van zwakke electrolyten *zeer verdunde* oplossingen van de ionen zijn (in 0.1 n azijnzuur bijv. is de concentratie van de ionen ongeveer 0.001 n) is de fout, die ontstaat door verwaarloozing van dit verschil, niet groot.

De verandering van het geleidend vermogen met de concentratie is bij zwakke electrolyten in hoofdzaak toe te schrijven aan de verandering van α en slechts voor een zeer klein deel aan de verandering van $u + v$. Bij azijnzuur wordt α $10 \times$ zoo groot, als men de oplossing verdunt van 2×10^{-1} tot 1.8×10^{-3} n, terwijl $u + v$ daarbij slechts met enkele procenten van zijn waarde toeneemt.

8. In de vergelijking van het potentiaalverschil tusschen een metaal en een vloeistof, die vroeger geschreven werd, bij 25°

$$V_{\text{met.}} - V_{\text{opl.}} = \varepsilon + \frac{0.059}{n} {}^{10}\log c_i$$

moet men inplaats van de concentratie een andere grootheid schrijven, de actieve concentratie of activiteit, a . Dus.

$$V_{\text{met.}} - V_{\text{opl.}} = \varepsilon + \frac{0.059}{n} {}^{10}\log a.$$

Hierbij is a zoo gedefinieerd, dat het is de waarde van de concentratie, die men in de potentiaalvergelijking moet schrijven, om te maken, dat deze uitkomt, en a moet zoo gekozen zijn, dat voor $c = a$ wordt.

Men kan ook schrijven, als m de molariteit van de oplossing is, $a = fm$, f is hier de activiteitsfactor, voor $m = 0$ moet $f = 1$ worden. Voor matig verdunde oplossingen blijkt f kleiner te zijn dan 1, hij neemt hier af bij toenemende concentratie. Bij geconcentreerde oplossingen neemt f toe met de concentratie, en dikwijls wordt hij groter dan 1. Hieruit blijkt wel duidelijk, dat de activiteitsfactor niet den graad van ionisatie voorstelt.

Dat de actieve concentratie van de ionen kleiner is dan de werkelijke concentratie, komt, doordat de vrije energie van de ionen kleiner wordt tengevolge van de ionen-atmosfeer.

De twee ionen, waaruit een electrolyt is opgebouwd, zullen in het algemeen niet denzelfden activiteitsfactor hebben. Men onderscheidt ze voor de positieve en de negatieve ionen door f_+ en f_- , en de activiteitsfactor van den electrolyt wordt gegeven door den gemiddelden activiteitsfactor van de ionen. Voor een binaire electrolyt is dit $f_{\pm} = (f_+ f_-)^{1/2}$, voor een electrolyt, die zich splitst in v_1 positieve ionen en v_2

negatieve ionen wordt het $f_{\pm} = (f_+^{v_1} \cdot f_-^{v_2})^{1/(v_1 + v_2)}$

De gemiddelde activiteitsfactor van zoutzuur bij 25° is aangegeven in onderstaande tabel.

Teekent men ${}^{10}\log f$ ($m^{1/2}$) dan blijkt deze, voor alle één-éénwaardige electrolyten, bij kleine concentraties te naderen tot een rechte, die gegeven wordt, bij 25° door $-{}^{10}\log f = 0.50 m^{1/2}$.

In fig. 3 is deze lijn voor zoutzuur geteekend voor

m	f HCl gev.	f HCl ber.	${}^{10}\log f$ HCl	$m^{1/2}$
0.001	0.966	0.964	9.984	0.0316
0.002	0.954	0.950	9.979	0.0447
0.005	0.932	0.921	9.969	0.0707
0.010	0.910	—	9.959	0.100
0.020	0.881	—	9.945	0.141
0.100	0.796	—	9.901	0.316
0.500	0.757	—	9.879	0.707
1.00	0.810	—	9.908	1.00
4.00	1.762	—	0.245	2.00
8.00	5.98	—	0.777	2.83
12.00	17.3	—	1.238	3.46
16.00	43.3	—	1.636	4.00

kleine concentraties, in fig. 4 voor groote concentraties. Dit toenemen van den activiteitsfactor bij grotere concentraties is een algemeen verschijnsel,

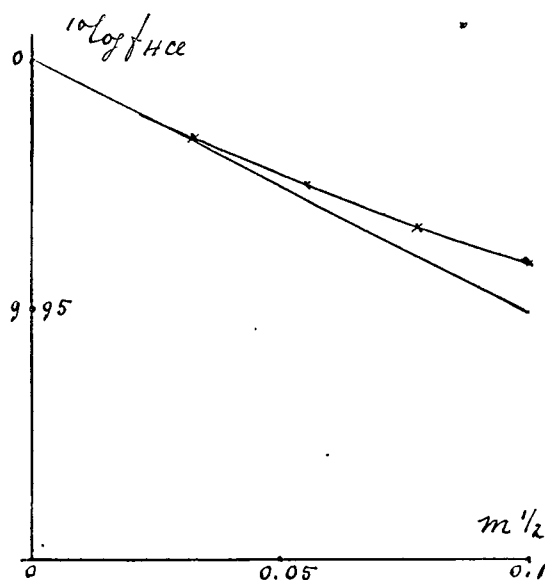


Fig. 3. Log van den activiteitsfactor van zoutzuur als functie van $m^{1/2}$ voor kleine concentraties, m is de molariteit van de oplossing.

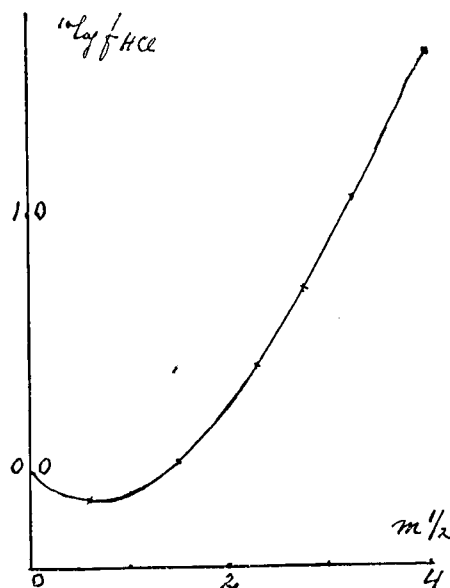


Fig. 4. Log van den activiteitsfactor van HCl als functie van $m^{1/2}$ voor groote concentraties.

maar bij weinig electrolyten is dit zoo sterk als bij zoutzuur.

