

CHEMISCH WEEKBLAD

ORGAAN VAN DE NEDERLANDSE CHEMISCHE VERENIGING

INHOUD

	Blx.		Blx.
Symposium over pH-meting.	897	Verenigingsnieuws	909
Verhandelingen, Overzichten, Verslagen	898	Mededelingen van het Secretariaat. — 105e Algemene Vergadering. — Examens voor Analyst. — Secties. — Chemische Kringen.	
Prof. Dr. A. C. Schuffelen, Het meten van waterstof-ionenconcentraties.		Mededelingen van verwante verenigingen	910
Dr. R. Loosjes, pH-meting in suspensies.		Mededelingen van verschillende aard	911
Laboratoriummededelingen.	906	Wij ontvingen.	911
Drs. R. W. Spanhoff, Over een natriumbepaling in kaas.		Vraag en Aanbod	912
Handel en economie.	907	Aangeboden betrekkingen	912
Dr. E. L. Krugers Dagneaux, De wereldproductie van aluminium.		Gevraagde betrekkingen	912
Boekbesprekingen.	907	Correspondentie	912
Personalia	909	Agenda van Vergaderingen	912

Symposium over pH-meting

545.371 : 06.653

Op 15 Juni werd te Utrecht door de Sectie voor Chemische Technologie en Bedrijfschemie van de Nederlandse Chemische Vereniging in samenwerking met de Afdeling voor Chemische Techniek van het Koninklijk Instituut van Ingenieurs een symposium over pH-meting gehouden, waarop dit onderwerp, dat zowel theoretisch als praktisch van zoveel belang is, van vele kanten werd belicht.

Met de publicatie van de op dit symposium gehouden voordrachten wordt in dit nummer een begin gemaakt. Daar op dit symposium in hoofdzaak de praktische zijde van het onderwerp op de voorgrond stond, prijst de redactiecommissie zich gelukkig te kunnen berichten, dat, in aansluiting op deze serie artikelen, een uitvoerige beschouwing over „De definitie van de pH” zal verschijnen.

In het eerste artikel van de serie behandelt *Schuffelen*, „Het meten van waterstofionenconcentraties”, waarbij voor de praktische bepaling van de pH colorimetrische en electrometrische methodes in aanmerking komen.

De eerste berusten op het zuur-zout of zout-base-evenwicht, waarbij de kleur van de indicator, een zwak zuur of zwakke base, een functie is van de pH. De bepaling wordt uitgevoerd door vergelijking van de kleur, die de indicator aanneemt in de te meten oplossing, met die in een bufferoplossing met bekende pH.

Electrometrische methodes berusten op de meting van een E.M.K. in een electrodesysteem, waarvan het H-ion direct of indirect bepalend is voor de potentiaal.

Na deze algemene inleiding geeft *Loosjes* een beschouwing over *pH-meting in suspensies*, waarbij de electrometrische bepaling beïnvloed wordt door de aanwezige gesuspendeerde deeltjes, hetgeen met suspensie-effect wordt aangeduid. Dit effect wordt veroorzaakt door de KCl-brug, waardoor een elektrische kortsluiting ontstaat.

Uitgaande van deze verklaring wordt een formule voor het suspensie-effect gegeven.

Mendlik bespreekt in de volgende voordracht de *pH in de bierbrouwerij*. Na een elementaire samenvatting van de bierbereiding wordt de nadruk gelegd op de grote rol die de pH van de wort en de samenstelling van het voor het brouwen gebruikte water hierbij speelt.

In de vierde voordracht behandelt *Waterman* „De waterstofionenconcentratie en de industrieën der koolhydraten”, waarbij op de grote verliezen wordt gewezen, die in bedrijven het gevolg kunnen zijn van het veronachtzamen of niet zorgvuldig uitvoeren van de pH-meting. Uit eigen experimentele ervaring vermeldt de schrijver een tweetal voorbeelden, die duidelijk doen zien, dat de ontleding door alkaliën van daarvoor gevoelige suikers zeer gemakkelijk en vrij onverwacht kan optreden. Verder wordt gewezen op het belang van de titrimetrische zuurgraad naast de bepaling van de pH voor het inzicht in de bufferwerking.

Aan de hand van experimenteel onderzoek wordt tenslotte aangetoond, dat voor de inversie van saccharose niet alleen de H-ionen-concentratie beslissend is, en dat de ontleding der monosen door alkaliën beheerst wordt door de vorming van verbindingen tussen de gevoelige suikers en alkali, welke verbindingen daarna ontleden.

In de laatste voordracht — *Voorzorgen bij pH-metingen* — legt *Boeke* er de nadruk op, dat pH-metingen met moderne glaselectroden en daaraan aangepaste meettoestellen, zeer eenvoudig en snel kunnen geschieden, waarbij de bereikte nauwkeurigheid meestal in hogere mate door de gebruiker wordt bepaald, dan door de intrinsieke nauwkeurigheidsgrenzen van de apparatuur. In een systematisch en uitgebreid overzicht worden tal van foutenbronnen genoemd, welke de nauwkeurigheid der meting kunnen verminderen en worden de middelen aangegeven om deze fouten te voorkomen.

Het meten van waterstofionenconcentraties *)

door A. C. Schuffelen

545.371

De definitie van de pH van een oplossing biedt verschillende moeilijkheden, de beste benadering blijkt te zijn $pH = -\log c \cdot f_{\pm}$. De door Sørensen gegeven E_0 kan daarom beter vervangen worden door die van MacInnes, Belcher en Shedlovsky. De uitvoering der meting kan zowel electrometrisch als colorimetrisch worden gedaan.

Bij verandering van de temperatuur der oplossing wijzigt zich de pK_w van bijv. 14.00 bij 25°C tot 12.25 bij 100°C . Vooral in alkalische oplossingen hebben hierdoor grote veranderingen van de pH plaats. In oplossingen van buffersystemen is deze verandering zeer onoverzichtelijk, daar de dissociatieconstante van het zwakke zuur of de zwakke base een optimum heeft bij een bepaalde temperatuur.

1. In een waterige oplossing van electrolyten komen steeds ionen voor, zoals door Arrhenius ¹⁾ reeds in 1887 werd verondersteld en wat voor ons nu gemeengoed is geworden. Daar het water ook zelf in ionen gesplitst is, zullen in een waterhoudende oplossing steeds H^+ - en OH^- -ionen aanwezig zijn, en wel, zoals uit het geleidingsvermogen werd afgeleid, in zulke hoeveelheden, dat het product van H^+ en OH^- , uitgedrukt in molen per liter bij kamertemperatuur steeds ten naaste bij 10^{-14} bedraagt. De variatie in waterstof- of hydroxylionenconcentratie in zure en alkalische oplossingen kan dit gebied omspannen en dus 10^{-14} bedragen. Er zijn weinig oplossingen van andere ionen, waarin zulke trajecten voorkomen. Dit mag wel als een van de redenen genoemd worden, dat voor zovele technische en biologische processen de metingen en daardoor de kennis van de concentratie van H^+ - en OH^- -ionen van groot belang is.

2. Daar het werken met negatieve machten voor het gebruik zeer onhandig is, werd door Sørensen ¹⁾ in 1909 de zogenaamde pH-schaal ingevoerd. Door de concentratie uit te drukken in haar negatieve logarithme werd een handelbare grootte verkregen, die langzamerhand burgerrecht verwierf. Het is momenteel zelfs zo, dat elke landbouwer, die zich respecteert, over de pH van zijn akker spreekt, terwijl hij nooit van logarithmen, laat staan van negatieve logarithmen gehoord heeft. Ook voor vele anderen, die de grootte pH regelmatig toepassen en in hun conclusies betrekken, staat niet immer duidelijk voor ogen met welke fysische grootte zij manipuleren. Voor de theoretici staat ten slotte wel vast, dat de definitie van de berekende pH zeer moeilijk is. Zij weten wel wat niet gemeten wordt, maar ternauwernood wat wel gemeten wordt.

Toen Sørensen het pH-begrip invoerde, nam men aan, dat alle electrolyten in een waterige oplossing min of meer gedissocieerd waren en kende men geen kwalitatief onderscheid tussen sterke en zwakke zuren, basen en zouten. Nu nemen we twee klassen van verbindingen aan met wel een kwalitatief verschil. De ene groep — de sterke electrolyten — zijn geheel in ionen gesplitst, de andere groep — de zwakke

electrolyten — zijn slechts voor een gedeelte gedissocieerd. Indien nu de pH gedefinieerd wordt volgens Sørensen, namelijk

$$pH = -\log c_H$$

dan is voor oplossingen van sterke zuren en basen uit de concentratie de pH zeer nauwkeurig te berekenen. In de praktijk blijkt echter de meting niet met deze berekening overeen te komen. Zo berekent men voor zoutzuur van respectievelijk 0.001, 0.01 en 0.1 normaal een pH van 3.00, 2.00 en 1.00, terwijl de meting ons de waarden van respectievelijk 3.02, 2.04 en 1.09 geeft. De definitie van Sørensen sluit dus niet aan bij de gebruikelijke metingen.

Men heeft daarom gepoogd een andere definitie aan de pH te geven en wel haar in verband met de aard van de meting te koppelen aan de activiteit van de H^+ -ionen ($a_H = c_H \cdot f_H$) in de oplossing. Deze definitie luidt:

$$pH = -\log a_H$$

$$\text{of } pH = -\log c_H \cdot f_H$$

Het zal nuttig zijn na te gaan, wat we bij de meting van de pH bepalen, om daaruit te kunnen vaststellen of deze tweede definitie wel voldoet.

De standaardmeting voor de bepaling van de waterstofionenconcentratie van een oplossing is die, waarbij men van de $Pt(H_2)$ -electrode gebruik maakt, zodat we deze werkwijze nader zullen beschouwen.

De pH-meting komt dan in beginsel neer op het meten van de emk (E) van bijvoorbeeld de volgende galvanische cel:

$Pt(H_2) : \text{oplossing-X} : \text{verzadigd KCl} : \text{verzadigde calomel-electrode}$

In deze cel komen drie potentiaalsprongen voor, namelijk bij a, bij b en bij c, die tezamen de E van de cel vormen.

$$E = E_a + E_b + E_c$$

Indien de cel in evenwicht is — uit de aard der zaak een voorwaarde voor een juiste meting — dan zal de electrochemische potentiaal van de waterstof-electrode ($\bar{\mu}_e$) gelijk moeten zijn aan de electrochemische potentiaal van de oplossing-X ($\bar{\mu}_x$).

We mogen dus schrijven:

$$\bar{\mu}_e = \bar{\mu}_x$$

of indien we deze potentiaal in haar chemisch en electrisch deel (respectievelijk μ en $nF\psi$) ontleden:

*) Voordracht, gehouden op het symposium over pH-meting, op 15 Juni 1950 te Utrecht, georganiseerd door de Sectie voor Chemische Technologie en Bedrijfschemie der Ned. Chem. Vereniging en de Afdeling voor Chemische Techniek van het Kon. Inst. van Ingenieurs.

$$\mu_e + nF\psi_e = \mu_x + nF\psi_x$$

$$\text{of: } \psi - \psi_e = \frac{\mu_e - \mu_x}{nF}$$

daar $\mu_e = \mu^\circ + RT \ln (a_H)_e$ en $\mu_x = \mu^\circ + RT \ln (a_H)_x$ kunnen we schrijven

$$E_a = \psi_x - \psi_e = \frac{RT}{nF} \ln \frac{(a_H)_e}{(a_H)_x}$$

De potentiaalsprong bij a is dus een functie van de activiteit van H^+ -ionen in de oplossing X. Als we dus in staat zijn E_a te berekenen, dan kunnen we a_H vaststellen en dan zou dus de definitie van pH kunnen luiden $-\log a_H$.

Om E_a te kunnen berekenen moeten we echter E_b en E_c kennen, daar we slechts de totale potentiaalsprong bij de meting kunnen vaststellen.

De potentiaalsprong bij b is echter niet juist bekend. Het is een diffusiepotentiaal, die van de activiteit van alle aanwezige ionen afhankelijk is en daardoor zeer moeilijk te berekenen valt. Vele onderzoekers hebben zich dan ook met deze berekening bezig gehouden, o.a. *Henderson*⁴⁾, *Planck*⁴⁾ en *Hermans*⁵⁾.

Bij een zeer eenvoudig geval, bijvoorbeeld van een enkel eenwaardig zuur of zout, dat bij het grensvlak in twee concentraties aanwezig is, geldt de formule (6):

$$E_b = \frac{RT}{nF} \left(l_+ \ln \frac{(a^+)_1}{(a^+)_2} - l_- \ln \frac{(a^-)_1}{(a^-)_2} \right)$$

Uit deze formule volgt, dat men voor een zo klein mogelijke diffusiepotentiaal een verbinding zal kiezen van een zoutoplossing, waarvan de ionen gelijke loop-snelheid hebben, bijv. KCl ($l_+ \approx l_-$).

In deze formule komt zowel de activiteit van het anion als die van het kation voor, zodat E_b onder andere van deze beide activiteiten afhankelijk is.

De potentiaalsprong bij c, die van de referentie-electrode, is afhankelijk van de activiteit der potentiaal bepalende ionen van deze halfcel. In het geval van een calomelelektrode dus van de activiteit der Cl^- -ionen. Indien deze activiteit bekend is, kan men de E_c berekenen.

Voor de meting van de emk van een cel heeft men echter steeds een combinatie van twee half-cellen nodig, waarin dus ook steeds twee onbekende activiteiten voorkomen. Het is dan ook in een systeem dat thermodynamisch in evenwicht is, onmogelijk metingen van de activiteiten van een enkel ion uit te voeren. Wel is het mogelijk het product der ionen-activiteiten van een anion en een kation vast te stellen, waaruit men de gemiddelde ionenactiviteit ($f_{\pm}$) kan berekenen.

$$f_{\pm} = \sqrt{f_+ \cdot f_-}$$

Men zal daarom strikt genomen de pH niet gelijk mogen stellen aan $-\log a_H$. Zowel de noodzaak van een referentie-electrode voor de pH-meting, als de aanwezigheid van een diffusiepotentiaal geeft als beste definitie van de pH:

$$pH = -\log c_H \cdot f_{\pm}$$

3. De pH is dus geen fysisch chemisch scherp te omschrijven grootte, maar dat wil niet zeggen, dat het een onbruikbare grootte is. Immers, indien men bepaalde technische of biologische processen met de pH wil controleren, dan gaat het over een

correlatief verband, dat tussen deze processen of resultaten hiervan en de pH bestaat, en daarvoor is het niet strikt nodig, dat men precies weet wat men meet. Wel is het nodig, dat men een reproduceerbare meting kan uitvoeren en het is gewenst, in verband met de verklaring van het gevonden verband, dat het gevonden getal een goede benadering is van een absolute grootte.

