

# tips en trucs

## Van Normaal naar Molair – en terug?

Rick Langen  
Laboratorium Ziekenhuisapotheek  
Midden-Brabant  
Dr. Deelenlaan 5  
5042 AD Tilburg.  
Tel: 013-4655662  
E-mail: RLangen@zamb.tsz.nl

### Inleiding

Als aanhanger van het SI eenheden stelsel is het gebruik van de eenheid Normaal – zoals dat in de apotheek en op het laboratorium van de ziekenhuisapotheek Midden-Brabant

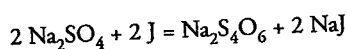
nog veelvuldig wordt toegepast – mij altijd al een doorn in het oog geweest.

Het SI eenheden stelsel werd in 1978 wettelijk verplicht. Dit Internationale Stelsel van Eenheden (SI – *Système International d'Unités*) werd al in 1960 aanvaard door de 11<sup>e</sup> CGPM (*Conférence Générale des Poids et Mesures*). Dit SI eenheden stelsel is een coherente uitbreiding van het metrieke stelsel en omvat een 7-tal grondeenheden alsmede twee aanvullende eenheden, waaruit

een hele reeks afgeleide eenheden ontstaat, die elk in decimale delen of veelvoudigen toegepast worden. De 7 grondeenheden zijn lengte (m), massa (kg), tijd (s), elektrische stroom (A), thermodynamische temperatuur (K), hoeveelheid stof (mol) en lichtsterkte (cd). De afgeleide SI-eenheden ontstaan uit de grond- en aanvullende eenheden in de vorm van machtsproducten, met een getalfactor 1 hetgeen de coherentie van het stelsel kenmerkt. Zo levert de meter de afgeleide SI-eenheden voor oppervlakte (m<sup>2</sup>), inhoud (m<sup>3</sup>) en golfgetal (m<sup>-1</sup>). De kilogram doet mee in de eenheid voor dichtheid of massaconcentratie (kg/m<sup>3</sup>) en molaire concentratie (mol/m<sup>3</sup>). Het gebruik van liter (1 l = 1000 cm<sup>3</sup>) als eenheid van inhoud is toegestaan. [1]

## Titreeranalyse en Jodometrie

Bij het toevoegen van eene natriumthiosulfaat- bij eene jodiumoplossing, wordt deze intensief bruin gekleurde vloeistof ontleurd, aangezien jodiumnatrium en natriumtetrathionaat ontstaan die beide kleurloos zijn:



Het verdwijnen der kleur is dus aan het feit toe te schrijven, dat de jodiumatomen in ionen worden omgezet, waartoe zij twee negatieve ladings-eenheden aan 2 S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> onttrekken.

Hierop berust eene methode om de hoeveelheid vrij jodium in oplossingen te bepalen. Men druppelt hiertoe eene oplossing van Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, waarvan de concentratie (het *titre*) bekend is, bij een bepaald volume der joodoplossing, hetgeen met eene *pipet*, fig. 33, wordt afgemeten. De kleur wordt langzamerhand lichter; men bereikt eindelijk een punt, waarbij de vloeistof nog slechts zeer weinig gekleurd is en waarop toevoeging van een volgenden druppel thiosulfaatoplossing ontkleuring bewerkstelligt; dit is zeer scherp waar te nemen. Nu is al het vrije jodium ver-

dwenen. Aangezien volgens bovenstaande vergelijking op één atoom jodium één molecule thiosulfaat is verbruikt, kan men uit het verbruikte thiosulfaat het jodiumgehalte der oplossing berekenen.

Ten einde de bepaling (*titratie*) zoo eenvoudig mogelijk te maken, kiest men de concentratie der thiosulfaatoplossing zoodanig, dat in 1 l 1 mol of een eenvoudig onderdeel daarvan aanwezig is. Zulk eene oplossing heet eene *normale*, of 1/2, 1/4 of 1/10 normaal als er 1/2, 1/4 of 1/10 mol in 1 l aanwezig is.