Wanneer men spreekt van de sterkte van zoutzuur bij chemische reacties, dan is de actieve concentratie, de activiteit, daarvoor een betere maatstaf dan de analytische concentratie, de molariteit. Uit bovenstaande tabel ziet men, hoeveel deze verschillen. De actieve concentratie van 4 m HCl is $4 \times 1.76 = 7.1$, die van 16 m HCl is $16 \times 43.3 = 710$. In dit gebied wordt dus, als de analytische concentratie van HCl $4 \times$ zoo groot wordt, de actieve concentratie $100 \times$ zoo groot.

9. De theorie van Debye is met veel grootere zekerheid toe te passen op de berekening van activiteitsfactoren, dan op die van geleidingsfactoren, omdat er bij de eerste geen kinetische beschouwingen noodig zijn. De theorie leidt, voor zeer verdunde oplossingen, tot onderstaande vergelijking. In geconcentreerde oplossingen doen zich afwijkingen voor, die ten deele door de theorie verklaard worden.

Voor den activiteitsfactor van een ion i geeft de theorie van Debye de vergl.

$$-n \log f_i = w z_i^2 \frac{\epsilon^2}{2 D k T} \sqrt{\frac{4 \pi \epsilon^2}{D k T} \sum n \nu_i}$$

Hierin is:

ϵ de lading van een éénwaardig ion; D de diëlectrische constante; T de absolute temp.; k de constante van Boltzmann; n de concentratie in moleculen per cm^3 ; ν_i het aantal ionen i , dat zich vormt bij splitsing van een molecule van de electrolyt; w is de waardigheidsfactor, die gegeven wordt door

$$w = \sqrt{\frac{\sum \nu_i z_i^2}{\sum \nu_i}}$$

Men kan dus ook schrijven:

$$-n \log f_i = \frac{\epsilon^2}{2 D k T} \sqrt{\frac{4 \pi \epsilon^2}{D k T}} \cdot z_i^2 \sqrt{n \sum \nu_i z_i^2}$$

Voor een gegeven oplosmiddel bij een bepaalde temperatuur is $\frac{\epsilon^2}{2 D k T} \sqrt{\frac{4 \pi \epsilon^2}{D k T}}$ constant, en de activiteitsfactor van een bepaald ion is dus afhankelijk van de waardigheid van dit ion, en van de ionensterkte, dus ook van de andere ionen, die in de oplossing aanwezig zijn.

De gemiddelde activiteitsfactor van een electrolyt is

$$f_{\pm} = (f_+^{\nu_1} \cdot f_-^{\nu_2})^{\frac{1}{\nu_1 + \nu_2}}$$

$$\text{dus } \log f_{\pm} = \frac{1}{\nu_1 + \nu_2} (\nu_1 \log f_+ + \nu_2 \log f_-)$$

waaruit volgt

$$-n \log f_{\pm} = \frac{\epsilon^2}{2 D k T} \sqrt{\frac{4 \pi \epsilon^2}{D k T}} \cdot \frac{\sum \nu_i z_i^2}{\sum \nu_i} \sqrt{n \sum \nu_i z_i^2} \text{ of}$$

$$-n \log f_{\pm} = \frac{\epsilon^2}{2 D k T} \sqrt{\frac{4 \pi \epsilon^2}{D k T}} w^3 \sqrt{n \sum \nu_i}$$

Wanneer men de getallenwaarden invoert, en de concentratie uitdrukt in de molariteit γ , dan wordt voor 25°

$$-n \log f_i = 0.816 w z_i^2 \sqrt{\gamma \sum \nu_i} \text{ of}$$

$$-^{10} \log f_i = 0.354 w z_i^2 \sqrt{\gamma \sum \nu_i}$$

en voor een één-éénwaardige electrolyt, waar $w = 1$, $z_i = 1$, en $\sum \nu_i = 2$.

$$-^{10} \log f_i = 0.50 \sqrt{\gamma}.$$

De activiteitsfactoren voor meerwaardige electrolyten zijn veel kleiner, door de grootere waarde van w . Deze w bedraagt voor KCl 1, voor K_2SO_4 1.41, voor MgSO_4 2 en voor $\text{Ba}_3 [\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ 2.44.

10. Deze zelfde activiteit komt voor in alle vergelijkingen, die betrekking hebben op het evenwicht van ionen, dus ook in de vergelijking van het oplosbaarheidsproduct, en in de wet van de massawerking. De gebruikelijke afleiding van de constantheid van het oplosbaarheidsproduct met behulp van de wet van de massawerking gaat nu niet meer door, daar er in een verzadigde oplossing van een zout geen ongesplitste moleculen voorkomen. Men kan de vergl. voor het oplosbaarheidsproduct afleiden uit de vergl. van de thermodynamische potentiaal, of ook uit de uitdrukking voor de elektrische potentiaal. Voor een stof als chloorzilver kan men n.l. schrijven, als men het evenwicht tusschen het vaste chloorzilver en de zilverionen in oplossing beschouwt:

$$V_{\text{AgCl}} - V_{\text{opl.}} = \epsilon_1 + 0.059 \log a_{\text{Ag}}^+$$

Beschouwt men het evenwicht met de chloorionen in oplossing, dan geldt:

$$V_{\text{AgCl}} - A_{\text{opl.}} = \epsilon_2 - 0.059 \log a_{\text{Cl}}^-.$$

waaruit dus volgt:

$$a_{\text{Ag}}^+ \cdot a_{\text{Cl}}^- = 10^{\frac{\epsilon_2 - \epsilon_1}{0.059}} = \text{constant}.$$

Noemt men het activiteitsproduct $a_{\text{Ag}}^+ a_{\text{Cl}}^- = L_a$, en het oplosbaarheidsproduct $c_{\text{Ag}}^+ \cdot c_{\text{Cl}}^- = L_c$, dan is het eerste een constante, en het tweede dus niet, want:

$$a_{\text{Ag}}^+ \cdot a_{\text{Cl}}^- = f_{\text{Ag}}^+ \cdot c_{\text{Ag}}^+ \cdot f_{\text{Cl}}^- \cdot c_{\text{Cl}}^- = f_{\text{Ag}}^+ \cdot f_{\text{Cl}}^- \cdot L_c = L_a.$$

$L_c = \frac{L_a}{f_{\text{Ag}}^+ f_{\text{Cl}}^-}$. In verdunde oplossing nemen de activiteitsfactoren af bij toenemende concentratie. L_c wordt dus groter. In geconcentreerde oplossingen nemen de activiteitsfactoren weer toe, en L_c neemt dus af.

Het beloop van L_c is dus ongeveer zoo, als in fig. 5 is aangegeven.