Men moet dus beschikken over een pH-schaal, die goed gedefinieerd is, wat nog niet wil zeggen, dat hiermede een of ander begrip van zuurgraad geheel juist omschreven wordt.

4. De eerste pH-schaal is door *Sørensen* vastgesteld. Hij ging uit van een aantal zoutzuuroplossingen van verschillende concentraties, waarvan het geleidingsvermogen gemeten werd. Met de klassieke theorie is uit deze metingen de concentratie van de H -ionen te berekenen, immers in deze klassieke theorie, neemt men aan, dat ook zoutzuur niet geheel gedissocieerd is. We vinden immers

$$c_H = c_{HCl} \cdot \frac{\lambda_v}{\lambda_\infty}$$

Door nu eveneens van deze oplossingen met de bovengenoemde standaardcel, namelijk $Pt(H_2)$; verz. KCl; calomelelektrode — de emk te meten en de vergelijking:

$$E = E_0 + 2.30 \frac{RT}{nF} \cdot pH$$

te gebruiken, was hij in staat de E_0 te berekenen. Deze E_0 bevat de potentiaalsprongen bij b en c. E_0 wordt dus door toepassing van een oplossing met bekende pH experimenteel vastgesteld, om daarna voor onbekende oplossingen te worden gebruikt in de bekende standaard-formules voor de elektronische pH-meting.

Volgens *Sørensen* is E_0 bij gebruik van een 0.1 n calomelelektrode als referentie-electrode en de platina-waterstofgas-(1 atm)-electrode als meelelektrode bij 25° C gelijk aan 0.3378 Volt.

Bij de toepassing van deze E_0 , die nog veel gebruikt wordt, meet men noch een c_H noch een a_H , maar een waarde, die hier tussen ligt.

Door *MacInnes*, *Belcher* en *Shedlovsky*⁷⁾ werd gebruik gemaakt van bufferoplossingen om de E_0 te berekenen en wel om een betere benadering van de meting van $c_H \cdot f_{\pm}$ te verkrijgen.

Volgens de klassieke theorie geldt bij de dissociatie van een zwak zuur HZ in zijn ionen H en Z:

$$\frac{[H] \cdot [Z]}{[HZ]} = K' \text{ of } pK' = pH - \log \frac{[Z]}{[HZ]}$$

Volgens de moderne theorie geldt:

$$\frac{[H] \cdot f_H \cdot [Z] \cdot f_Z}{[HZ] \cdot f_{HZ}} = K \text{ of}$$

$$pK = -\log H \cdot f_H + \log \frac{[Z]}{[HZ]} + \log \frac{f_Z}{f_{HZ}}$$

Uit de proeven blijkt dat er tussen pK' en de ionensterkte der oplossing (I) een rechtlijnig verband bestaat:

$$pK' = pK^\circ - B\sqrt{I}$$

Uit de moderne theorie volgt, indien ze met de formules van de oude theorie gekoppeld wordt:

$$pK' = pK + \ln \frac{f_{\pm}}{f_{HZ}}$$

en daar we f_{HZ} gelijk aan 1 mogen stellen:

$$pK' = pK + \ln f_{\pm}.$$

Nu is voor een zeer verdunde oplossing volgens *Debye-Hückel*: $\ln f_{\pm} = -A\sqrt{I}$.

Het blijkt, dat de constanten van A en B van dezelfde orde van grootte zijn.

Door E_0 nu zodanig te kiezen, dat pK^0 gelijk wordt aan pK , heeft men de beste benadering van de term $\log c_H \cdot f_{\pm}$.

De op deze wijze volgens *MacInnes* berekende E_0 is voor de 0.1 n calomelelectrode als referentie-electrode en de $Pt(H_2)$ -electrode als meetelelectrode bij 25° C is gelijk aan 0.3358 Volt. In tabel I zijn enige waarden voor verschillende temperaturen opgenomen.

Tabel I⁽⁸⁾.

temp.	E_0 Pt(H ₂)electrode	E_0 chinhydronelectrode
15° C	0.3362	0.3705
20° C	0.3360	0.3671
25° C	0.3358	0.3636
30° C	0.3356	0.3601
35° C	0.3355	0.3565
38° C	0.3354	0.3543

E_0 bij gebruik van 0.1 n KCl-calomel-electrode als referentie-electrode en verzadigd KCl als vloeistofbrug.

Met de door *Sørensen* berekende waarde geeft dit een verschil van 2 mV, wat overeenkomt met een pH-verschil van 0.03. De volgens deze schaal berekende pH-waarden zijn dus 0.03 eenheid hoger.

Het lijkt me juist de door *MacInnes* bepaalde waarden aan te nemen als de meest nauwkeurige, die tot heden bekend zijn. De waarden, die in het Chemisch Jaarboekje voorkomen, zijn die van *Clark*, die practisch met die van *Sørensen* overeenkomen (0.3376 Volt).

5. Volgens de huidige opvattingen wordt dus de pH-meting bij de standaardisatie van de pH-schaal uitgevoerd aan een bufferoplossing. Ook bij de colorimetrische pH-meting maakt men van deze oplossingen gebruik. Het is daarom goed even nader in te gaan op de eigenschappen van bufferoplossingen.

Zoals bekend is, verstaat men onder een bufferoplossing een oplossing, die in staat is bij toevoeging van zuur of base slechts weinig in pH te veranderen. Hiervoor kiest men mengsels van zwakke basen met sterke zuren of sterke zuren en zwakke basen; de pH van een dergelijk mengsel is zoals we reeds gezien hebben, gegeven door de formule:

$$pH = pK^* + \log \frac{[Z]}{[HZ]}$$

waarbij men pK^* zo kiest, dat de pH de waarde van $-\log c_H \cdot f_{\pm}$ zo goed mogelijk benadert.

Het is van belang dat een buffer een grote buffercapaciteit heeft, dat wil zeggen, dat dus veel zuur of base „opgevangen” kan worden. Deze buffercapaciteit wordt gedefinieerd als de pH verandering,

die door toevoeging van 1 aequivalent zuur of base per liter optreedt. Dus door de formule:

$$\pi = \frac{dB}{dpH}.$$

Door uit te gaan van de formule $pH = pK^* + \log [Z]/[HZ]$ kan men de buffercapaciteit in de hoeveelheid zuur (C), die oorspronkelijk aanwezig is geweest en de hoeveelheid base (B), die voor de gedeeltelijke neutralisatie gebruikt is, uitdrukken. Immers de laatste formule gaat over in $pH = pK^* + \log B/C - B$.

Differentiëren we deze formule, dan krijgen we:

$$\frac{dB}{dpH} = 2.3 \cdot \frac{(C-B)B}{C}.$$

Uit een volgende differentiatie volgt, dat de buffercapaciteit het grootste is als $B = \frac{1}{2} C$, dat wil zeggen als het zuur half geneutraliseerd is.

De buffercapaciteit is dus recht evenredig met de concentratie van zuur en zout of met de oorspronkelijke zuurconcentratie. Zij is indirect afhankelijk van de pK. Deze komt wel niet in de formule voor, maar daar bij halve neutralisatie, dat wil dus zeggen als $[Z] = [HZ]$, is de pH gelijk aan pK^* en de capaciteit het grootste. Voor practisch gebruik moet men niet buiten de grenzen van 1/10 tot 9/10 neutralisatie gaan. Het buffertraject van een bufferoplossing wordt dus beschreven door $pK \pm 1$.

6. Voor de uitvoering van de pH-meting kan men van twee methodes gebruik maken. De electrometrische en de colorimetrische methode. In het boekje van *LaMotte, Kenny en Reed*⁹⁾, dat in 1932 verscheen, staat over de toepasbaarheid der beide methodes de volgende opmerking: „Since all electrometric methods require considerable experience and skill on part of the operator, the full benefits to be derived from its use are limited to those possessing this skill. References to this technic will therefore be made only in the interest of the principles involved, and the discussion will be confined strictly to the colorimetric method.”

Wat dit betreft is er de laatste 20 jaar wel een en ander veranderd. Ofschoon ik niet mag ontkennen, dat er voor de electrometrische pH-meting vakkennis nodig is, kan ik toch wel opmerken, dat de ontwikkeling van de apparatuur deze laatste twee decennia zo snel en voorspoedig is gegaan, dat de electrometrische pH-meting met de moderne apparaturen door weinig geschoolde krachten kan worden uitgevoerd. Voor metingen die geen grote nauwkeurigheid behoeven, blijft echter de colorimetrische methode dikwijls gangbaar, daar ze weinig apparatuur en dan ook weinig kosten vraagt.

Na al het voorafgaande kan ik over de electrometrische pH-meting zeer kort zijn. Men neemt een voor slechts H-ionen gevoelige elektrode. Deze elektrode, die een $Pt(H_2)$ -, een chinhydronelektrode, een antimon-, een glaselektrode of nog een andere elektrode kan zijn, wordt door middel van een zoutbrug tot een galvanische cel geschakeld met een referentie-electrode en men meet met bekende bufferoplossingen de boven beschreven E_0 van het systeem. Is deze E_0 eenmaal bekend, dan kan men voor elke oplossing de pH berekenen, zo zich geen speciale complicaties voordoen, zoals bijvoorbeeld storende oxydatie-reductie potentialen, of de verandering van de stof

door het doorleiden van waterstof.

Voor deze ijking moet men uit de aard der zaak uitgaan van bufferoplossingen, waarvan de pH nauwkeurig bekend is. In de moderne handboeken over electrochemie¹⁰⁾ worden onder andere de buffers van tabel II genoemd.

Tabel II.

Buffer (molen/liter)	pH. (25° C)
0.1 m $\text{KH}_2(\text{C}_2\text{O}_4) \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ (tetraoxalaat)	1.48
0.01 m $\text{HCl} + 0.09 \text{KCl}$	2.08
0.1 m $\text{KH}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$ (citraat)	3.72
0.05 m $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ (phtelaat)	4.01
0.1 m $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + 0.1 \text{m NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (acetaat)	4.65
0.025 m $\text{KH}_2\text{PO}_4 + 0.025 \text{m Na}_2\text{HPO}_4$	6.86
0.05 m $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$	9.18

7. Ook bij de colorimetrische pH-meting gaat men van bufferoplossingen uit, waarvan de pH goed bekend is. Bij deze werkwijze maakt men gebruik van het feit, dat er een aantal zwakke zuren en ook zwakke basen zijn, die een verschil in kleur vertonen bij al of niet gedissocieerd zijn (indicatoren).

Hiervoor geldt het evenwicht:

$$\text{pH} = \text{pK}_i + \ln \frac{[\text{I}] \cdot f_i}{[\text{HI}] \cdot f_{\text{HI}}}$$

De kleur van het mengsel van al en niet gedissocieerde moleculen wordt bepaald door de verhouding der concentraties, de pH echter door de verhouding der activiteiten. Bij het vergelijken van de kleur die een onbekende oplossing, na het toevoegen van een kleine hoeveelheid indicator aanneemt, met die van een bekende bufferoplossing, met dezelfde hoeveelheid indicator, kan de pH bepaald worden. De gevonden pH is echter slechts goed, indien er geen verschil in ionensterkte tussen de onbekende oplossing en de bufferoplossing is, immers, in bovenstaande vergelijking komt de activiteitscoëfficiënt voor, die van de ionensterkte afhangt. In het algemeen zal dit niet het geval zijn, ofschoon men bij routine-bepalingen wel een concentratie van de bufferoplossing kan kiezen, die dicht bij die van de onbekende oplossing ligt.

Het feit, dat de kleur van de indicator afhankelijk is, niet alleen van de pH van de oplossing, maar ook van de zout-concentratie of ionensterkte, staat bekend onder de naam van de zoutfout.

Als men een oplossing met een ionensterkte van 0.1 als standaard neemt, dan blijkt bij meting met phenolphthaleine bij een ionensterkte van 0.01 de waarde 0.12 pH eenheden te laag uit te vallen; als men een ionensterkte van 0.5 heeft dan is de meting ongeveer 0.2 eenheden te hoog. Methylrood is een indicator, die weinig op de ionensterkte reageert, die dus een kleine zoutfout heeft.

Naast de moeilijkheden van de zoutfout heeft de methode van de colorimetrische pH-meting nog andere bezwaren. Zo moet de oplossing zelf gebufferd zijn, daar anders met de toevoeging van de indicator de pH verandert. Zo berekent Koltzoff¹¹⁾ dat bij toevoeging van 0.1 cm³ methylrood van 0.04 % de pH van koolzuurvrij water, die 7.0 moet zijn, als 5.1 gemeten wordt, als gevolg van de toevoeging van de zure indicator. Hiervoor zijn wel maatregelen te nemen, onder andere door van een indicator uit te gaan, die reeds tot de desbetreffende pH is getitreerd. Het voert me te ver op allerlei

technische details hierover in te gaan. Wel wil ik nog opmerken, dat door de toepassing van de photo-electrische colorimeter onder goed gedefinieerde omstandigheden zeer nauwkeurige pH-metingen zijn uit te voeren.

Als laatste punt wil ik nog het probleem aanroeren van de invloed van de temperatuur op de pH en in het bijzonder de invloed van de hogere temperaturen, een probleem, dat bij het onderzoek nog weinig aandacht heeft gehad. Men moet hierbij op twee zaken letten. Ten eerste is de dissociatie van het water bij hogere temperatuur anders dan bij lagere temperatuur met het gevolg, dat het ionenproduct van H- en OH-ionen verandert.