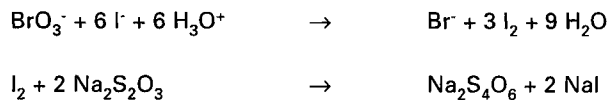
Om de hoeveelheid der thiosulfaatoplossing, die bij de jodiumoplossing tot ontkleuring van deze is gevoegd, gemakkelijk te bepalen, gebruikt men een toestel, fig. 34, buret genaamd, bestaande uit een glazen buis, waarop eene schaalverdeling is geëtsd, die cubieke centimeters en onderdelen (meest 1/10) aangeeft en die van onderen met een glazen kraan is gesloten, of ook wel met een caoutchoucuisje en een knijpkraan. Om de J-oplossing te titreren, laat men er door openen van de kraan langzaam en onder omroeren

### Kaliumbromaat

De eenheid Normaal is wettelijk geen erkende eenheid. Omdat een aantal analysevoorschriften aan revisie toe was, is dit moment aangegrepen om het gebruik van Normaal, op het laboratorium dan tenminste, uit te roeien. Maar wat wordt weergegeven door de eenheid Normaal? Een vuistregel die ik zelf altijd hanteer is dat met normaal het aantal valentie-elektronen aangegeven wordt per eenheid van inhoud. Een oplossing van Na<sup>+</sup>OH<sup>-</sup>, 40 gram in 1 liter water is 1 N of 1 M (mol/l). (NaOH moleculemassa 40 g/mol; 40 g = 1 mol / 1 l = 1 M) Omdat het aantal valentie-elektronen 1 is, is de concentratie in Normaal gelijk aan die in Molair. Iets lastiger wordt het als het gaat om meerwaardige ionen. Denk hierbij bijvoorbeeld aan zwavelzuur H<sub>2</sub>+SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (2 N = 1 M) of fosforzuur H<sub>3</sub>+PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> (3 N = 1 M). Niet echt lastig om uit te rekenen maar een vergissing is snel gemaakt.

De breinkraker die ik echter tegen kwam is deze:

0,1 N Kaliumbromaat = 0,0167 M kaliumbromaat (6 N = 1 M), zoals gege-



**Figuur 1:** reactievergelijkingen titerstelling kaliumbromaat met natriumthiosulfaat.

ven in de Europese farmacopee. [2]. Volgens mijn vuistregel zou dit toch  $\text{K}^+\text{BrO}_3^-$  en dus 0,1 M moeten zijn? Na enig brainstormen op het laboratorium met stagiaires (deze zijn het nog gewend om dit soort berekeningen uit te voeren) en met een aantal analisten met meerjarige ervaring (deze zijn het nog gewend om met Normaal te rekenen!) was het uiteindelijk "de groene Vogel" met zijn Textbook of Qualitative Inorganic Analysis die uitkomst bood. [3] Kaliumbromaat wordt gesteld met natriumthiosulfaat. Hierbij wordt aan een nauwkeurig gedoseerde hoeveelheid kaliumbromaat oplossing een overmaat kaliumbromide toegevoegd in zuur milieu. Na enkele minuten wordt een kaliumjodide oplossing toegevoegd. Dit mengsel

wordt getitreerd met een gestelde natriumthiosulfaat oplossing met als indicator zetmeel tot kleurloos. Hoe nu van 0,1 N naar 0,0167 M kaliumbromaat te komen? Voor de liefhebbers zijn de reactievergelijkingen gegeven in figuur 1 hierboven.

De berekening van de titer van kaliumbromaat is gegeven in

$$T_2 = \frac{V_1 \times T_1}{V_2 \times 6}$$

**Figuur 2:**

*Berekening titer kaliumbromaat*

$T_1 =$  titer natriumthiosulfaat [mol/l]

$V_1 =$  volume natriumthiosulfaat [l]

$T_2 =$  titer kaliumbromaat [mol/l]

$V_2 =$  volume kaliumbromaat [l]

figuur 2 onderin middelste kolom.

Uit de reactievergelijkingen blijkt dat 1 mol kaliumbromaat reageert met 6 mol natriumthiosulfaat; ofwel 1 mol is 6 normaal.

## Jodometrie

Waarom werd gebruik gemaakt van de eenheid normaal? Om op deze vraag een antwoord te krijgen ben ik het antiquariaat in gedoken. De volgende tekst wil ik jullie niet onthouden. [4] Hij stamt uit 1898 (1<sup>e</sup> druk) en is van de hand van Dr. Holleman (zie kader op pagina 15).

## Literatuur

- [1] Glucose informatie;1979:12(2).  
Themanummer: Het nieuwe, wetenschappelijke eenhedenstelsel –SI.
- [2] European Pharmacopoeia, 3<sup>rd</sup> ed. Supplement 2000; p 256.
- [3] Vogel, IA. Quantitative inorganic analysis, 3<sup>rd</sup> ed. 1961, Longmans; p:348-350.
- [4] Holleman, AF. Leerboek der anorganische chemie, 7<sup>e</sup> druk 1920, Wolters; p162-163.