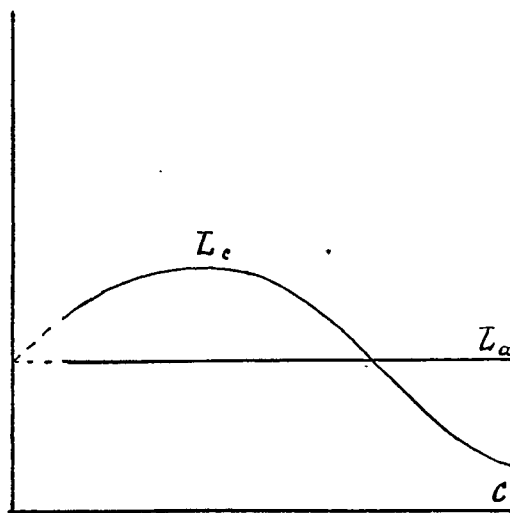


Fig. 5. Verandering van het oplosbaarheidsproduct $C_+ \cdot C_-$

De oplosbaarheid van een zout kunnen we aangeven door de concentratie van een van de ionen, bijv. die van het kation. Hiervoor zal dus gelden:

$$c_+ = \frac{L_c}{c_-} = \frac{L_a}{f_+ f_- c_-}$$

Bij toevoeging van een indifferenten electrolyt, waarbij c_+ en c_- gelijk blijven, wordt dus:

$$c_+ = \frac{L_a^{1/2}}{f_{\pm}}$$

Daar $f_{\pm}$ kleiner is dan 1 en bij toenemende concentratie afneemt, wordt door toevoeging van een indifferenten electrolyt c_+ grooter, de oplosbaarheid dus vergroot. Door toevoeging van een electrolyt met gelijknamig anion wordt c_- grooter, maar $f_+ f_-$ kleiner. Of c_+ hierdoor afneemt of toeneemt zal er van afhangen, of de vergroting van c_- de vermindering van $f_+ f_-$ overtreft of omgekeerd. Dit laatste vindt men dikwijls bij meerwaardige ionen, omdat hier de activiteitsfactoren sterker afnemen bij toenemende concentratie. Komt men, bij zeer geconcentreerde oplossingen, in het gebied waar $f_+ f_-$ toeneemt bij toenemende concentratie, dan zal bij vergroting van c_- c_+ zeer sterk afnemen.

Het beloop van c_+ (c_-) zal dus worden voorgesteld door lijnen als in fig. 6 geteekend. Was $c_+ \cdot c_- = L_c$ constant, dan zou de lijn een hyperbool ABC zijn. Door de bovengenoemde veranderingen van de activiteitsfactoren met de concentratie is het werkelijke beloop dat van de lijn DEFH.

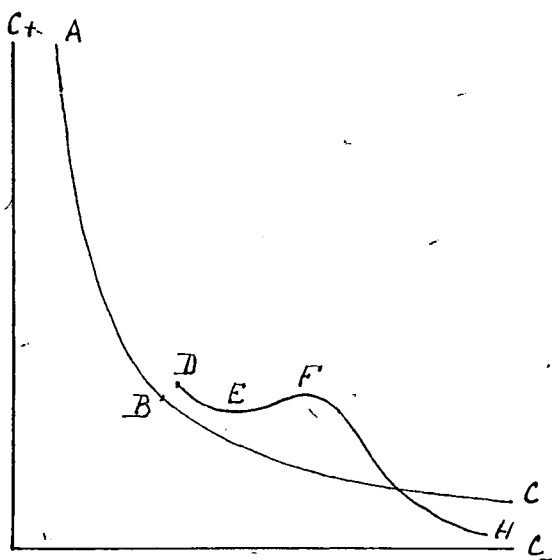


Fig. 6. Verandering van de oplosbaarheid, C_+ , bij toenemende concentratie van het andere ion, C_- .

De verandering van de oplosbaarheid door toevoeging van een indifferenten electrolyt, en door toevoeging van een gelijknamig ion, ziet men aan het hieronder gegeven voorbeeld van de oplosbaarheid van Ag_2SO_4 bij 25°.

Grammoleculen per l.

KNO_3	Ag	$(NH_4)_2 SO_4$	Ag
0.00	0.054	0.00	0.054
0.03	0.059	0.01	0.052
0.06	0.063	0.02	0.050
0.15	0.073	0.05	0.049
0.60	0.106	0.10	0.049
1.50	0.153	0.20	0.051
		0.50	0.062
		1.00	0.079

In fig. 7 en fig. 8 zijn deze waarden in teekening gebracht. Door KNO_3 stijgt de oplosbaarheid van Ag_2SO_4 voortdurend, door $(NH_4)_2SO_4$ vindt eerst een daling, daarna een stijging plaats.

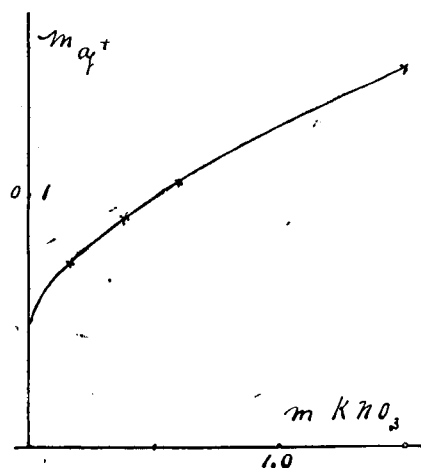


Fig. 7. Verandering van de oplosbaarheid van Ag_2SO_4 , uitgedrukt als m_{Ag^+} door toevoeging van KNO_3 .

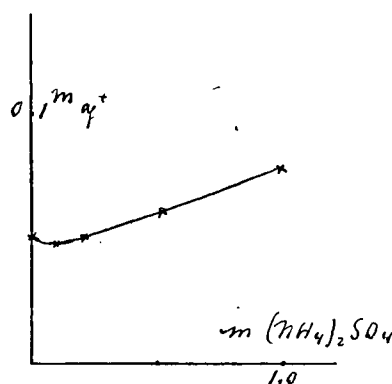


Fig. 8. Verandering van de oplosbaarheid van Ag_2SO_4 , uitgedrukt als m_{Ag^+} door toevoeging van $(NH_4)_2SO_4$.

Hier zijn wij dus op het stuk DEF van fig. 6. Het andere stuk, EFH, vindt men bij de oplosbaarheid van KCl in zoutzuur, die in onderstaande tabel aangegeven is, en in fig. 9 geteekend is.