Dit ionenproduct bedraagt bij 0°, 25° en 100° volgens metingen van Kohlrausch en Heydweiller¹²⁾ respectievelijk: $0.12 \cdot 10^{-14}$, $1.04 \cdot 10^{-14}$, $58.2 \cdot 10^{-14}$.

In tabel III zijn de waarde voor $\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH}$ bij enkele temperaturen opgenomen, zowel die volgens Kohlrausch als die welke uit de formule $\log K_w = -4470.99/T + 6.0875 - 0.017060 \cdot T$ (Harned en Owen⁴⁰⁾) kunnen worden berekend.

Tabel III.

Temperatuur	pK _w (Kohlrausch)	pK _w (Harned en Owen)
0°	14.92	15.04
25°	13.98	14.00
50°	13.10	13.26
75°	12.65	12.69
100°	12.24	12.26
125°	—	11.93
150°	—	11.70

Bij een oplossing van sterk zuur, dat dus H-ionen levert van bijvoorbeeld pH 2.00, zal bij een temperatuursverhoging van 25° tot 100° de pH weinig veranderen, weliswaar is de activiteitscoëfficiënt temperatuurgevoelig, maar bij de hoge temperaturen verandert ook de dielectrische constante van de oplossing, wat een zekere compensatie geeft. De pH zal, ruwweg berekend, ongeveer 2.01 worden. Hebben we echter een oplossing van een sterke base die OH-ionen levert met een pH van 12.00, dan zal de pH bij een stijging van de temperatuur van 25° tot 100° dalen met 1.74 eenheden als gevolg van de verandering van pK_w en met ongeveer 0.01 stijgen als gevolg van de verandering van de activiteitscoëfficiënten. De pH zal dus dan 10.27 worden.

De verandering van de pH, die bufferoplossingen ondergaan, zijn weinig overzichtelijk. Indien de buffer is samengesteld uit een zwak zuur met een zwakke base, dan levert ze H-ionen en zal een pH-verandering alleen het gevolg zijn van een verandering van de dissociatieconstante en van de activiteitscoëfficiënt. Is de buffer samengesteld uit een zwakke base en een zout, dan zullen OH-ionen geleverd worden. Hierbij is dan een correctie nodig voor de verandering van het ionenproduct van water, dat, zoals we reeds zagen, van 25° tot 100° met 1.74 pH-eenheden afneemt.

Nu is de verandering van de dissociatieconstante van de zwakke zuren nu eens in de ene richting, dan weer in de andere richting, zij vertoont bij een bepaalde temperatuur een optimum¹³⁾ en neemt naar beide zijden af. Dit optimum ligt voor de verschillende zuren verschillend, zodat geen algemene regels te geven zijn. De verschillen zijn van de orde van enkele tienden pH-eenheden.

De meting zelf biedt geen bijzondere moeilijkheden, maar men moet wel op enkele zaken letten en kan niet zonder meer de formuleringen, die voor de metingen bij gewone temperatuur gegeven zijn, toepassen. Zo ligt één van de praktische moeilijkheden in het feit, dat de temperatuurinstelling van de calomelelectrode, die zeer dikwijls als referentie-electrode gebruikt wordt zo traag is.

Bij mij eigen metingen¹⁴⁾ heb ik dan ook als referentie-electrode een waterstof-electrode toegepast, die tevens correctie voor de verschillen in H_2 -spanning aan de elektrode compenseren.

Discussie.

Drs. J. Boeke:

Zijn spreker moeilijkheden bekend bij pH-bepaling in buffers bij hoge temperatuur met H_2 -elektrode bijv. door katalytische reductie aan het Pt?

Antwoord: Daar Spr. in anorganische buffers werkte, werden geen abnormaliteiten waargenomen; een phalaat-buffer bijv. zal evenwel moeilijkheden geven.

Drs. J. Boeke:

Zijn er onderzoeken bekend over pH-meting bij hoge temperatuur, bijv. bij ketelvoedingwater, of carbonatatie in de suikerindustrie?

Antwoord: Hierover is spreker niets bekend. Het is wel duidelijk, dat dit juist bij alkalische industrieprocessen belangrijk moet zijn.

Ir. P. L. Arens:

Wanneer pH-meting geschiedt in oplossingen, waaraan KCl is toegevoegd, wordt de diffusiepotentiaal aan de calomel-electrode gereduceerd. In hoeverre is echter de meting met

verzadigde KCl-oplossing tegelijkertijd een H -ionen concentratiemeting, zulks in tegenstelling tot de normale meting, die veel meer een activiteitsmeting is?

Antwoord: Bij het meten van pH's van suspensies in de KCl-oplossing is niet exact bekend wat gemeten wordt.

Ir. J. G. Zeegers.

Is het Prof. Schuffelen bekend of er naast de pH-schalen van Sørensen en McInnes nog een pH-schaal is van pH's in het zeer zure gebied? (i.v.b.m. diffusiepotentiaal).

Antwoord: Er is niets bekend over een pH-schaal in dit gebied. De diffusie-potentiaal zullen experimenteel bepaald moeten worden.

Prof. Waterman vraagt wie er enige ervaring heeft betreffende pH-metingen bij hoge temperaturen, bij $100^\circ C$ en hoger. Hij is er van overtuigd, dat dit om verschillende industrieën, die voor alkali gevoelige suikers in oplossingen bij $100^\circ C$ en hoger behandelen, van groot belang kan zijn. Hij hoopt, dat Prof. Schuffelen nog nadere gegevens betreffende de pH boven $100^\circ C$ zal kunnen geven. Mocht men in Nederland en elders over niet voldoende gegevens beschikken, dan zou het dienstig zijn, dat men besluit de ontbrekende gegevens door experimenteel onderzoek te verkrijgen. Wellicht, dat Prof. Schuffelen in deze leiding kan geven. Hij memoreert ten slotte dat de Utrechtse school (Schoorl-Kolthoff) reeds op het belang van het meten bij hogere temperaturen heeft gewezen.

Hr. van der Lek.

De metingen van Prof. Sørensen en McInnes en Shedlovsky, gericht op het bepalen van de emk E_0 , zijn door U vergeleken. U heeft de samenstelling van de tegenelectrodeketen van Prof. Sørensen uitvoerig vermeld, doch niet die, gebruikt door McInnes en Shedlovsky. Die van Prof. S. had in elke electrolyt van de keten Cl -ionen.

Antwoord: Ook bij McInnes en Sh. was dit het geval; de tegenelectrode bevatte verzadigd KCl (verzadigd calomel-electrode).

- ¹⁾ Arrhenius, Sv., Z. Physik. Chem. 1, 637 (1887).
- ²⁾ Sørensen, S. P. L., Compt. rend. trav. lab. Carlsberg, Sér. chim. 8, 1 (1909).
- ³⁾ Henderson, P., Z. physik. Chem. 59, 118 (1907); 63, 325 (1908).
- ⁴⁾ Planck, M., Ann. Physik 39, 161 (1908); 40, 561 (1890).
- ⁵⁾ Hermans, J. J., Rec. trav. chim. 57, 1373 (1938).
- ⁶⁾ Kolthoff, J. M. en Laitinen, H. A., pH and electro titration, New-York, 1944.
- ⁷⁾ MacInnes, D. A., Belcher, D. en Shedlovsky, T., J. Am. Chem. Soc. 60, 1094 (1938).

- ⁸⁾ Zie: Kortüm, Elektrolytlösungen, Leipzig, 1941.
- ⁹⁾ LaMotte, F. L., Kenny, W. R. en Reed, A. B., pH and its practical application, Baltimore, 1932.
- ¹⁰⁾ O. a. Kortüm, G., Elektrolytlösungen, Leipzig 1941; Harned, H. S. en Owen, B. B., The physical chemistry of electrolytic solutions, New-York 1943; MacInnes, D. A., The principles of electrochemistry, New-York 1939.
- ¹¹⁾ Zie 6.
- ¹²⁾ Heydweiller, A., Ann. Physik 28, 503 (1909).
- ¹³⁾ Zie 10.
- ¹⁴⁾ Hulst, L. J. N. van der, Schuffelen, A. C., Chem. Weekblad 38, 134 (1941).

pH-Meting in suspensies^{*)}

door R. Loosjes

545.371 : 541.182.6

Natuurkundig Laboratorium der N.V. Philips' Gloeilampenfabrieken

Er bestaat een beïnvloeding van de electrometrisch gemeten pH van een oplossing door aanwezige suspensiedeeltjes (suspensie-effect). De verklaring hiervoor, dat de H -elektrode ook op geadsorbeerde H -ionen zou reageren, is onjuist. Het suspensie-effect wordt door de KCl-brug veroorzaakt. De KCl-brug veroorzaakt een elektrische kortsluiting in de suspensie, waardoor men in vele gevallen niet de gemiddelde pH van deze vindt. Het suspensie-effect kan uitgaande van deze verklaring door een formule weergegeven worden. Er blijken een aantal typerende pH-waarden voor een suspensie te bestaan, waarvan de betekenis besproken wordt. Tenslotte wordt de betekenis van de pH-meting van een suspensie in een geconcentreerde zoutoplossing (pH_{KCl}) behandeld.

Dagelijks worden grote aantallen electrometrische pH-metingen in troebele oplossingen, d.w.z. oplossingen, waarin deeltjes gesuspenderd of geëmulgeerd zijn, uitgevoerd. Een voorbeeld hiervan zijn de pH-bepalingen in grondmonsters. Het loont dus zeker de moeite om eens na te gaan, welke betekenis men aan de gevonden pH-cijfers moet toekennen. Hierbij wil ik vooropstellen, dat ik het slechts over de theoretische betekenis zal hebben, aangezien de praktische betekenis voor alle gevallen door een correlatie met

andere waargenomen verschijnselen zal moeten blijken.

^{*)} Voordracht, gehouden op het symposium over pH-meting op 15 Juni 1950 te Utrecht, georganiseerd door de Sectie voor Chemische Technologie en Bedrijfschemie der Ned. Chem. Vereniging en de Afdeling voor Chemische Techniek van het Kon. Inst. van Ingenieurs. Het werk, waaruit vele gegevens voor de onderstaande voordracht geput werden, is uitgevoerd op het Lab. voor Landbouwscheikunde te Wageningen. De schrijver wil hierbij zijn grote dank betuigen aan de toenmalige directeur, Prof. Ir. J. Hudig.

Het eerste, wat men zich kan afvragen, is: hebben gesuspendeerde deeltjes een invloed op de gemeten pH van de vloeistof, waarin zij gesuspendeerd zijn? In het algemeen kan men hierop antwoorden, dat gesuspendeerde deeltjes, ook als men voorzorgen neemt, dat deze deeltjes geen veranderingen (bijv. door oplossen van zuren e.d.) in de suspenderende vloeistof veroorzaken, de gemeten pH sterk kunnen beïnvloeden.

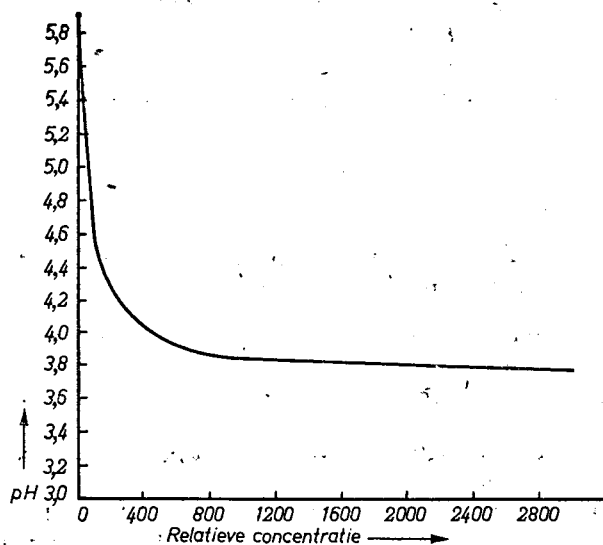


Fig. 1. pH als functie van suspentieconcentratie voor een kleisuspensie ¹⁾. Concentratie 100 = 2.18 g/l.

Als voorbeeld laat ik U een curve zien van de pH als functie van de suspensieconcentratie voor een kleisuspensie in water (fig. 1).

Hieruit zien wij, dat de pH een functie is van de suspensieconcentratie. Tevens blijkt, dat in dit geval de pH sterk *daalt* bij toevoeging van de deeltjes. Men spreekt in zo'n geval van een *zuur suspensie-effect*. Het omgekeerde geval, dus stijging van de pH, komt ook voor en wordt *alkalisch suspensie-effect* genoemd.

Hoe moeten wij dit suspensie-effect verklaren? Tot op de huidige dag wordt dit meestal in navolging van Wiegner en Pallmann ¹⁾²⁾ op de volgende, zoals later zal blijken, onjuiste wijze verklaard. Het is bekend, dat gesuspendeerde deeltjes positief of negatief electrisch geladen zijn. Om deze lading te compenseren (de suspensie is electrisch neutraal) bevinden zich in de onmiddellijke nabijheid van het deeltje een aantal ionen van het tegengestelde teken, de zg. *tegenionen*. De warmtebeweging maakt, dat deze tegenionen niet vast op het oppervlak van het deeltje zitten, maar dat althans een gedeelte zich op enige afstand (bijv. 10^{-5} cm) in de oplossing bevindt. Men meent nu, dat de zich onder de tegenionen bevindende H-ionen of OH-ionen ook op de H-electrode, die men in de suspensie steekt, invloed zouden hebben en dat men hierdoor een verhoogde (of verlaagde) H-ionenconcentratie meet. Volgens de gangbare mening zou men op deze wijze de gemiddelde waterstofionenconcentratie $c_{H(susp.)}$ in de suspensie meten en, aangezien het voor de hand ligt, dat deze recht evenredig met de suspensieconcentratie ($c_{susp.}$) is, zou een verband gelden:

$$10^{-pH_{susp.}} = c_{H(susp.)} = K_1 c_{susp.} + K_2 \quad (1)$$

waarin K_1 en K_2 constanten zijn.

