

# Zwavel als zuur-base indicator

Wanda Guedens en Monique Reynders, Universiteit Hasselt, Campus Diepenbeek,  
Agoralaan, Gebouw D, B-3590 Diepenbeek

---

## Volledige beschrijving van het experiment

### \* De voorbereiding

1. Voeg 15 g zwavelpoeder toe aan 250 mL 1 M NaOH oplossing in een bekeerglas van 400 mL;
2. voeg enkele druppels detergent toe om samenklontering van de zwavel te voorkomen;
3. kook het mengsel 5 tot 10 min al roerend op een verwarmingsplaat;  
- Is de zwavel opgelost, dan verandert de kleur van de oplossing van geel tot donker rood.
4. Verwijder het bekeerglas van de verwarmingsplaat;  
- Decanteer de warme oplossing als er nog zwavelpoeder onopgelost overblijft.
5. laat de polysulfide oplossing afkoelen;
6. label acht bekeerglazen (250 mL) met respectievelijk  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaOH}$ ;
7. giet ongeveer 100 mL van de acht oplossingen - 0,1 M azijnzuuroplossing, 0,1 M waterstofchloride oplossing, 0,1 M waterstofsulfaatoplossing, 0,1 M waterstofnitraatoplossing, 0,1 M waterstoffosfaatoplossing, gedemineraliseerd water, 0,1 M natriumchloride oplossing, 0,1 M natriumhydroxide oplossing - in de voorziene bekeerglazen.

### \* Het experiment

Voeg ongeveer 25 mL van de polysulfide oplossing toe aan elk bekeerglas (250 mL).

De geel-rode kleur van de polysulfide oplossing verdwijnt en een witte neerslag verschijnt in de bekertjes met de zure oplossingen ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  en  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ). In de neutrale oplossingen ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaCl}$ ) en de basische oplossing ( $\text{NaOH}$ ) blijft de oplossing gekleurd, helder en homogeen.

Voeg 1 M  $\text{HCl}$  oplossing toe aan de bekeerglazen met de homogeen geel-rode oplossingen om aan te tonen dat de aanwezigheid van zuren de witte neerslag doet ontstaan.

### \* Veiligheidsvoorschriften

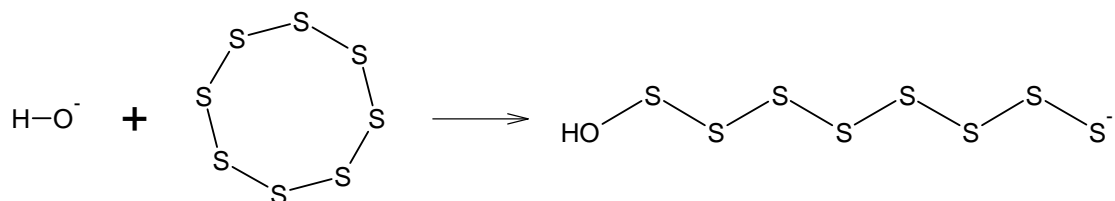
In een zuurkast werken; handschoenen en een veiligheidsbril dragen

|          | R-zinnen <sup>[1]</sup> | S-zinnen <sup>[1]</sup> | Gevaarsymbool <sup>[1]</sup> |
|----------|-------------------------|-------------------------|------------------------------|
| 1 M NaOH | 34                      | 26-37/39-45             | X <sub>i</sub>               |

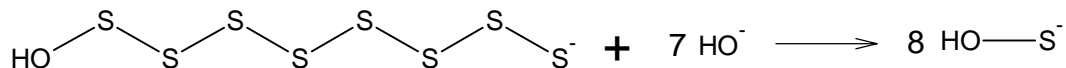
\* De discussie

Dit experiment illustreert een speciale eigenschap van sterke basen; zij lossen zwavel op. Zuren echter doen zwavel neerslaan uit een basische oplossing <sup>[2]</sup>.

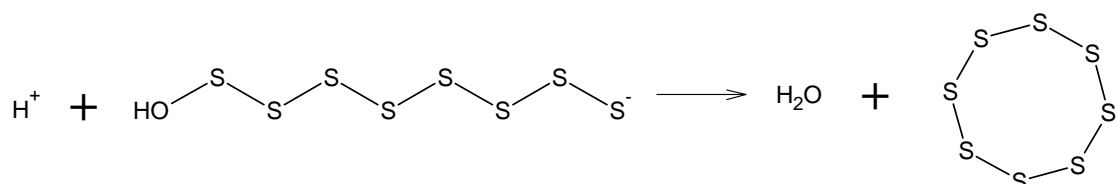
Zwavel dat verwarmd wordt in een geconcentreerde oplossing van natriumhydroxide, lost op en vormt polysulfide-ionen. De reactie is tamelijk traag omdat de hydroxide-ionen moeten reageren met octazwavel (S<sub>8</sub>) moleculen aan het oppervlak van vast zwavel. Zwavelpoeder wordt hier gebruikt om de reactiesnelheid te verhogen. De hydroxide ionen in de oplossing vallen aan op één van de bindingen in het S<sub>8</sub> molecule, er vormt zich een oplosbaar ion dat een keten van acht zwavelatomen <sup>[3]</sup> bevat:



Eens dat dit ion in oplossing is, vormt het na toevoeging van een overmaat natriumhydroxide oplossing ionen waarin slechts één zwavelatoom zit:



Deze HOS<sup>-</sup>-ionen vallen andere S<sub>8</sub> moleculen aan en nemen deze mee in oplossing als HOS<sub>9</sub><sup>-</sup>-ionen. De HOS<sub>9</sub><sup>-</sup>-ionen vallen door aanval van andere HOS<sup>-</sup>-ionen uiteen in HOS<sub>2</sub><sup>-</sup>-ionen. Dit proces gaat verder en de keten met zwavelatomen wordt steeds langer. Als de lengte van de keten groter wordt, verandert de kleur van geel naar oranje tot roodbruin. De hydroxide-ionen worden geneutraliseerd en de zwavelketens vormen terug S<sub>8</sub> moleculen bij toevoeging van zuur:



Het element zwavel slaat neer in de oplossing en er wordt een licht gele suspensie gevormd.

\* Referenties

1. Chemicaliën op school, VVKSO, januari 2003.
2. B.Z. Shakhashiri, Chemical Demonstrations, A Handbook for Teachers of Chemistry, Volume 3, The University of Wisconsin Press (1989).
3. W.A. Pryor, Mechanism of Sulfur Reactions, McGraw-Hill Book Co., New York (1962).