Gewichtsmolariteit van oplossingen van HCl, verzadigd met KCl bij 0°.

m HCl	0.00	0.39	0.66	1.11	2.27	3.40	4.08	6.42
m KCl	2.90	3.05	2.79	2.38	1.60	1.00	0.75	0.20
m Cl^-	2.90	3.44	3.45	3.49	3.87	4.40	4.83	6.62
L_c	8.40	10.2	9.65	8.30	6.20	4.40	3.65	1.32
f KCl	0.60	0.54	0.56	0.60	0.69	0.83	0.91	1.51

In de tabel is tevens aangegeven $L_c = m_{K^+} m_{Cl^-}$ en $f_{KCl} = \left(\frac{L_a}{L_c}\right)^{1/2}$.

Men berekent f_{KCl} als L_a bekend is, met de waarde van L_c uit de tabel. Nu is L_a constant, en dus dezelfde als voor een oplossing van zuiver KCl. Deze bevat bij 0° 2.90 m KCl. De activiteitsfactor van deze oplossing is ongeveer 0.6. Daaruit berekent men

$$L_a = 2.90^2 \times 0.6^2 = 3.0.$$

Uit de tabel blijkt, dat de oplosbaarheidsvermindering van KCl door HCl voor een veel grooter deel is toe te schrijven aan de vermindering van L_0 (doordat f_{KCl} grooter wordt) dan aan de vermeerdering van de concentratie van de chloorionen.

Bovendien blijkt, dat er een gebied is, waar f_{KCl} toeneemt van 0.54 tot 0.60, terwijl m_{Cl} , die hier gelijk is aan de ionensterkte, slechts toeneemt van 3.44 tot 3.49. Hieruit volgt, dat in dit gebied van geconcen-

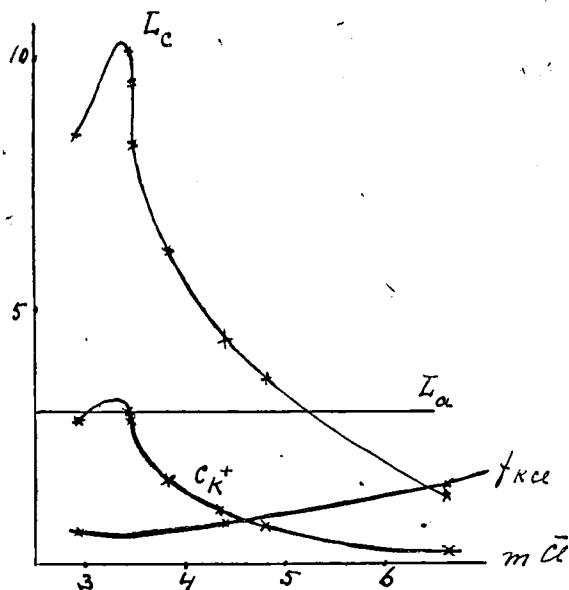


Fig. 9. Oplosbaarheidsproduct L_0 , en oplosbaarheid C_{K^+} , van KCl in oplossingen met HCl bij 0°.

treerde oplossingen, de activiteitsfactor niet uitsluitend bepaald wordt door de ionensterkte, maar ook door den aard der aanwezige ionen. Vervanging van 0.7 mK⁺ door 0.7 mH⁺ doet, bij nagenoeg constante ionensterkte, den activiteitsfactor ongeveer 10 % van zijn waarde toenemen.

11. In de wet van de massawerking moet ook de activiteit inplaats van de concentratie geschreven worden. Dus voor een zwak zuur, als azijnzuur: $H^+ + A_c^- \rightleftharpoons HAc$ geldt de vergl.

$$\frac{a_{H^+} a_{ac^-}}{a_{Hac}} = K_a = \frac{f_{H^+} f_{ac^-}}{f_{Hac}} \cdot \frac{c_{H^+} c_{ac^-}}{c_{Hac}} = \frac{f_{H^+} f_{ac^-}}{f_{Hac}} \cdot K_c.$$

Daar K_a constant is, is K_c niet constant, maar afhankelijk van de concentratie van het zuur, en van aanwezige electrolyten. Neemt men aan, dat $f_{Hac} = 1$ is, dan wordt $K_a = f_{H^+} f_{ac^-} K_c$.

In 0.1 m H_{ac} is de concentratie van de ionen ongeveer 0.001. Neemt men aan, dat de activiteitsfactor hier evengroot is als in 0.001 m HCl, dan is $f_{H^+} f_{ac^-}$ ongeveer 0.93, en de waarde van K_c is dus ongeveer 7 % grooter dan K_a . Overigens hangt het van de gebruikte gegevens af, welke K men vindt. Indien men uit het geleidend vermogen op de juiste wijze den graad van ionisatie berekent, dan vindt men daaruit K_c . Meet men echter de waterstofpotential van een azijnzuuroplossing, dan berekent men daaruit

$$a_{H^+} = f_{H^+} c_{H^+}.$$

Nu is $c_{H^+} = c_{ac^-}$, en $a_{ac^-} = f_{ac^-} c_{ac^-} = f_{ac^-} \cdot \frac{a_{H^+}}{f_{H^+}}$.

In de wet van de massawerking wordt dit dus Aangezien in verdunde oplossing f_{ac^-} en f_{H^+} weinig verschillen, en f_{Hac} weinig van 1 verschilt, geeft de uitdrukking $\frac{a_{H^+}^2}{c_{Hac}}$ een vrij goede

constante, die ongeveer K_a is.

12. Past men dezelfde beschouwingen toe op het evenwicht van bufferoplossingen, bijv. mengsels van azijnzuur en natriumacetaat, dan geldt daarvoor:

$$\frac{a_{H^+} a_{ac^-}}{a_{Hac}} = K_a, \quad a_{H^+} = K_a \cdot \frac{a_{Hac}}{a_{ac^-}}$$

$$a_{H^+} = K_a \cdot \frac{f_{Hac}}{f_{ac^-}} \cdot \frac{m_{Hac}}{m_{NaAc}}, \text{ of, als men } f_{Hac} = 1 \text{ stelt.}$$

$$a_{H^+} = K_a \cdot \frac{1}{f_{ac^-}} \cdot \frac{m_{Hac}}{m_{NaAc}}. \text{ Noemt men } -^{10}\log a_{H^+}$$

$$p_H, \text{ dan wordt } p_H = p_K + ^{10}\log f_{ac^-} - ^{10}\log \frac{m_{Hac}}{m_{NaAc}}.$$

De p_H van deze bufferoplossing is dus niet bepaald alleen door de mengverhouding van azijnzuur en natriumacetaat, maar ook door de waarde f_{ac^-} , die afhankelijk is van de totale electrolytconcentratie. Door toevoeging van een indifferent zout, bijv. KCl, wordt f_{ac^-} kleiner, de logarithme dus negatiever, en de p_H dus lager. De oplossing wordt in dit geval dus sterker zuur. De p_H wordt hier werkelijk kleiner: bij meting met een waterstofelectrode vindt men een kleinere p_H .