Voor kleine suspensieconcentraties komt dit vrij goed uit, maar, zoals wij later zullen zien, gaat dit bij hogere concentraties niet meer op. Verder houdt dit in, dat zuur suspensie-effect, dus positieve tegenionen, steeds zou moeten samengaan met negatief geladen deeltjes en dit is weliswaar in vele gevallen, maar zeker niet altijd waar. Fundamenteler is het bezwaar ³⁾⁴⁾, dat men met een zg. omkeerbare H-electrode geen verschillende pH in eenzelfde suspensie kan meten. De suspensie is nl. in evenwicht en het is thermodynamisch uitgesloten, dat men d.m.v. omkeerbare elektroden, één temidden van de tegenionen en één ver weg van de suspensiedeeltjes, een potentiaalverschil zou kunnen vinden. Een en ander is verduidelijkt in fig. 2. Hieruit is af te lezen, dat wel is waar de H-electrode afhankelijk van de H-ionenconcentratie ter plaatse een verschillende potentiaal t.o.v. de omringende vloeistof aanneemt, maar dat deze vloeistof zelf op een potentiaal staat, die het verschil net compenseert.

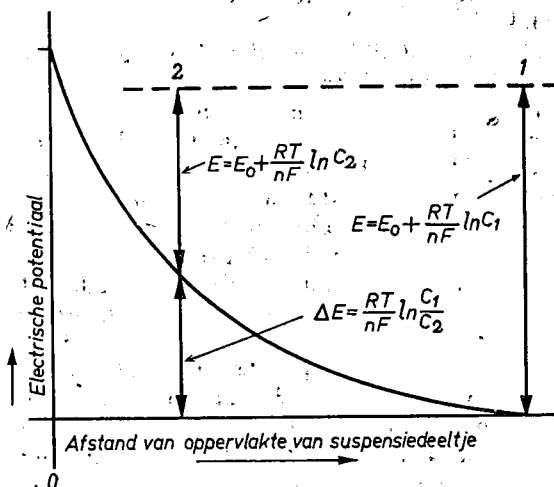


Fig. 2. Aantonen van de onmogelijkheid om met een omkeerbare waterstofelectrode verschillen in pH in een suspensie te constateren. Electriche potentiaal als functie van de afstand tot het oppervlak van een suspensiedeeltje.

Aangezien het suspensie-effect bestaat, moeten wij de bron hiervan bij het andere contact met de suspensie, de KCl-brug, zoeken ⁴⁾. Inderdaad zullen we ons hier niet thermodynamisch bezwaard behoeven te voelen, want, een verzadigde KCl-oplossing is allerm minst een omkeerbare electrode. Integendeel, men neemt aan, dat er onder alle omstandigheden in eerste benadering geen potentiaalverschil tussen deze en de te meten vloeistof zal zijn. Men kan nu uit fig. 2 aflezen, dat al naar gelang de KCl-brug op een plaats 1 of 2 met de vloeistof contact zal maken, het gemeten electrische potentiaalverschil ^{**)} en de daaruit af te leiden pH, die van de plaats 1 of 2 zal zijn. Bevindt de KCl-brug zich dus op de gemiddelde potentiaal van alle plaatsen in de suspensie, dan vindt men de gemiddelde pH van de suspensie. Wil men dit tot een concentratie herleiden, zoals wel gedaan wordt, dan mag men zeker niet zeggen, dat men op deze wijze de gemiddelde waterstofionenconcentratie c_H zou vinden, want men heeft een gemiddelde van $\log c_H$ in handen. Naar analogie van de normale electrolyten zou men echter, aangenomen,

^{**)} Wij zien hierbij af van het steeds aanwezige, maar constante potentiaalverschil in de calomel-electrode.

dat de KCl-brug zich ideaal gedraagt — d.w.z. de KCl-oplossing is op de gemiddelde potentiaal in de suspensie —, van de *H-ionenactiviteit van de suspensie* (a_H) kunnen spreken. Wij hebben hier namelijk evenals bij de sterke electrolyten te doen met H-ionenconcentraties, waarin de gemiddelde potentiaal, waarop deze H-ionen zich bevinden, verdisconteerd is.

Hiermee zou ons probleem opgelost zijn, ware het niet, dat we bij een nadere beschouwing van het suspensie-effect op onwaarschijnlijkheden zouden stuiten. Wij keren hiertoe terug naar de kleisuspensie van fig. 1. Bij een relatieve concentratie van 100, d.w.z. 2.18 g/l, wordt een pH-verschil t.o.v. de suspensievrije vloeistof van 1.4 eenheid gevonden. Schatten wij nu de inhoud van alle tegenionenlagen om de deeltjes (100 m^2 oppervlak/g klei en dikte 10^{-5} cm), dan is dit $21.8 \text{ cm}^3/\text{liter}$ of ongeveer 2 % van het totale volumen. Om dus de geconstateerde pH-daling te veroorzaken, zou de pH in de tegenionenlaag $50 \times 1.4 = 70$ eenheden lager dan die van de oplossing moeten liggen. Dit is niet erg waarschijnlijk.

Veel waarschijnlijker is, dat door een effect, dat wij over het hoofd hebben gezien, de invloed van de pH in de tegenionenlagen overdreven wordt.

Hiervoor bestaat een voor de hand liggende verklaring⁵⁾. Wij hebben daarstraks aangenomen, dat de KCl-brug de gemiddelde potentiaal van de suspensie zal aannemen. Dit zal deze ook wel trachten te doen (afgezien van de diffusiepotentialen), maar deze geconcentreerde oplossing is een goede geleider en zal dus de plaatsen met verschillende potentiaal in de suspensie kortsluiten (zie fig. 3). Hierdoor zullen stromen gaan lopen en het zal nu van de elektrische weerstand van de verschillende verbindingen tussen het potentiaalverschil tussen tegenionen en oplossing enerzijds en de KCl-brug anderzijds afhangen, op welke potentiaal deze laatste zal komen

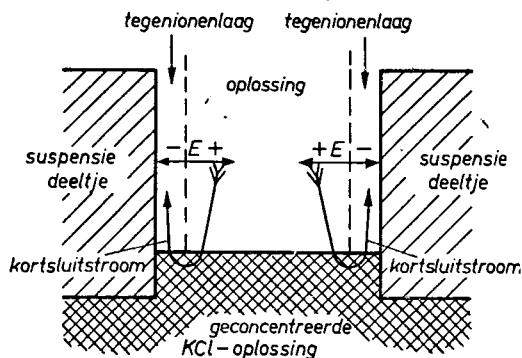


Fig. 3. Schematische voorstelling van de kortsluiting van de verschillende plaatsen in een suspensie door een geconcentreerde KCl-oplossing.

te staan. In figuur 4 is dit nog even als een electrisch schema weergegeven. De batterijspanning E geeft schematisch de in de suspensie aanwezige potentiaalverschillen weer, op de plaats A is de kortsluiting d.m.v. de KCl-oplossing aangegeven. ΔE en de daaruit te berekenen ΔpH is het suspensie-effect. Door welke weerstanden is E nu kortgesloten? Dit zal enerzijds de oplossing zijn, voorgesteld door R_o , en anderzijds de tegenionenlagen, voorgesteld door R_t .

Is nu de specifieke weerstand (σ) van de oplossing

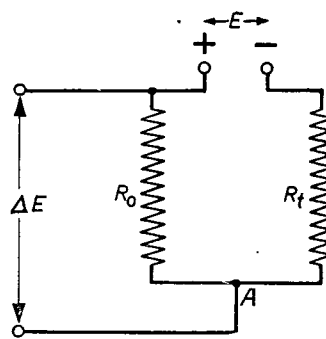


Fig. 4. Electrisch schema van de kortsluiting in de suspensie door middel van de geconcentreerde KCl-oplossing (A).

$$\Delta E = \frac{R_o}{R_o + R_t} E$$

gelijk aan die van de tegenionenlaag, dan zal dus, indien deze resp. een volumen v_o en v_t in de suspensie innemen, $R_o \sim \frac{1}{v_o \sigma}$ en $R_t \sim \frac{1}{v_t \sigma}$ en dus zal

$\Delta E = \frac{v_t}{v_o + v_t} E$ zijn, m.a.w. het suspensie-effect is in dit geval evenredig met het volumen ingenomen door de tegenionenlagen.

Uit allerlei metingen is echter gebleken, dat σ_t (specifiek geleidingsvermogen van de tegenionenlagen) $\neq \sigma_o$ (specifiek geleidingsvermogen van oplossing). Het geleidingsvermogen van een suspensie is bijv. een functie van de suspensieconcentratie. Nu zal dus:

$$R_1 \sim \frac{1}{v_o \sigma_o} \text{ en } R_2 \sim \frac{1}{v_t \sigma_t}$$

Dan wordt:

$$\Delta E = \frac{v_t \sigma_t}{v_o \sigma_o + v_t \sigma_t} E \quad (2)$$

Een ruwe schatting naar aanleiding van metingen van geleidingsvermogens leert, dat $\sigma_t \approx 10^3 \sigma_o$ kan zijn.

Dit wil zeggen, dat bij een verhouding $\frac{v_o}{v_t} = 1000$,

$\Delta E = \frac{1}{2} E$ kan zijn. De aanwezigheid van in verhouding zeer bescheiden tegenionenlagen roept dus een relatief groot suspensie-effect te voorschijn.

Uit de gegeven formule is te zien, dat bij hoge suspensie-concentraties ΔE nadert tot E . Er is dus een grenswaarde van het suspensie-effect, wat wij in figuur 1 ook wel reeds konden vermoeden.

Op basis van het voorafgaande heb ik een formule voor het suspensie-effect afgeleid, die luidt:

$$(\text{pH}_e - \text{pH}_\infty) (c + K) = (\text{pH}_o - \text{pH}_e) K \quad (3)$$

Hierin zijn pH_e , pH_∞ , pH_o respectievelijk de pH van de suspensie met concentratie c , grenswaarde van de pH in geconcentreerde suspensies en de pH van de oplossing. K is een constante, die vrij-

wel aan het quotient $\frac{\sigma_o}{\sigma_t}$ gelijk is. σ_o en σ_s zijn respectievelijk het specifieke geleidingsvermogen van de oplossing en de bijdrage van de suspensie tot dit specifieke geleidingsvermogen bij een concentratie = 1.

Fig. 5 laat zien, hoe in een bepaald geval¹⁾, waarbij metingen tot vrij hoge concentraties zijn uitgevoerd, de bovenstaande wetmatigheid voldoet. Andere dergelijke gevallen vertoonden eenzelfde treffende overeenkomst. De gestippelde lijn geeft aan het verloop, dat volgens de eenvoudige formule

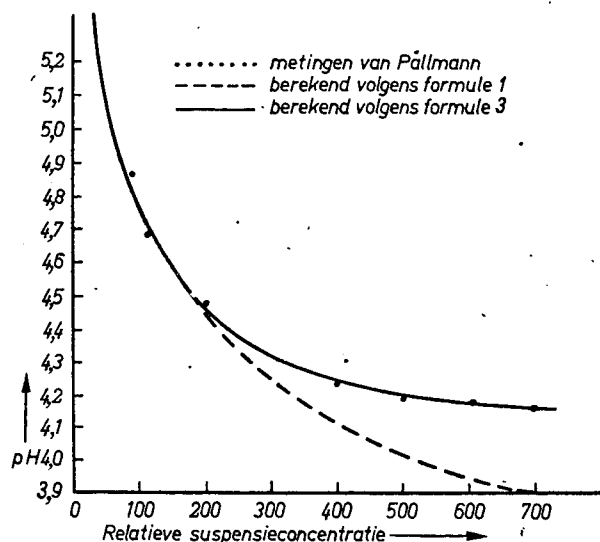


Fig. 5. pH als functie van suspensieconcentratie voor een palmitinezuursuspensie (1) $pH_0 = 5.87$, $pH_\infty = 4.01$.

(1) vereist wordt. Om de afwijking bij hoge concentraties te verklaren moet men in dat geval nieuwe onbewezen veronderstellingen invoeren.

Een punt, dat niet onbesproken kan blijven, is de invloed van neutrale zouten in de oplossing op het suspensie-effect. Hierdoor neemt het suspensie-effect af. In het algemeen doen dergelijke zouten de tegenionenlaag, voor zover deze in de oplossing uitsteekt, verdwijnen. Men kan dus verwachten, dat het potentiaalverschil, dat de drijvende kracht is van het suspensie-effect hierdoor ook verdwijnt en hiermede het suspensie-effect. Nog belangrijker is echter de invloed van het zout op het geleidingsvermogen van de oplossing. Zoals uit het voorafgaande duidelijk zal zijn (formule 2), neemt het suspensie-effect bij toenemend geleidingsvermogen van de oplossing sterk af.

Als conclusie uit het bovenstaande kan gezegd worden, dat de pH-meting in een suspensie met zeer

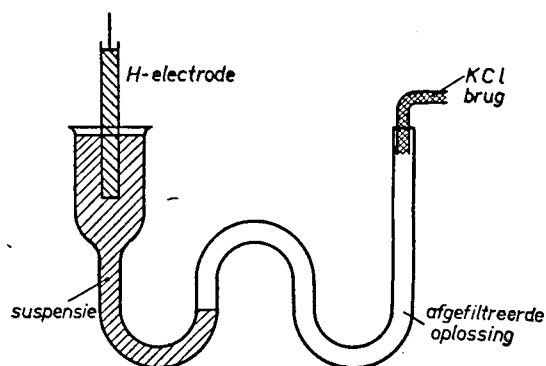


Fig. 6. Model van een apparaat, waarmee pH_0 gemeten kan worden (volgens Alvsaker⁸⁾).

grote reserve bekeken dient te worden. Zijn de om-

standigheden ongunstig, d.w.z. lage zoutconcentratie bijv. 10^{-4} n in de oplossing en veel H-ionen of OH-ionen in de tegenionenlaag, waardoor het geleidingsvermogen hiervan groot is, dan is de pH zeker niet te interpreteren als $\log a_H$. Anderzijds zullen bij zoutconcentraties van 10^{-2} n en hoger en lage H (en OH)-ionenconcentraties in de tegenionenlaag betrouwbaarder waarden van de pH gemeten worden, die ongeveer als $-\log a_H$ geïnterpreteerd kunnen worden.