13. Doet men echter een calorimetrische p_H -bepaling met een indicator, dan geeft de toevoeging van een zout een schijnbare p_H -verandering (zoutfout van een indicator). Voor het evenwicht tusschen de ionen en de moleculen van een indicator



geldt ook weer

$$\frac{a_{H^+} a_{I^-}}{a_{HI}} = K_a, \quad a_{H^+} = K_a \cdot \frac{a_{HI}}{a_{I^-}}$$

$$a_{H^+} = K_a \cdot \frac{f_{HI}}{f_{I^-}} \cdot \frac{c_{HI}}{c_{I^-}}, \text{ en als men } f_{HI} = 1 \text{ stelt.}$$

$$a_{H^+} = K_a \cdot \frac{1}{f_{I^-}} \cdot \frac{c_{HI}}{c_{I^-}} \quad p_H = p_K + ^{10}\log f_{I^-} - ^{10}\log \frac{c_{HI}}{c_{I^-}}$$

Colorimetrisch bepaalt men de verhouding van de concentraties, $\frac{c_{HI}}{c_{I^-}}$. Vindt men deze voor een reeks

oplossingen gelijk, dan besluit men daaruit, dat de p_H gelijk is. Deze conclusie is echter alleen juist, als $^{10}\log f_{I^-}$ gelijk is. Bevat een van de oplossingen een groote hoeveelheid opgelost zout, dan is van deze oplossing f_{I^-} kleiner, en bij gelijke kleur is de p_H hier dus kleiner. Men vindt dus op deze wijze de p_H van de zouthoudende oplossing te hoog.

14. Bij de eigenschappen van oplossingen van electrolyten, die in verband gebracht worden met den osmotischen druk, zooals vriespunt daling, kookpuntverhoging enz., zijn dezelfde afwijkingen van de klassieke theorie aanwezig. Wanneer P_K de osmotische druk volgens de klassieke theorie is, dan is de gemeten osmotische druk $P = f_0 P_K$, waar f_0 de osmotische factor is. Dat deze niet den graad van ionisatie kan voorstellen blijkt op dezelfde wijze als bij het geleidend vermogen en bij potentiaalmetingen. Volgens Debije is deze osmotische factor

$$f_0 = 1 - \frac{\epsilon^2}{6 DkT} \sqrt{\frac{4\pi\epsilon^2}{DkT}} n \sum v_i \left(\frac{\sum v_i z_i^2}{\sum v_i} \right)^{3/2}$$

Deze laatste factor is w^3 , wanneer men, evenals bij de activiteitsfactoren $\sqrt{\frac{\sum v_i z_i^2}{\sum v_i}} = w$ stelt.

Daar voor een waarde van f_0 , die weinig van 1 verschilt, $1 - f_0 = -\log f_0$, kan men schrijven

$$-\log f_0 = \frac{\epsilon^2}{6 DkT} \sqrt{\frac{4\pi\epsilon^2}{DkT}} w^3 \sqrt{n \sum v_i}$$

waaruit dus volgt

$$-\log f_{\pm} = 3 \log f_0.$$

Voor zeer verdunde oplossingen geldt dus voor den osmotischen factor hetzelfde, als wat voor den activiteitsfactor gezegd is.

15. Wat nu de behandeling van deze onderwerpen bij het middelbaar onderwijs betreft, kan men zeggen, dat er bij zwakke electrolyten geen principieele wijzigingen noodig zijn. Bijv. de terugdringing van de ionisatie van azijnzuur door natriumacetaat kan, zonder een groote fout te maken, op de gebruikelijke wijze behandeld worden. Ook het oplosbaarheidsproduct, als men zich beperkt tot weinig oplosbare stoffen, zooals AgCl en BaSO_4 , en wanneer men niet als voorbeeld neemt het neerslaan van NaCl of KCl door toevoeging van sterk HCl .

Bij de osmotische verschijnselen is het moeilijker. Vraagstukken, waarbij gevraagd wordt uit de vriespuntsdaling van een oplossing van NaCl den graad van ionisatie te berekenen, en dergelijke, behooren te verdwijnen.

Amsterdam, Laboratorium voor electrochemie van de Universiteit, Augustus 1936.

542.42

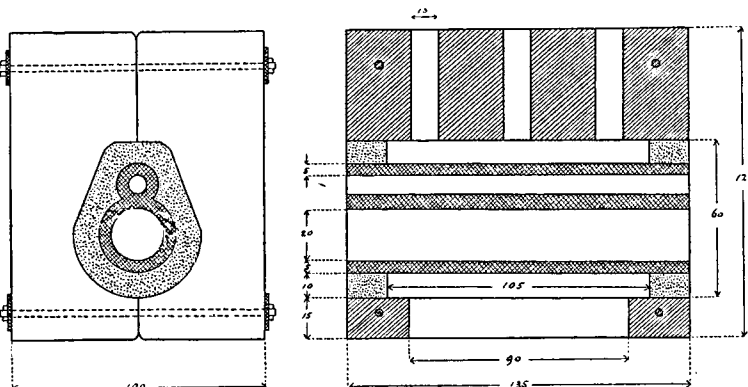
LABORATORIUMMEDEDEELING.

Gasoventje met temperatuurcontrole. Voor het verhitten van buizen op een temperatuur van 500–800° kan gebruik worden gemaakt van een oventje volgens J. van den Berg ¹⁾.

Om de temperatuur binnen in de buis constant en gelijkmatig verdeeld te houden, heb ik de te verhitten buis omgeven door een dikwandige messingbuis. Indien de temperatuur niet binnen in de buis gemeten kan worden, kan dit geschieden door op de messingbuis een verdikking te soldeeren met een opening erin voor het thermokoppel. Men moet er dan wel rekening mee houden, dat de temperatuur binnenin de buis ongeveer 30° lager kan zijn dan de afgelezene.

Ter bevestiging van de messingbuis kan men gebruik maken van stukjes alundumcement ²⁾, die men vormt en, na drogen, 3 uur op 1000° verhit. Eenvoudiger komt men tot hetzelfde doel door de koperen buis, geschoven over een glazen buis, op haar plaats in het oventje te brengen. De glazen buis ondersteunt men zolang met een paar statieven. Daarna vult men aan de beide einden de ovenopening, over

1 1/2 cm, op met natte asbestvezels, verkregen door asbest-karton in wat water te weeken. Na drogen verwijdt men de glazen buis en blijft de messingbuis op haar plaats.