De pH_0 , de pH van de oplossing, is uiteraard een duidelijk te definiëren grootte. Deze is onafhankelijk van de suspensieconcentratie, bepaalt bij vele suspensie-materialen de hoeveelheid tegenionen (andere dan H), die gebonden kunnen worden, maar geeft geen inlichtingen over de activiteit of over de gemiddelde concentratie van de H-ionen in de suspensie. Men bepaalt de pH_0 het beste (zie fig. 6) door de H-electrode in de suspensie te plaatsen en slechts de KCl-brug in een weinig van de suspensievrije oplossing te steken, welke natuurlijk met de suspensie in contact moet zijn^{4) 6) 8)}. De pH_∞ , zo men die al zou kunnen bepalen door een reeks van pH-metingen met verschillende suspensieconcentratie uit te voeren, is een enigszins teleurstellende grootte. Men zou verwachten, dat deze de pH aangaf in de tegenionenlaag, maar dit is zeker niet altijd het geval. Een verklaring hiervoor is niet gemakkelijk te geven.

Tenslotte wil ik nog even het geval aanroeren, dat de suspensie dermate geconcentreerd is, dat alle tegenionenlagen elkaar raken. In dit geval zal een suspensie-effect zeker blijven bestaan, maar gevaar voor een abnormale verhoging ervan bestaat niet meer, omdat er geen relatief slecht geleidende oplossing meer is. Naarmate de deeltjes fijner zijn, zal men meer kans op het optreden van dit geval hebben, omdat bij fijnere deeltjes het volumen van de tegenionenlagen per gewichtseenheid relatief groter is.

Een geheel andere methode om de pH van een suspensie te bepalen is de bij grondanalyse vaak toegepaste pH_{KCl} . Hierbij voegt men aan het grondmonster een zekere hoeveelheid normaal-KCl toe en meet de resulterende pH. Wegens de grote hoeveelheid elektrolyt in de oplossing is een suspensie-effect uitgeschakeld, maar nu is het probleem, wat er eigenlijk gemeten wordt. De KCl-oplossing zal nl. met de tegenionen van de suspensiedeeltjes reageren, waardoor K^+ bij de tegenionen en een groot deel van deze in de oplossing komen. Hierbij kunnen H-ionen zijn, waardoor de pH van de oplossing daalt. Quantitatief belangrijker zal het effect zijn, dat door het verdwijnen van het potentiaalverschil en daarmee het pH-verschil tussen oplossing en tegenionenlaag het oppervlak plotseling met een milieu van geheel andere pH, nl. die van de oplossing in aanraking komt. Zeer vele gesuspendeerde stoffen zijn H-ionenbuffers, d.w.z. ze hebben een voorraad H-ionen in een sterk gebonden toestand aan hun oppervlak. Deze voorraad is nu niet langer met het milieu in evenwicht en er worden zolang H-ionen aan de oplossing afgegeven, totdat er weer evenwicht is. Wanneer er veel suspensiemateriaal met veel gebonden H in verhouding met de voor de oplossing benodigde H-ionen aanwezig is, zal de resulterende pH van de oplossing nagenoeg die zijn, welke voordien vlakbij het oppervlak in de tegenionenlaag bestond, m.a.w. pH_{KCl} zal vrijwel gelijk zijn aan de uiterste pH, die in de tegen-

ionenlaag vóór de toevoeging van de KCl-oplossing bestaan heeft⁷⁾.

Alle pH's in een suspensie moeten dus tussen de beide uitersten pH_0 en pH_{KCl} in liggen. Het is niet zonder meer mogelijk uit deze beide waarden een ware gemiddelde pH en daarmee een a_H van de suspensie te berekenen.

Men staat dus bij de pH-meting in suspensie voor de moeilijke keuze, welke pH men uiteindelijk moet gebruiken. Dit zal echter van het gebruik, dat men er van maken wil, afhangen. Beschouwt men voor H-ionen het absorptie-evenwicht suspensiedeeltjes-oplossing, dan verdient pH_0 de voorkeur. Vraagt men naar de invloed van de pH van een suspensie op een reactie-evenwicht of -snelheid dan zal waarschijnlijk de ware gemiddelde pH de voorkeur moeten verdienen, terwijl bij de bestudering van het opnemen van ionen uit de grond door plantenwortels, waarbij een zeer innig contact tussen beide bestaat misschien pH_{KCl} de voorkeur verdient.

Eindhoven, April 1950.

Discussie.

Ir. Straub:

De spreker tast het fundament aan van onderzoeken van de vraagsteller over suspensies. Meent hij inderdaad, dat het

suspensie-effect door de KCl-brug veroorzaakt wordt? Vraagsteller meent ook pH-verandering bij bezinken (van zetmeel) te hebben aangetoond, eenvoudig met methyl-oranje.

Antwoord: Het (electrometrisch gemeten) suspensie-effect vindt inderdaad zijn oorsprong bij de KCl-brug. Het berust echter op zeer zeker bestaande verschillen in H-ionenconcentratie in de suspensie, maar het geeft hiervan een onjuist gemiddelde.

Het schijnt inderdaad mogelijk te zijn in bepaalde transparante suspensies de verhoogde H-ionenconcentratie van de tegenionenlaag door middel van indicatoren aan te tonen.

Dr. Ir. van Schuylenborgh:

In de formule voor het suspensie-effect, komt een factor (K) voor, die afhangt van het specifiek geleidingsvermogen van de intermicellaire vloeistof (σ_0) en van de dubbellaag (σ_t). σ_t zou groter zijn dan σ_0 . Is dit waar, daar het water in deze laag een andere configuratie heeft dan in de vrije vloeistof?

Antwoord: Het feit, dat σ_t groter is dan σ_0 is door geleidingsvermogenmetingen experimenteel vastgesteld. Het grotere geleidingsvermogen van de tegenionenlaag wordt door het grote aantal aanwezige ionen veroorzaakt. Blijkbaar speelt de configuratie van de watermoleculen hiérbij een ondergeschikte rol.

Dr. Ir. van der Lek:

U hebt wel tamelijk overtuigend aangetoond, dat het suspensie-effect is toe te schrijven aan de tegenelectrode. Hebt U echter steeds dezelfde H-ionenelectrode gebruikt?

Antwoord: Bij mijn eigen experimenten heb ik steeds glaselectroden gebruikt, maar anderen^{1) 2) 3)} hebben ook met chinhydron en platina-waterstofelectroden gewerkt en overeenkomstige resultaten gehad.

⁵⁾ Loosjes, R., diss. Utrecht 1942.

⁶⁾ Du Rietz, C., Svensk Kem. Tid. 46, 136—139 (1934).

⁷⁾ Zie ook Kruyt, H. R. en H. de Bruyn, Z. physik. Chem. A 186, 282—298 (1940).

⁸⁾ Alvsaker, E., Bergens Museums Arbok. Naturvitenskape-ligrekke, nr. 9, 1943.

¹⁾ Pallmann, H., Kolloidchem. Beihefte 30, 334—405 (1930).

²⁾ Wiegner, G., Kolloid-Z. 51, 49—60 (1930).

³⁾ Rabinovitch, A. J. en V. A. Kargin, Trans. Faraday Soc. 31, 50—66 (1935).

⁴⁾ Du Rietz, C., diss. Stockholm 1938, pg. 98 e.v.

Laboratoriummededelingen

543 : 546.33 : 637.3

Over een natriumbepaling in kaas.

Het artikel van Van Voorst, luidende „Over een natriumbepaling in kaas”, no. 19, blz. 322 (1950), zou volkomen aanvaardbaar zijn, indien de auteur zich beperkt zou hebben tot de natriumbepaling als zodanig.

Hoewel de titel van het artikel dit suggereert, is de strekking van het artikel een geheel andere. Schrijver betoogt, dat het gebruik van ongezoeten kaas aan patiënten met een zoutloos dieet toegestaan zou kunnen worden (zie op een na de laatste alinea).

Er worden verschillende soorten kaas genoemd; de korte samenvatting maakt melding van „salt free” cheese (de Nederlandse tekst spreekt uitsluitend over kaas als zodanig).

Even later wordt gesproken over het nut van het vaststellen van een maximum voor het natriumgehalte van zout-arme kaas.

Na het bespreken van de analyse en de foutengrens ervan, wordt op blz. 323 het gehalte aan natrium van zout-arme kaas vastgesteld op 0.3 %.

Volgens vroegere opvattingen, zou dit evenwel het gehalte van normale korstloze kaas zijn; voor gewone kaas is dit 0.4—0.5 %. Hoe het ook zij, 0.3 % natrium is een te hoog gehalte volgens tot oordelen bevoegde medische deskundigen.

De opmerking over het veel giftigere kalium is in zijn algemeenheid onjuist.

De uitspraak over het ongevaarlijke van 0.3 %

natrium in kaas is m.i. niet juist. Intussen kan nog worden medegedeeld, dat, behalve ongezoeten kaas, een dieetkaas bestaat met 0.03 % natrium, waarover van medische zijde een gunstig oordeel is gepubliceerd (Aanwinsten op diagnostisch en therapeutisch gebied, 2e Serie, deel I, hoofdstuk 6, blz. 203).

R. W. Spanhoff.

Naschrift.

De opmerkingen van collega Spanhoff kunnen als volgt worden beantwoord:

1e. De strekking van mijn artikel is een natriumbepaling in kaas te beschrijven en niet een andere, zoals collega Spanhoff poneert; terloops zijn een paar opmerkingen gemaakt over giftigheid van natrium en kalium. Dit is gebeurd, omdat de natriumbepaling ten doel heeft aan medici enige chemische voorlichting te verschaffen. Daarom is, vóór het neerschrijven van bovenbedoelde opmerkingen, overleg gepleegd met een medicus-internist.

2e. „Saltfree” staat tussen aanhalingstekens omdat, wat in de handel zoutvrije kaas wordt genoemd, door ons chemici als zoutarme kaas moet worden vermeld.

3e. Indien blijkt dat het medisch advies dat collega Spanhoff ontving verschilt van het mij ter beschikking gestelde, ben ik gaarne bereid, na overleg met collega Spanhoff, het advies van een hogere medische autoriteit in te winnen.

F. Th. van Voorst.

338:546.621

De wereldproductie van aluminium

Na een geregelde toeneming van de productie van aluminium uit bauxiet, was deze gedurende de oorlog tot een productie van bijna 2 miljoen ton opgelopen. Direct na de capitulatie viel deze terug tot op 760 000 ton, waarna weer een geregelde toeneming valt te constateren.

De productie van de producerende landen is in een tabel opgenomen, waarbij voor zover bekend, tevens de productiecapaciteit, de te verwachte capaciteit in 1953, de reserves aan bauxiet en de voornaamste producenten of productiecentra zijn vermeld.

Er zijn nog plannen voor de oprichting van fabrieken aan de Engelse goudkust, in Nieuw Zeeland en in Venezuela.

(× 1000 ton)	Productie			Geschatte productie 1949	Cap. 1950	Eigen behoefte 1950	Te verwachten cap. in 1953	Bauxiet reserves in miljoenen ton	Voornaamste producenten
	1939	1943	1946						
U.S.A.	149	853	375	545					Alcoa, Reynolds, Kaiser
Canada	75	450	160	325		50			Alcoc
U.S.S.R.	45	62	75	120				100	Oeral, West-Siberië
Frankrijk	50	46	60	78	100		200	60	Pechiney
Noorwegen	31	23	20	37	60	5	95		Ardal, Noske Nitrid
Engeland	25	57	35	33		210	36		Brit. Al. Cy
Italië	34	46	11	30	60		114	25	Mori, Porto Maghera Bolzano
Zwitserland	27	19	20	21		14			Al. A.G.
Oostenrijk				13	40		30		Ranshofen, Lend.
Duitsland	199	250		27			85		Töging, Lünen, Rheinfelden
Japan	23	133	3	18			25		Shizuoka
Hongarije		9	2	12			60	300	Csepel
Zweden	3		4	4		12	10		Mansbo, Kubikenborg
Joego Slavië				4			30	100	Lozovac, Strniste
Spanje				3	9		19		Tarragona, Sabinanigo
India				3	8		18	30	Travanoore, Bengalen
Australië					13		35	3	Bell Bay, Native Point
China								70	
Roemenië					1			20	Mandsjoerije, Formosa
Wereldproductie	665	1970	760	1350					

Boekbesprekingen

665.582.1.092.57

Fr. Kainer, Kohlenwasserstoff-Synthese nach Fischer-Tropsch. Springer-Verlag, Berlin-Göttingen-Heidelberg, 1950, 16 × 24 cm, VII + 322 pp., 40 Abb., geb. DM 39,60.

De schrijver, van beroep octrooigemachtigde, heeft praktisch al zijn materiaal geput uit octrooiën. Van een kritische behandeling is geen sprake. Aldus is een uitermate eentonig werk ontstaan, dat eigenlijk alleen van belang zou kunnen zijn voor hen, die een wegwijzer in de desbetreffende octrooiliteratuur behoeven.

G. Carrière.

dat van eenanschouwelijk beeld alleen dan sprake kan zijn, indien schrijvers nieuwe theorie over de aether aanvaard wordt, welke men beschreven vindt in zijn nagevolgd gelijktijdig verschenen werk: „Weltsystem, Weltäther und die Relativitätstheorie”. Het is hier niet de plaats om de wetenschappelijke mérites van deze theorie te bespreken, maar wel kan geconstateerd worden, dat de golfmechanica er niets minder moeilijk door wordt, zodat van het door de auteur verwachte didactische succes wel niets te bespeuren zal zijn.

G. Carrière.

628.52 : 66.067.5.73

E. R. Weaver, Control of Odors. NBS Circular no. 491. For U.S. Department of Commerce and the National Bureau of Standards by U.S. Government Printing Office, Washington 25 D.C., 20 × 26 cm, 12 pp., \$ 0,10.

Het „National Bureau of Standards” ontving zo vele verzoeken om voorlichting, hoe nare luchtjes te verwijderen zouden zijn, dat men met deze circulaire het publiek een richtsnoer wil verschaffen. De raadgevingen komen hierop neer, dat men de stofjes, die voor de reuk verantwoordelijk zijn, moet verwijderen en dat men tevens voor voldoende luchtverversing te zorgen heeft. Wellicht zullen vele lezers zich hiermede enigszins teleurgesteld voelen, maar zij kunnen zich troosten met de gedachte, dat zij althans geen bij voorbaat vergeefse pogingen met ozon, chlorophyl en andere „household deodorants” hoeven aan te wenden.

G. Carrière.

530.145

Karl Jellinek, Verständliche Elemente der Wellenmechanik. Eine Einführung für experimentelle Naturwissenschaftler. I. Teil: Photonen, freie Elektronen, einelektronige Atome. Wepf & Co., Verlag, Basel, 1950, 16 × 24 cm, XII + 304 pp., 84 Fig., 1 Tabelle, geb. SFr. 34,—.

De schrijver is van mening, dat de meeste boeken over golfmechanica niet voldoende helder geschreven zijn, zodat de physici en chemici, die meer voor de praktijk voelen, zich van deze materie geen anschouwelijk beeld kunnen maken. Bovendien, is hij er nog van overtuigd,

R. H. F. Manske and H. L. Holmes. *The Alkaloids. Chemistry and Physiology*. Vol. I. Academic Press Inc., New York, 1950, 23 × 16 cm, VIII + 525 pp., geb. \$ 10.—.

In het voorbericht constateren de schrijvers de behoefte aan een handboek op dit gebied, in welke leemte zij willen voorzien door in vijf delen verschillende medewerkers „all the pertinent knowledge of the chemistry and pharmacology” van de alkaloiden te doen verzamelen. Dit heeft reeds in Deel I geleid tot een conglomeraat van op verschillende wijze behandelde groepen, die een afzonderlijke bespreking noodzakelijk maken. In 14 pp. behandelt Manske het voorkomen in de natuur, de isolatie en de zuivering, daarbij zijn beschouwingen over het voorkomen baserende op een indeling van het plantenrijk, die wel door zeer weinigen zal worden geaccepteerd. Dat in een overzicht van alkaloidenbevattende orden (Chart II) de belangrijke Rhoeadales met Papaver ontbreken, benevens de merkwaardige vermelding van het geringe verband tussen Papaveraceae en Menispermaceae, wijst wel op enige lichtvaardigheid in de behandeling van dit onderwerp.

Over het hoofdstuk „Alkaloiden in de Plant” (75 pp.) door James niets dan lof; de vorming en verdeling der alkaloiden in de plant zijn overzichtelijk behandeld, de paragraaf over entproeven geeft een goed beeld van het op dit gebied bereikte. Een gedegen literatuuroverzicht besluit dit gedeelte.

Leo Marion bespreekt in 16 pp. de pyrrolidine-alkaloiden, vervolgens Leonard de Senecio-alkaloiden (57 pp.). Beide hoofdstukken voldoen aan de te stellen eisen, vooral het tweede is zeer overzichtelijk samengesteld. Het niet opnemen van alle in de tabellen genoemde alkaloiden in de algemene index (campestrine, gramicifoline e.a.) kan in bepaalde gevallen echter lastig zijn.

Marion, Pyridine-alkaloiden (105 pp.) geeft evenals het vorige door hem behandelde hoofdstuk weer een goed inzicht in structuurafleiding en synthese. De merkwaardige vergissing bij de vermelding van de onderzoeken van C. Tanret en G. Tanret over het voorkomen van methylpelletierine zal wel verklaard moeten worden door het feit, dat de aandacht van de schrijver vooral op structuur en synthese gevestigd is.

De Tropaan-alkaloiden (102 pp.) en Strychnos-alkaloiden (126 pp.) worden beide door Holmes behandeld. Meer dan in de vorige hoofdstukken ligt het accent op structuur-afleiding en synthese; het voorkomen in en de isolatie uit de natuurlijke grondstoffen zijn wel zeer summier behandeld. De uitvoerige lijsten van fysische constanten van de alkaloiden en hun derivaten aan het einde dezer beide hoofdstukken verhogen de waarde hiervan echter in hoge mate.

Voor al in de laatste twee hoofdstukken is het analytisch-chemisch gedeelte zwak, in dat over pyridine-alkaloiden van wisselende kwaliteit.

De farmacologie, in het voorwoord aangekondigd, ontbreekt in dit deel geheel. Het is mogelijk, dat deze in een der volgende delen samenvattend wordt behandeld, maar in de korte inhoud is dit niet vermeld.

Samenvattend kan worden gezegd, dat dit handboek in enige opzichten overzichtelijker is dan Henry. *The Plant alkaloids* 1949 (zie bespreking Chem. Weekblad 45, 848 (1949) en id. 46, 147 (1950)). Wat dit eerste deel betreft, geeft het echter zeker niet meer, in analytisch chemisch en farmacologisch opzicht minder dan de overeenkomstige gedeelten uit Henry. Het is mogelijk, dat de genoemde tekortkomingen in de volgende delen zullen worden aangevuld en ik zou mijn eindoordeel dan ook willen opschorten tot deze verschenen zijn.

De uitvoering is uitstekend, enige storende drukfouten zullen in een volgende druk wel verdwenen zijn.

F. H. L. van Os.

F. B. Silsbee. *Establishment and maintenance of electrical units*. National Bureau of Standards, Circular 475, issued June 30, 1949. U.S. Government Printing Office Washington, D.C. 25. 38 pag., 19 fig., 26 × 20 cm, \$ 0,25.

Na een kort historisch overzicht, waarin het ontstaan van de standaarden voor de ohm en voor de volt wordt vermeld, volgt een beschrijving hoe door het National Bureau of Standards en het Internationale Bureau voor Gewichten en Maten de standaarden werden bewaard en gecontroleerd. In het derde hoofdstuk worden de onderlinge vergelijkingen van de standaarden, afkomstig uit verschillende landen, besproken. Het volgende hoofdstuk omvat de periode 1911—1948, waarin dus de vervanging van de internationale door de absolute standaarden werd voorbereid. De bepaling van de absolute standaarden voor de weerstand en voor de stroomsterkte vormt het laatste deel van de tekst.

Het slot van deze „circular” wordt gevormd door 75 literatuurverwijzingen en een zevental appendices, waarin voor Amerika belangrijke wetten en resoluties op bovengenoemd gebied worden vermeld.

Het geheel is te beschouwen als een niet diepgaande beschrijving van de door de titel omschreven materie.

J. L. Liebert.

* * *

621.315.1(02) : 621.316.9(02)

Installation and maintenance of electric supply and communication lines. Safety rules and discussion. National Bureau of Standards Handbook H 43. For the U.S. Department of Commerce, National Bureau of Standards, by U.S. Government Printing Office, Washington, 1949, 13 × 20 cm, 386 pp., geb. \$ 1,50.

Dit handboek is een verbeterde uitgave van handboek 32 en een deel van handboek 39. Het geeft zeer uitvoerig alle gegevens en voorschriften, welke dienen ter beveiliging van de installaties, waarop de titel van het handboek betrekking heeft.

Vele gegevens zijn in tabelvorm opgesteld, terwijl een index het naslaan gemakkelijk maakt.

Behalve de voorschriften zelf is ook de toelichting opgenomen.

H. A. J. Pieters.

* * *

53.089 : 389.15/16

Testing by the National Bureau of Standards Policy, General Information, Fee schedule. National Bureau of Standards circular 483. Issued December 1949. For sale by the Superintendent of Documents, U.S. Government Printing Office, Washington D.C., 93 blz., 23 × 15 cm. Prijs 25 Am. doll. cents.

In een korte inleiding worden algemene inlichtingen gegeven over de door het National Bureau of Standards gevolgde gedragslijn bij keuringen. Er wordt de aandacht op gevestigd, dat het National Bureau of Standards bedoeld is als de instelling van de Federale Amerikaanse regering tot het verrichten van fundamentele onderzoeken op het gebied van fysica, wiskunde, chemie en ingenieurswetenschappen. Het Bureau heeft het beheer over de standaards van fysische metingen en verricht onderzoek tot verbetering van die standaards. Het keuringswerk van het National Bureau of Standards omvat slechts het vergelijken van laboratoria-standaard-apparaten met de nationale standaards en de keuring van instrumenten en materialen, die van belang zijn voor de industrie en waarvoor elders geen keuringsinstanties bestaan. Uitdrukkelijk wordt vastgesteld, dat het National

Bureau of Standards onder geen beding concurreert met commerciële keuringslaboratoria en in het algemeen geen bevoegdheid heeft voor algemene keuring ten behoeve van het publiek. Slechts kan het National Bureau of Standards van tijd tot tijd als scheidsrechter optreden, wanneer commerciële firma's niet tot overeenstemming kunnen komen.

Algemene inlichtingen worden gegeven over de gang dezer keuringen, inzending en verpakking van apparaten, tijd van keuring, rapporten enz. Tenslotte volgt een uitgebreide lijst van keuringen, welke het National Bureau of Standards verricht op het gebied van electriciteit, metrologie (keuring op lengte, massa, tijd, dichtheid, thermische uitzetting e.d.), kracht en warmte, atomacie en moleculaire fysica (bijv. radiometrie, massa-spectrometrie, radioactiviteit, röntgenografie), chemie, ingenieurswetenschappen (bijv. aerodynamische en acoustische metingen), radioverkeer, en optische metingen (bijv. colorimetrie, lichtsterktemetingen, glansmetingen, refractometrie e.d.) Deze metingen zijn alle zeer gedetailleerd weergegeven met de desbetreffende kosten.

Het boekje heeft alleen interesse voor die laboratoria of firma's hier te lande, welke zich op deze gebieden bewegen.

A. van Rossem.

* * *

621.647.3:667.728

John Howell Ousbey, Cellulose Spraying. Uitg. Sir Isaac Pitman & Sons, Ltd., London, 1949, 86 pag., 12,5 × 19 cm, 17 fig.; prijs geb. 8/6 s. net.

De ondertitel, „a guide to finishing motor cars and other metal surfaces with cellulose and synthetics”, geeft al aan, dat het boekje bedoeld is voor de praktijkman, die met het lakken van metalen te maken heeft. In zijn voorwoord spreekt de schrijver de hoop uit, dat het aan het grote publiek duidelijk zal maken, dat „cellulose spraying” meer is dan alleen overspuiten met het pistool.

Na twee hoofdstukjes over de geschiedenis van de opkomst van de celluluselakken en over de inrichting van een goede spuitinstallatie, worden achtereenvolgens behandeld: nieuw werk, „refinishing” (het opnieuw lakken van oud werk) en het werken met synthetische materialen (in hoofdzaak op basis van phtalaatharsen). Incon-

sequent is, dat het lakken van nieuwe auto's aan de lopende band, waarvoor de gegevens verstrekt werden door Morris Motors, Ltd., behandeld wordt na de hoofdstukken over „refinishing”. In een hierna volgend hoofdstuk „Faults and their remedy” worden enkele veel voorkomende fouten verklaard en middelen aangegeven om deze te verbeteren of te voorkomen. Aan het eind van het boekje worden een 16-tal vaktermen nader verklaard.

Over de gebruikte grondstoffen, hun herkomst en hun chemische samenstelling wordt slechts zeer summier iets vermeld.

Is het boekje voor de chemicus van minder direct belang, toch bevat het voor degenen, die in de praktijk met „industrial finishing”-problemen te maken hebben, wel belangrijke gegevens en aanwijzingen.

D. Cannegieter.

* * *

541.18

Dr. Erich Manegold, a.o. Professor und ehemals Leiter des Instituts für Kolloidchemie der Technischen Hochschule Dresden und des Instituts für allgemeine und angewandte Kolloidkunde Dresden, Grundriss der Kolloidkunde. Verlag Th. Steinkopff, Dresden und Leipzig, 1949, XI + 84 pp., 45 fig., 16 × 23 cm, prijs DM. 5.50.

Schrijver heeft zich niet beperkt tot het behandelen van de eigenlijke kolloide oplossingen, zoals dat o.a. in de boeken van Prof. Dr. H. R. Kruyt voortreffelijk is gedaan, maar hij is erin geslaagd onder de naam „Kolloidkunde” alle denkbare systemen te schetsen, waarin afmetingen, liggende tussen microscopische en die van kleine moleculen, een rol spelen en dat allemaal in slechts ongeveer 50 bladzijden tekst.

Er wordt een systematisch en allesomvattend overzicht gegeven van de vele „kolloiden Einheiten” en „kolloiden Vielheiten”, waarbij zelfs de mens niet ontbreekt. Het moge voor deze laatste gelukkig zijn als „das wichtigste kolloidkundliche Untersuchungsobjekt” te worden erkend, omgekeerd vrezen wij, dat dit boekje met de kolloidkunde door de veelheid aan „kolloide” begrippen en het gemis aan eenheid moeilijk als leidraad kan worden aanvaard.

J. J. A. Blekkingh.

Personalia

Prof. Dr. H. R. Kruyt, voorzitter van de Centrale Organisatie voor Toegepast Natuurwetenschappelijk Onderzoek is tot lid voor het leven benoemd van de New York Academy of Science.

* * *

Op Vrijdag 8 December aanvaardde Prof. Dr. L. J. Oosterhoff zijn ambt van buitengewoon hoogleraar in de theoretische organische scheikunde aan de Rijksuniversiteit te Leiden met het uitspreken van een rede, getiteld: „De praktijk der theorie in de organische scheikunde”.

* * *

Dr. D. J. Gerritsen ('s-Gravenhage) is sedert 15 November werkzaam als scheikundige bij de Koninklijke Nederlandse Zout-industrie te Hengelo-O.

* * *

Ir. R. Rademaker te Delft is sinds 1 September 1950 in dienst van de N.V. Organon te Oss.

* * *

Drs. D. Reiding te Groningen zal met ingang van 1 Januari 1951 in dienst treden van de N.V. Talens te Apeldoorn.

* * *

Ir. W. Visser te Beverwijk is thans werkzaam als scheikundige bij de Koninklijke Nederlandse Hoogovens en Staalfabrieken.