Het oventje wordt verhit met één spleetbrander.

Indien de diameter van de te verhitten buis groter is dan de dikte van één diatomietsteen, neemt men twee steenen, die met 4 koperen plaatjes en trekstangetjes op elkaar worden geklemd.

D. VAN DUYN.

Delft, Laboratorium voor analytische scheikunde der Technische Hoogeschool.

BOEKAANKONDIGINGEN.

63(08)

Inlichtingen en Onderzoekingen van de Afdeling Handelsmuseum in 1935, met registers op alle sinds 1929 verschenen deeltjes. Kon. Ver. Koloniaal Instituut, Amsterdam. Mededeeling no. XXXIX., Afd. Handelsmuseum no. 16, Amsterdam, 1936, 170 pp., 16 × 23 cm, f 2.—.

Evenals in de andere sedert 1929 jaarlijks verschenen deeltjes, wordt ook nu weer mededeeling gedaan over vaak zeer actuele onderwerpen. Daar een groot aantal van de door de Afd. Handelsmuseum uitgegeven Berichten over Derris en Rotenon sedert lang uitverkocht zijn (waarom kunnen die niet herdrukt worden? Het behandelde product is toch uiterst actueel!) en de belangstelling voor dit nieuwe Indische product zeer groot is, wordt de inhoud dezer Berichten in dit nummer uitvoerig herhaald, en uitgebreid met de resultaten van de nieuwste onderzoekingen.

Van verscheidene producten, die niet systematisch aangeplant worden in Indië of Suriname, werden monsters gegeven aan daartoe in aanmerking komende mogelijke afnemers, met het doel zodoende te weten te komen of een dergelijk product een technische waarde heeft of zou kunnen verkrijgen, zulks ten voordeele van de planters. Dit is reeds vroeger geschied met Surinaamsche sinaas-appelen, die nu in Nederland ingevoerd worden en zoo bestaan er op het oogenblik plannen tot oprichting van een fabriek voor ananasconserven te Palembang.

C. Landweer.

* * *

547.97(022)

Dr. Günther Schiemann, Die Chemie der natürlichen und künstlichen organischen Farbstoffe. Leopold Voss, Leipzig, 1936, 136 pp., 13 × 20 cm., gebrosch. RM. 7.20.

In dit in meer dan één opzicht handige boekje wordt de lezer niet alleen door het geheele gebied der kleurstoffen

¹⁾ Chem. Weekblad 31, 24 (1934).

²⁾ loc. cit.

rondgeleid, maar wordt hem tevens een overzicht gegeven van de physische problemen rondom deze belangrijke groep van chemische verbindingen.

Het contact met de literatuur wordt in hoofdzaak gevormd door verwijzingen naar de bekende tabellen van G. Schultz. Verder is er een lijst van de belangrijkste werken op dit gebied, terwijl een opgave van de voornaamste kleurstofproducenten evenmin ontbreekt.

Het boekje is bedoeld voor studenten in de chemie, maar kan uitermate nuttig zijn voor chemici, dië in bedrijven werkzaam zijn, waar kleurstoffen gebruikt worden.

Te betreuen valt alleen, dat de schrijver zich, bij het geven van technische namen en in het algemeen bij de bespreking der synthetische kleurstoffen, beperkt heeft tot de producten der I. G. Farben-Industrie en de Ciba (Gesellschaft für chemische Industrie, Basel), waardoor het boekje aan algemeenheid verloren heeft.

L. J. N. van der Hulst.

* * *

661.183.4(022)

Dr. Ing. Franz Krczil, Kieselgur, ihre Gewinnung, Veredlung und Anwendung. Sammlung chemischer und chemisch-technischer Vorträge, N. F. Heft 32. Verlag Ferdinand Enke, Stuttgart, 1936, 197 pp., RM. 15.60.

Kieselgoer, de in de practijk gebruikelijke naam voor diatomeeënaarde, is een artikel op de wereldmarkt geworden, dat steeds meer belangstelling ondervindt, daar het voor zeer verschillende doeleinden gebruikt wordt, terwijl men vroeger met dit „witte bergmeel” geen raad wist. Nadat het eerst gebruikt is als vervalschingsmiddel van meel voor de broodbereiding, heeft men later nuttiger toepassingen ervoor kunnen vinden, waarover deze monografie uitvoerig uitsluitsel geeft. Tot nog toe vond men de literatuur over het kieselgoer hoofdzakelijk in octrooien verspreid, maar thans ligt er van de hand van een terzake kundig schrijver een zeer overzichtelijk boekje voor ons. Belangstellenden zullen hier veel in lezen over vindplaatsen, verwerking, eigenschappen, onderzoek en vooral over de vele mogelijkheden van toepassing van deze stof. En als zoodanig kan men dit geslaagde werkje aan ieder, die zich voor kieselgoer interesseert, aanraden, omdat men er zeker iets van zijn gading in tegenkomen zal. De uitvoering is, als alle nummers dezer serie, keurig verzorgd; alleen blijft het overnemen van Nederlandsche namen voor buitenlandse auteurs blijkbaar onoverkomelijk moeilijk. (Alf. Norit Mij., van Ginneken, van Rutten, Watermann, enz.).

H. A. Boekenooen.

PERSONALIA, ENZ.

Bij Kon. besluit zijn benoemd tot officier in de Orde van Oranje-Nassau Prof. Ir. W. Th. Clous, hoogleeraar aan de Kon. Militaire Academie te Breda en Dr. Ir. A. Wijnberg te Aalsmeer.

* * *

Bij Kon. besluit van 15 Augustus is, met ingang van den datum waarop hij in functie zal treden, tijdelijk benoemd tot inspecteur van de volksgezondheid bij den dienst, welke in het bijzonder belast is met de handhaving van de wettelijke bepalingen op de uitoefening van de artsijbereidkunst, van de Warenwet en van de Opiumwet en met de zaken, rakende de hygiëne van bodem, water en lucht, de heer M. J. N. Schuurmsma, ap., oud-directeur van den keuringsdienst voor waren te Breda, aan wien als ambtsgebied is aangewezen het gebied van de keuringsdiensten voor waren Goes, 's-Hertogenbosch en Maastricht en van Dordrecht, voor zoover gelegen in de provincie Noord-Brabant.

Bij beschikking van den minister van sociale zaken is als standplaats voor voornoemden ambtenaar aangewezen de gemeente Breda.

* * *

Ir. E. S. Sweep is benoemd tot scheikundige bij de Bataafsche Petroleum-Maatschappij.