* * *

Aan de Vrije Universiteit te Amsterdam is cum laude bevorderd tot doctor in de wis- en natuurkunde op proefschrift „Derivatives of oxazolidinedione-2,4”, de heer R. F. Rekker, geboren te St. Nicolaasga.

* * *

Aan de Universiteit van Amsterdam is geslaagd voor het doctoraalexamen wis- en natuurkunde, hoofdvak pharmacie, me-juffrouw J. A. Erpenbeek de Wolff.

* * *

Aan de Universiteit te Leiden is geslaagd voor het doctoraal-examen wis- en natuurkunde, hoofdvak scheikunde, de heer A. Kraayeveld; idem voor het candidaatsexamen wis- en natuurkunde, letter f, Mevrouw J. G. Bolt-de Klerk.

Verenigingsnieuws

Mededelingen van het Secretariaat

(’s-Gravenhage, Lange Voorhout 5, tel. 110744, postrekening 7680).

Candidaat-leden.

- 106: Boonstra (D. J.), chem.-cand., Amsterdam-O., Nieuweweg 211; voorgesteld door Prof. Dr. Ir. J. Coops te Amsterdam en Dr. E. van Dalen te Badhoevedorp.
107: Deen (W.), chem. cand., Leersum (U.), M. C. Verloopweg 9; voorgesteld door Prof. Dr. J. M. Bijvoet te Utrecht

- en Dr. A. L. Th. Moesveld te Hilversum.
- 108: Drost (G.), chem. cand., Amsterdam-O., Brink 14; voorgesteld door Prof. Dr. J. A. A. Ketelaar en Drs. H. H. K. Rossmark, beiden te Amsterdam.
- 109: Eisenloeffel (Dr. Ing. A.), Zwijndrecht, Javalaan 38, ing. bij Lever Brothers en Unilever N.V. Rotterdam; voorgesteld door Ir. C. van Rede te Dordrecht en Dr. H. A. Boekenooen te Dubbeldam.
- 110: Papenrecht (E. A. H. J. van), ap., Meppel, apotheker b.d. Kon. Pharm. fabr. Brocades-Stheeman en Pharmacia; voorgesteld door H. A. Weber, ap. te Meppel en Dr. J. A. Klaassen te Amsterdam.
- 111: Reeder (P. L. de), chem. cand., 's-Gravenhage, Pletterijstraat 46; voorgesteld door Prof. Dr. C. J. F. Böttcher te Leiden en Dr. T. van der Linden te Voorburg.
- 112: Roodzant (Mej. A. M.), tech. stud., Rotterdam-O., Jericholaan 69 B; voorgesteld door Mej. Ir. A. M. C. Lugtigheid te Rotterdam en Dr. Ir. B. M. Wepster te Delft.
- 113: Zuiderweg (F. J.), Amsterdam-Z., Biesboschstraat 42, scheik. b.d. Kon. Shell; voorgesteld door Dr. Ir. G. H. Visser te Bussum en Prof. Dr. L. J. Oosterhoff te Leiden.

Adreswijzigingen, enz. aan te brengen in de ledenlijst 1950.

- Blz. 36: Bosch (Drs. M. W.), Bilthoven, Paltzerweg 123.
- „ 61: Hoek (A. van den), chem. cand., Apeldoorn, van der Heydenlaan 80.
- „ 73: Krämers (Dr. G. H.), Doorn, Amersfoortseweg 86.
- „ 85: Möller (F. A.), Haren (Gr.), Terborgsteeg 20.
- „ 94: Rademaker (Ir. R.), Oss, Ruwaardstraat 23 a.
- „ 95: Rhijn (Ir. A. E. A. van), Heelsum, Bennekomsseweg 9.
- „ 96: Robaard (Drs. F. H.), Enschede, Snelliusstraat 39.
- „ 114: Vermast (Dr. F. A. F.), Haarlem, Wilhelminastraat 61.
- „ 117: Vossen (J. C. A.), chem. stud., Arcen (L.), Graaf A 258 f.
- „ 123: Woutman (F.), ap., Rijswijk (Z.H.), Lijsterbeslaan 53.
- „ 125: Zijlstra. (Ir. H.), Bandoeng, Java, Djalan Dipati Ukur 6 (v.m. Beatrix boulevard).

105^e ALGEMENE VERGADERING

der

NEDERLANDSE CHEMISCHE VERENIGING

op Vrijdag 22 December 1950

te Amsterdam

Het volledige programma dezer vergadering inclusief de agenda's van de in de namiddag te houden Sectievergaderingen is opgenomen in het Chemisch Weekblad van 2 December j.l. Aanvullingen op blz. 895 en 910.

De aandacht wordt er op gevestigd, dat opgaven tot deelneming aan de lunch in het Koninklijk Instituut voor de Tropen en/of aan de gemeenschappelijke avondmaaltijd in het Restaurant van het Parkhotel, uiterlijk Maandag 18 December a.s. in het bezit van het Secretariaat moeten zijn.

Examens voor Analyst

Klinisch Analystexamen, eerste en tweede gedeelte (I en II C).

De aanmelding voor de in hoofde genoemde examens sluit 19 December a.s.

Algemeen Analystexamen, eerste gedeelte.

Voor de oproep voor het Algemeen Analystexamen, eerste gedeelte wordt verwezen naar het Chemisch Weekblad van 30 September 1950, blz. 711.

Secties

Nederlandse Vereniging voor Fotografie en Fotochemie.

(Sectie van de Nederlandse Chemische Vereniging en van de Nederlandse Natuurkundige Vereniging).

Mededeling.

Onder auspiciën van de Nederlandse Vereniging voor Fotografie en Fotochemie zal op Vrijdag 22 December en Zaterdag

morgen 23 December a.s. in het Laboratorium voor Algemene en Anorganische Chemie, Nieuwe Prinsengracht 126 te Amsterdam, een tentoonstelling worden gehouden van in de laatste jaren ontwikkelde optische instrumenten en fotografisch plaat- en filmmateriaal voor de wetenschappelijke fotografie en metende physica.

De tentoonstelling is toegankelijk voor alle leden van de Nederlandse Chemische Vereniging en van de Nederlandse Natuurkundige Vereniging.

Chemische Kringen

Arnhemse Chemische Kring. Op Dinsdag 19 December a.s. zal in het V.U. Gebouw, Rijnsstraat 42, Arnhem om 8 uur spreken: Dr. H. Veldstra (Amsterdam) over „Ruimtelijke molecuulstructuur en fysiologische werking”.

Chemische Kring Dordrecht. Op Maandag 18 December des avonds te 20 uur zal in een der zalen van Ter Merwe, Dr. S. P. Dijkstra uit Groningen een voordracht houden met de titel: „De teelt en het onderzoek van geneeskrachtige en aromatische gewassen in Nederland”.

Mededelingen van verwante verenigingen

Vereniging „Het Nederlands Natuur- en Geneeskundig Congres”.

Twee en dertigste congres te Eindhoven

op 27, 28 en 29 Maart 1951.

Voorlopig programma.

Op Dinsdag 27, Woensdag 28 en Donderdag 29 Maart 1951 zal te Eindhoven het 32ste Natuur- en Geneeskundig Congres worden gehouden.

Het voorlopige programma van dit in de Paasweek van 1951 te houden congres vermeldt o.a. een officiële ontvangst door het Gemeentebestuur van Eindhoven en een gemeenschappelijke maaltijd op de eerste en een toneelavond op de tweede congresdag, terwijl het Bestuur hoopt de deelnemers, evenals op vorige congressen in de gelegenheid te kunnen stellen om samen te lunchen.

Nadere bijzonderheden zullen omstreeks 1 Maart in het definitieve programma worden bekend gemaakt.

In de algemene vergaderingen op Dinsdag- en Donderdagmiddag zullen voordrachten worden gehouden door de algemene voorzitter en door de leden R. Brinkman (Groningen), H. P. J. Koenen (Maastricht) en V. J. Koningsberger (Utrecht).

De afdelingsvergaderingen worden gehouden op Woensdag- en Donderdagochtend. Op Woensdagmiddag zullen demonstraties worden gehouden in laboratoria en excursies worden ondernomen naar fabrieken enz. Ook hierover zal het congresprogramma nadere gegevens verstrekken.

De 1e afdeling (Wis- en Natuurkundige Wetenschappen) zal zowel de Woensdag- als de Donderdagochtend besteden aan algemene voordrachten voor de gehele afdeling. Op Woensdagochtend zullen enige onderwerpen van zuiver Wis-, Natuur- en Scheikundige aard behandeld worden, op Donderdagochtend enige onderwerpen, die ook voor Medici en Biologen van belang zijn.

De 2e afdeling (Biologische Wetenschappen) organiseert op Woensdagochtend van 9 tot 12 uur voordrachten over de invloed van straling op organismen.

's Middags is er gelegenheid tot het bezoeken van het Natuurkundig Laboratorium der Philips' Gloeilampenfabrieken, waar speciaal de botanische afdeling, de bactericide (ultraviolet-) afdeling en het elektronenmicroscop bezichtigd zullen worden.

Op Donderdagochtend zullen voordrachten gehouden worden over regulatie van aantallen in de natuur. Er kunnen dan, indien de tijd dit toelaat, ook voordrachten over andere onderwerpen gehouden worden.

Voor beide ochtenden bestaat gelegenheid voor sprekers om zich voor 5 Januari op te geven bij de secretaris der afdeling, de heer J. Daams, Natuurkundig Laboratorium der N.V. Philips' Gloeilampenfabrieken te Eindhoven.

De 3e afdeling (Geneeskundige Wetenschappen) vergadert op Woensdagochtend in haar geheel.

De 4e afdeling (Geologisch-Geografische Wetenschappen) komt op Woensdag- en Donderdagochtend in haar geheel bijeen. De eerste vergadering zal gewijd worden aan vraagstukken betreffende het Peelgebied. De tweede, in haar geheel, aan: De

bewoningsomstandigheden in het zee- en rivierkleigebied van België en Nederland in praë- en vroeghistorische tijden.

10. Als spreektijd zal in de regel 20 minuten worden toegestaan. In het belang van de goede gang van zaken **houde men zich stipt aan die tijd!**

20. Wordt een voordracht in extenso elders gepubliceerd, dan geve men voor de Handelingen slechts de titel op en de plaats, waar de publicatie te vinden is of zal zijn.

30. Wordt een voordracht niet elders gepubliceerd, dan volsta men voor de Handelingen met een uittreksel, dat niet meer dan één bladzijde druks beslaat. Dit uittreksel make men van te voren gereed en stelle men nog tijdens de vergadering aan de secretaris der afdeling of onderafdeling ter hand. Het moet geheel persklaar zijn. Extra correctie moet voor rekening van de spreker komen, evenals de kosten van te grote omvang en van houtsneden, platen, foto's enz.

Ook de gegevens, bedoeld onder 20, worden nog tijdens de vergaderingen bij de secretarissen ingewacht.

De voorzitters der afdelingen en onderafdelingen zijn:

1e afdeling: Prof. Dr. C. Zwikker, Jan Smitslaan 12, Eindhoven. Onderafdeling voor Wiskunde: Dr. C. J. Bouwkamp, Goorstraat 10, Eindhoven.

Onderafdeling voor Natuurkunde: Dr. Ir. W. J. Oosterkamp, Pasteurlaan 51, Eindhoven.

Onderafdeling voor Scheikunde: Dr. E. J. W. Verwey, Poirterlaan 19, Eindhoven.

Onderafdeling voor Pharmacie: A. Th. van Tilburg, Demer 84, Eindhoven.

2e afdeling: Dr. R. van der Veen, Hazeloop 7, Eindhoven.

3e afdeling: Dr. J. Slooff, Parklaan 58, Eindhoven.

Onderafdeling voor Sociale Hygiëne: Dr. G. C. E. Burger, Jacob Catslaan 13, Eindhoven.

Onderafdeling voor Diergeneeskunde: Joan Kirch, Willem van Oranjelaan 38, 's-Hertogenbosch.

4e afdeling: Prof. Dr. W. J. Jongmans, Sittarderweg 61, Heerlen.

Alleen leden van de vereniging kunnen de vergaderingen als sprekers of als toehoorders bijwonen. De contributie bedraagt voor gewone leden f. 4.— per jaar (te voldoen gedurende ten minste twee opeenvolgende jaren), voor tijdelijke leden, niet-studenten, alleen voor het 32e congres, éénmaal f. 5.—. Studenten aan een Nederlandse Universiteit of Hogeschool kunnen uitsluitend op vertoon van hun inschrijvingsbiljet van die Universiteit of Hogeschool voor de cursus 1950—1951 tijdelijk lid worden, alleen voor het 32e congres, tegen betaling een éénmaal f. 3.—. Gewone leden ontvangen de Handelingen gratis, tijdelijke leden slechts tegen betaling van extra f. 4.—. Betaling kan plaats hebben door storting op postrekening 36711 ten name van de vereniging, St. Willibrordusstraat 69II, Amsterdam-Z.

Mededelingen van verschillende aard

International Association for the Exchange of Students for Technical Experience (Iaeste).

Derde Jaarverslag.

De hierboven genoemde organisatie bewerkstelligt de uitwisseling van studenten aan inrichtingen van technisch hoger onderwijs, voor het verrichten van praktisch werk bij de industrie en technische overheidsdiensten.

Het nut van deze uitwisseling voor de a.s. ingenieurs wordt hoe langer hoe meer ingezien. Als voordelen, welke hieraan verbonden zijn, kunnen o.a. worden genoemd:

a. De studenten krijgen kennis van werkwijzen, organisatie en sociale voorzieningen bij industrieën buiten de landsgrenzen.

b. De studenten leren vreemde talen en technische termen in die talen, beter dan dit in het eigen land mogelijk is.

c. De studenten krijgen contact met collega's van verschillende nationaliteiten en kunnen daardoor o.a. op de hoogte komen van de ingenieursopleiding in andere landen.

d. De studenten krijgen de gelegenheid iets meer van de wereld te zien, waartoe zeer velen in de huidige tijd anders niet in de gelegenheid zouden zijn.

e. De „good-will” tussen de verschillende landen kan worden bevorderd.