* * *

Ir. H. W. Nicolai is benoemd tot directeur der N.V. Chemische Industrie „De Toren” te Naarden.

* * *

Ir. C. Visser te Rijswijk (Z.H.) is benoemd tot ingenieur bij de N.V. Chemische Fabrick „Gembo” te Winschoten.

* * *

The Faraday Society. Onder verwijzing naar de mededeeling op blz. 483, kan nog worden medegedeeld, dat het aantal te houden voordrachten 31 bedraagt, waaronder een van Prof. Dr. J. A. Prins te Wageningen (Some new results and general interpretation by amorphous substances).

* * *

Het Pharm. Weekblad van 12 Sept. (blz. 1268—1280) bevat een zeer lezenswaardige mededeeling van Prof. P. van der Wielen, getiteld „Iets over de Pharmacie in Rusland” (naar aanleiding van een reis door dat rijk).

* * *

In „De Ingenieur” van 11 Sept. 1936 (jaarg. 51, No. 37), bespreekt Ir. M. W. van Rossum du Chattel het Rapport van de Commissie van Advies, benoemd door het Economisch-Technologisch Instituut in Limburg, in zake de mogelijke oprichting van een aluminiumfabriek in Nederland.

* * *

No. 4 van het tijdschrift „Rubber Age” (London) geeft in de serie „Men of mark in the rubber industry” het portret van Prof. Dr. O. de Vries, oud-directeur van het Buitenzorgsche Rubberproefstation.

* * *

Voor de Nederl. Ver. van employé's, werkzaam in chemisch bedrijf en laboratorium „Chemilabor” (Afd. 's-Gravenhage) zal Vrijdag 25 September a.s. des avonds om 8 $\frac{1}{4}$ uur in de bovenzaal van Café „The Corner”, Anna Paulownastraat 70c, hoek Laan van Meerdervoort, een lezing worden gehouden door den heer Th. J. Linke over: Chemie en techniek van de zeepfabriek.

* * *

Ter gelegenheid van het 50-jarig bestaan van den Verein deutscher Chemiker, vindt te Frankfurt a. M. van 2 tot 11 Juli 1937 de *Achema VIII* (Ausstellung für chemisches Apparatewesen) plaats. Nadere inlichtingen verstrekt de Dechema (Deutsche Ges. f. chem. Apparatewesen), Berlin W 35, Potsdamer Strasse 103a.

TER BESPREKING ONTVANGEN BOEKEN.

(aanvragen te richten tot de redactie).

The chemical formulary, vol. III, editor-in-chief H. Bennett. New York. D. van Nostrand Co., 1936, 566 pp., geb. \$ 6.—

M. Sörensen, On the nature of the carbohydrate in lactalbumin. Compt. rend. Lab. Carlsberg 21, No. 8 (1936), Kr. 0.30.

F. C. Gerretsen, Een onderzoek naar de oorzaken der veenkoloniale haverziekte. Den Haag, Algem. Landsdrukkerij, 1936, 67 blz., f 1.10.

H. Casimir, Theorie der electriciteit. Amsterdam, N.V. Het Kompas, 1936, 233 pp.

Abridged scientific publications from the Kodak research laboratories, Vol. 16 (1933—34). Rochester (N.Y.), 1935, 229 pp.

Canned beer. Den Haag, International tin research and development council, 1936, 14 pp.

R. Durrer, Erzeugung von Eisen und Stahl; Dresden—Leipzig, Th. Steinkopff, 1936, 159 pp., RM. 10.—

O. Brunck, Quantitative Analyse; Dresden—Leipzig, Th. Steinkopff, 1936, 223 pp., geb. RM. 9.—

CORRESPONDENTIE; ENZ.

Gezondheidscongres. Wij herinneren hier nog eens aan dit congres, dat op 2 en 3 October a.s. te 's-Gravenhage zal plaats vinden. Een uitvoerige mededeeling over de agenda treft men aan op blz. 483 en 484 van den loopenden jaargang van het Chem. Weekblad. Nadere inlichtingen en programma's verstrekt,

op aanvraag, Prof. C. F. van Oijen, Biltstraat 166, Utrecht. Vooral onder de in Sectie II te behandelen onderwerpen zijn er, die de belangstelling van menigen chemicus zullen trekken. In het programma treft men den korten inhoud der voordrachten aan.

Spelling. In het Chem. Weekblad laat de Redactie twee schrijfwijzen toe, nl. die volgens de Vries en te Winkel (waarbij het „Verklarend handwoordenboek” van M. J. Koenen dienst doet) met de vereenvoudiging van „eene” en „eenen” tot „een”, en die volgens de ministriele beschikking.

Onzen lezers zij ook de raadpleging van „Onze Taal” (maandblad van het Genootschap „Onze Taal”) aanbevolen.

Men vraagt titels van boeken van recenten datum over het conserveren van levensmiddelen.

In welke particuliere of openbare bibliotheek is aanwezig het Russische tijdschrift: Shurnal technitscheskoï fiziki (J. techn. Physik)?

Men vraagt naam en adres van den Italiaanschen uitvinder van de bereiding van glycerine (naast alcohol) uit rijst.

Laatste berichten. Woensdagavonds worden in de opgemaakte aflevering nog korte berichten geplaatst, die Maandags nog niet in ons bezit waren. Er wordt daarvoor ruimte gemaakt, door bijv. de rubriek „Volontairsplaatsen” te bekorten of weg te laten en een deel van de rubriek „Vraag en Aanbod” een week te laten liggen. Hetgeen tijdelijk moet achterwege blijven wordt echter later weer opgenomen.

VOLONTAIRSPLAATSEN DOOR BEMIDDELING DER COMMISSIE VOOR TEWERKSTELLING EN CRISISFONDS.

De Commissie voor Tewerkstelling en Crisisfonds, Willem Witsenplein 6, den Haag (*spreekuur: iederen Donderdag van 1.30 tot 3 uur*) maakt afstudeerende chemici opmerkzaam op de gelegenheid tot overleg met haar voor het vinden van een volontairsplaats in werk op door hen gewenscht gebied.

Verscheidene laboratoria hebben zich reeds bereid verklaard een of meer volontairsplaatsen beschikbaar te stellen, vele anderen zullen dit vermoedelijk doen, wanneer de Commissie daarom ten behoeve van een werklozen chemicus zou verzoeken. *Zoo noodig kan de Commissie in de door volontairs gemaakte onkosten bijdragen of zelfs een bescheiden tegemoetkoming in levensonderhoud geven.*

In totaal waren in Augustus onder de auspiciën der Commissie werkzaam 21 personen, van welke 17 in hoogeschoollaboratoria, 4 in practijk- of fabriekslaboratoria.