Het aantal studenten, dat uitgewisseld wordt vertoont een sterke stijging, welke ongetwijfeld ook in 1951 zal worden voortgezet, t.w. 920 in 1948, 1236 in 1949 en 1672 in 1950.

De Iaeste is in 1948 opgericht door de landen België, Dene-

marken, Finland, Frankrijk, Engeland, Nederland, Noorwegen, Zweden en Zwitserland. In 1949 is Oostenrijk toegetreden en in 1950 Duitsland, Italië en de Verenigde Staten. Naar alle waarschijnlijkheid zullen nog verscheidene landen om toetreding vragen, w.o. Spanje en Israël.

Ieder land heeft een eigen commissie. Voor Nederland is dit de Coördinatie Commissie Practisch Werken (Julianalaan 136, Delft). In de landen Denemarken, Nederland en Noorwegen werden alleen studenten van 1 universiteit uitgewisseld; in de andere 9 landen studenten van meer universiteiten.

De uitwisseling geschiedt op basis van reciprociteit. Enkele landen, zoals Zweden, zijn bereid meer studenten te ontvangen, dan zij zelf kunnen uitzenden. In andere landen, zoals Finland, is de tendens juist omgekeerd.

Vijf landen, w.o. Nederland, hebben dit jaar nog geen Duitse studenten toegelaten, hoewel Duitsland wel studenten uit die landen opnam.

Nederland nam in 1950 bij de uitwisseling de derde plaats in met 197 studenten, na Frankrijk en Engeland. Dit resultaat is het gevolg van de grote medewerking welke in ons land van de industrie en de technische overheidsdiensten wordt ondervonden. Met veel waardering kan worden gezegd, dat 57 industrieën en diensten in 1950 184 plaatsen hebben beschikbaar gesteld. Door oorzaken, welke in het buitenland lagen, zijn helaas een aantal plaatsen niet benut. Gedeeltelijk was dit een gevolg van het feit dat een aantal studenten zich heeft teruggetrokken op een tijdstip, waarop het niet mogelijk was nog een plaatsvervanger aan te wijzen. Getracht wordt dit euvel zoveel mogelijk te beperken.

Boven de evenbedoelde 57 industrieën en diensten heeft een aantal industrieën voor 1951 reeds plaatsen toegezegd, terwijl anderen het aantal in vorige jaren beschikbaar gestelde plaatsen hebben verhoogd. Het spreekt vanzelf, dat deze gestes tot grote vreugde en dankbaarheid stemmen en gehoopt wordt, dat nog meer dit voorbeeld zullen volgen.

Teneinde de taalmoeilijkheden te ondervangen wordt in ons land zoveel mogelijk naast iedere buitenlandse student een Delfts student geplaatst. Voor die Delftse studenten is het ook prettig en nuttig contact met een buitenlandse collega te hebben.

Na afloop van het praktische werk worden de studenten met een enquête-formulier naar hun bevindingen in het buitenland gevraagd, met betrekking tot hun reis, de ontvangst, de huisvesting, ondervonden taalmoeilijkheden, hun verleende faciliteiten, hun verhouding tot de arbeiders, hun indrukken op sociaal en cultureel gebied en over de organisatie.

Over het algemeen spreken die rapporten van grote dankbaarheid voor de gekregen gelegenheid in het buitenland praktische ervaring op te doen en wat meer van land en volk te leren kennen en voor de in het buitenland ondervonden hulpvaardigheid. Met eventueel opgedane minder gunstige ervaringen kan in de toekomst rekening worden gehouden.

In 4 der deelnemende landen zijn de buitenlandse studenten vrijgesteld van het betalen van inkomstenbelasting, een faciliteit, die zoals vanzelf spreekt ten eerste op prijs wordt gesteld. Getracht wordt in de andere landen die vrijstelling ook te verkrijgen.

Hoewel de laeste nog in de kinderschoenen staat, kan met voldoening worden geconstateerd, dat zij tot nu toe bevredigend heeft gewerkt en een verheugende groei vertoont, dank zij de medewerking, die allerwege wordt ondervonden.

Wij ontvingen:

Bulletin no. 50 van de Research Information Service 509, Fifth Avenue New York-17, N.Y., dat o.a. de prijzen vermeld van Duitse octrooiaanvragen op pharmaceutisch gebied van October 1948 tot Mei 1950, rapporten over de fabricatie van synthetische hormonen, en analytische methodes welke door Schering A.G. en I.G. Farbenindustrie worden gebruikt.

Van de N.V. Hercules Powder Company, Lange Vijverberg 12, 's-Gravenhage, een met fraaie foto's verlucht gedenkboek „The first twenty-five years, 1925—1950” waarin tal van interessante bijzonderheden over de oorsprong, ontwikkeling en service van deze Europese voorpost van de Amerikaanse Hercules Powder Company worden vermeld. Het bevat tevens een overzicht van de voor de Europese markt beschikbare chemische producten.

Van het Proefstation voor aardappelverwerking: Kort bericht no. 32 (November 1950). Proeven over melkzuurbereiding uit aardappelen in de U.S.A. door Ir. J. C. de Man, waarin de resultaten van Amerikaanse onderzoeken over microbiologische melkzuurbereiding uit aardappelen en aardappelvezel worden vermeld.

Van E. I. du Pont de Nemours & Co. (Inc.), Wilmington 98, Delaware, Rubber Chemicals Division: Report No. 50-2.

August 1950, Dupont Rubber Chemicals, Colors and Neoprenes.

Idem, The Neoprene Notebook, Facts about Neoprene for the Engineer, No. 1 t/m no. 46 (Januari 1938 t/m Augustus 1950).

Van de Glashandel Dijkstra-Vereenigde en Glasfabriek A. J. Bakker: Laboratoriumnieuws, 4e Jaargang no. 13, Dec. 1950.

Van van Leeuwen Boomkamp & Co, Herengracht 364, Amsterdam-C.: Catalogus A 105 van de A.G. für Chemie-Apparatenbau te Zürich over de Vibro-Mischer.

Vraag en Aanbod

Plaatsing geschiedt alleen voor leden der Nederl. Chem. Vereniging.

Correspondentie wordt over deze rubriek niet gevoerd: de Redactie, Lange Voorhout 5, 's-Gravenhage, zendt alleen brieven door, waarvoor men porto insluit.

Ter overneming gevraagd:

Perry, Chem. Engineer's Handb., Handb. of Chem. and Physics., oude druk geen bezwaar.

L. Rosenthaler, Grundzüge der chem. Pflanzenuntersuchung.

E. P. Steyn Parvé, Onderzoekingen over splitsing en vorming v. h. enzyme carboxylase. Diss. A'dam 1945.

H. B. Holsboer, De synth. kleurstoffen, hare toepassing in de ververij en hare bereidingswijzen. Noordhoff, Gron. 1918.

Ter overneming aangeboden:

F. P. Treadwell, Lehrb. d. anal. Chem. I 1904. II 1905.

Symposium over de technologie van de volledig synthetische kunststoffen 1944.

H. Schall, Nahrungsmitteltabelle zur Aufstellung und Berechnung von Diätverordnungen, 12. Aufl. 1939.

L. A. Sanders, Universele atoomtheorie, 1946.

L. Infeld, Stof, straling en atomen, 1935.

Ch. Freundlich, Kapillarchemie, 2. Aufl. 1922.

J. L. de Roos, De atombom, 1945.

W. Ostwald, Die Welt d. vernachlässigten Dimensionen. 2. Aufl. 1916.

B. J. Oosterwijk, Leerb. d. radiotechniek, deel I, 1936.

v. Arkel en Snijder, Leerb. d. scheikunde, eerste deel 1936.

C. J. Bonnema, Eenvoudige voedingsleer 1938.

R. S. Willows, Surface tension, and — energy, sec. ed. 1919.

1 koperen burettenstatief met klem.

2 buretten met kranen.

1 gewichtsdoos met 0—50 g, zo goed als nieuw.

Enige maatkolven, pipetten en ander lab. materiaal.

Peterson, Skinner, Strong, Food Biochemistry 1949.

Chem. Weekblad 1922 t/m 1949, compl. geb. in org. band.

Perry, Chemical Engs. Handbook, 2nd ed.

Richards, Handicraft in plastics 1948.

Watson, Modern theories of org. chem. 1941.

Brown, Fabric reinforced plastics 1947.

British plastics 1950 (losse nrs.).

Chem. Abstr. 1948, 1949, 1950 en registers.

Voeding II t/m X met kaartstelsysteem.

Ostwald-Luther, Phys. chem. Messungen 1910.

Stollenwerk, Kolloidchemie 1927.

Krause, Phosphatverfahr. z. Oberflächenschutz 1940.

Siebold, Das Verhalten v. Schmierölen i.d. Kälte. 1940.

Loewe, Optische Mess. d. Chemikers u. Mediziners 1939.

Seeliger, Angew. Atomphysik 1938.

Bauer, Fette und Öle 1928.

Kraemer e.a., Advances in Colloid science Vol. II 1946.

Vilbig u. Zenneck, Fortschr. d. Hochfrequenztechnik 1941.

Feigl, Spot Tests 1939.

Fresenius, Handb. d. anal. Chem. 5 delen.

Richter-Anschuetz, Chem. d. Kohlenwasserstoffe I en III.

Conant, Chemistry of org. compounds 1944.

Duesing-Scaeffler, Experimental-Physik.

Encyclopedia of Chemical Technology van Kirk-Othmer, 5 uitgekomen delen.

Fuel in Science and Practice, London, Vol. 4 (1925) t/m Vol. 16 (1937) alle ex. ingen.

Nederland. Tijdschr. Hygiene, Microbiologie en Serologie in losse afleveringen deel 1 (1926) compl. t/m dl. 8 (1933/1934); vervolg serie Antonie van Leeuwenhoek, Ned. Tijdschr.

Hygiene, microbiologie en serologie. deel 1 (1934) comp. t/m deel 5 (1938) in losse afl., deel 6 (1939/40), Journal of Microbiology and serologie.

Ber. 77 (1944) no. 1 t/m 5.

British Abstracts 1948, A II, no. 1 t/m 12.

British Plastics 21 (1949) no. 239 en 240.

Chem. Abstracts 42 (1948) no. 1 en 2.

J. Physical and Colloid Chem. 51 (1947) geb.

J. Society Chem. Industry 68 (1949) no. 1, 2, 6, 8, 9, 10, 11.

J. Textile Institute 40 (1949) no. 7 Trans.

Kunstseide und Zellwolle 26 (1948) no. 3 en 7; 27 (1949) no. 9.

Kunststoffe 39 (1949) no. 1 t/m 5.

Melliand Textilberichte 28 (1947) no. 7 t/m 12; 29 (1948)

no. 2; 30 (1949) no. 6 en 12.

Das Papier, 3 (1949) no. 3/4.

Der Papierfabrikant 40 (1942) geb. no. 1/4 ontbr.

Plastics 13 (1949) no. 143.

Rayon and Synthetic Textiles 30 (1949) no. 3, 4, 6, 9, 10, 11.

De Tex 8 (1949) no. 1 t/m 12, 12.

Z. anal. Chem. 130 en 131 in losse afl.

Z. physik. Chem. 135, 136, 137 A t/m 145 A geb.; 1 B t/m

6 B geb.

De opgaaf van het aangeboden en gevraagde wordt tweemaal geplaatst. Wenst men daarna nog plaatsing, dan is daarvoor een nieuwe opgaaf nodig. Men wordt dringend verzocht dadelijk kennis te geven, indien de plaatsing niet meer nodig is.

Aangeboden betrekkingen

Zie de advertentie in no. 49.

Bij de Keuringsdienst voor waren te Maastricht wordt per 1 Februari 1951 gevraagd een scheikundige (Scheikundige, apotheker of scheikundig ingenieur).

Gevraagde betrekkingen

831: Scheik. research ing., gerepatrieerd, 35 j., bereisd (Europa, U.S.A., Ind.), m. lab.- en bedrijfservaring, spec. bekend met oliën, vetten, kunstharsen, lakken, verven, petr., aeth. oliën, cellulose, enz. zoekt werkring met goede toekomstmogelijkheden; bereid te emigreren naar Austr. of N.Am.

835: Chem. drs. zoekt bijverdienste voor enige middagen of avonden, liefst in Utrecht, Rotterdam of omgeving.

840: Dr. chemie, microbioloog, 45 jaar, zoekt plaatsing op laboratorium of bij het onderwijs.

843: Chemisch ingenieur, diploma Zürich, 38 jaar, met ruime ervaring op het gebied van waterleidingen en analytische chemie, zoekt een hem passende betrekking.

Correspondentie

Naar aanleiding van de opmerking aan het slot van het artikelje „Toekenning van de Nobelprijs voor Chemie 1950" op blz. 887, merkt Prof. Dr. H. J. den Hertog op, dat uitstekende recente overzichten zijn verschenen in de serie „Organic Reactions" onder redactie van Prof. Roger Adams in Volume IV (1948): Blz. 1—59, Milton C. Klotzel: The Diels Alder Reaction with maleic anhydride, en Blz. 60—173, H. L. Holmes: The Diels Alder Reaction, Ethylenic and acetylenic Dienophiles.

Agenda van vergaderingen

16 Dec.: Ned. Natuurkundige Vereniging (Amsterdam): Wetenschappelijke vergadering. Zie het programma in Chem. Weekblad pg. 859.

18 Dec. Chemische Kring Dordrecht (Dordrecht): Dr. S. P. Dijkstra, De teelt en het onderzoek van geneeskrachtige en aromatische gewassen in Nederland. Zie Chem. Weekblad pg. 910.

19 Dec. Afd. v. Chem. Techniek van het K. I. v. Ingenieurs ('s-Gravenhage): Ir. J. G. Theron Mulder, Koeltorens. Zie Chem. Weekblad pg. 878.

19 Dec. Arnhemse Chemische Kring (Arnhem): Dr. H. Veldstra, Ruimtelijke bouw en physiologische werking. Zie Chem. Weekblad pg. 910.

22 Dec. 105e Algemene Vergadering der Nederl. Chem. Vereniging en Sectievergaderingen (Amsterdam). Zie de programma's in Chem. Weekblad, pg. 873 e.v. en 895.