B. Anorg.-chem. lab der Universiteit, Hugo de Grootstraat 27, Leiden. Directeur: Prof. Dr. A. E. van Arkel. Onderwerp: algemeene problemen der ionentheorie, speciaal niet-waterige oplossingen. Afdeling Dr. W. P. Jorissen; onderwerpen: explosieve reacties, autoxydatie, geïnduceerde oxydatie, brand en explosie doovende middelen. Schriftelijke aanmelding bij Prof. van Arkel, resp. Dr. Jorissen en bij de Commissie T. & C.

E. Histologisch lab. der Gemeentelijke Universiteit van Amsterdam, Sarphatistraat 108, Directeur: Prof. Dr. G. C. Heringa. Onderwerp: gedrag van kleurstoffen aan weefseloppervlakken en grensvlakken. Schriftelijke aanmelding bij Prof. Heringa en bij de Commissie T. & C.

H. Laboratorium voor technische botanie, Poortlandlaan 67, Delft. Onderwerp: Anisotrope zwelling. Schriftelijke aanmelding bij Prof. Dr. G. van Iterson Jr., Delft en bij de Commissie T. & C.

J. Laboratorium der Nederlandsche Handels-Hoogeschool, Pieter de Hoochweg 122, Rotterdam. Medisch-chemisch onderwerp, verband houdende met de vetstofwisseling. Schriftelijke aanmelding bij Prof. Dr. P. E. Verkade en bij de Comm. T. & C.

K. Scheikundig laboratorium der Koninklijke Militaire Academie, Singelstraat 10, Breda. Onderwerp in overleg te kiezen, betrekking hebbende op: explosieve stoffen, metaallallages, smeermiddelen, water, mortels, verfstoffen. Schriftelijke aanmelding bij Prof. Ir. W. Th. Clous en bij de Commissie T. & C.

L. Laboratorium voor org. scheikunde der technische Hoogeschool, Westvest 9, Delft. Directeur: Prof. Dr. Ir. J. Böeseken. Onderwerp: in overleg met den practicant te kiezen op het gebied der organische scheikunde. Schriftelijke aanmelding bij Prof. Böeseken en bij de Commissie T. & C.

P. Lab. voor de medisch-veterin. chemie, Univ. Utrecht (Biltstraat 172). Directeur: Prof. Dr. B. Sjollema. Onderwerp: micro-analytische methoden in verband met biochemische onderzoeken, keuze na overleg. Schriftelijke aanmelding bij Prof. Sjollema en bij de Commissie T. & C.

Q. Scheikundig laboratorium der Vrije Universiteit, de Lairessestraat 174, Amsterdam. Leider: Prof. Dr. Ir. J. Coops. Onderwerp: organisch-preparatief werk. Schriftelijke aanmelding bij Prof. Coops en bij de Commissie T. & C.

S. Nederlandsch Visscherij-Proefstation, Maliebaan 103, Utrecht, Directeur: Dr. J. Olie. Onderwerp: Voortzetting van de onderzoeken omtrent het prepareren van vischnetten. Schriftelijke aanmelding bij Dr. Olie en bij de Commissie T. & C.

V. Lab. voor physische chemie en colloidchemie der Landbouwhoogeschool, Heerenstr. 16, Wageningen, Dir.: Dr. H. J. C. Tendeloo. Onderwerp in overleg met den practicant te kiezen, hetzij algemeen physisch- of colloid-chemisch of op het gebied der bodem-colloïden. Schriftelijke aanmelding bij Dr. Tendeloo en bij de Commissie T. & C.

W. Keuringsdienst van Waren te Zutphen. Onderwerp, verband houdend met het onderzoek van levensmiddelen (één of twee volontairsplaatsen). Schriftelijke aanmelding bij den Directeur van den Keuringsdienst of bij de Commissie T. & C.

X. Instituut voor Tropische Hygiëne, Mauritskade 57, Amsterdam. Onderzoek naar de samenstelling van de koolhydraten der kapselbacteriën. Aanmelding bij Prof. Dr. E. P. Snijders of bij de Commissie T. & C.

IJ. Keuringsdienst van Waren Keizersgracht 732, Amsterdam. Directeur: Dr. A. van Raalte. Onderwerp: in overleg met den practicant te kiezen op het gebied der biochemie of levensmiddelenchemie. Schriftelijke aanmelding bij Ir. J. Straub, Keizersgracht 732, Amsterdam-C.

Z. Keuringsdienst van Waren, Utrecht, Rijnkade 2. Onderwerp, verband houdend met de dagelijksche onderzoeken, in overleg met den directeur vast te stellen. (Aanmelding bij den directeur of bij de Commissie T. en C.).

Aan leiders van laboratoria, die plaatsen voor practicanten beschikbaar hebben, wordt verzocht dit aan de Commissie te melden onder inzending van een bericht ter opneming in deze rubriek.

VRAAG EN AANBOD.

Correspondentie wordt over deze rubriek niet gevoerd: de Redactie zendt alleen brieven door, waarvoor men porto insluit.

Ter overneming gevraagd:

Balansje tot 200 of 250 g, nauwkeurig op 0.1 mg ongeveer.

Goed bruikb. microscoop.

Balansje tot 250 g, op 0.1 mg nauwkeurig en balans tot 5 kg, op 0.1 g nauwkeurig.

Codex Alimentarius, afl. 5 en 6.

W. A. Whitworth, Choice and chance.

Exercises in choice and chance.

I. Todhunter, A history of the mathematical theory of probability.

J. Bertrand, Calcul des probabilités.

Microscoop.

Refractometer.

Balans op 0.1 g nauwkeurig tot 1 kg.

Ter overneming aangeboden:

E. Muller, Elektrochem. (potentiometr.) Massanalyse, 5e druk.

W. Nernst, Theoretische Chemie, 18e druk.

A. Eucken, Grundriss d. physik. Chemie, 4e druk, 1934.

H. de Vries, Beknopt leerb. d. projectieve meetk., 1923.

H. de Vries, Leerboek beschr. meetk. I, II, 1922.

Barrau, Analytische meetkunde I, 1918.

Rutgers, Inleid. t. d. anal. meetkunde I, 1928, II, 1923.

Schuh, Beknopte hoogere algebra, 1926.

Chem. Abstracts 1933 en 1934 geb., 1935 in afl.

Rec. trav. chim. 38 (1920) tot heden (of een gedeelte).

India Rubber J. 42 (1911) tot 70 (1925) en 80 (1930) tot heden (of een gedeelte).