

## Proef 21 Goethes kleurenleer.

juli 2012

### Benodigde chemicaliën en spullen:

Kaliumpermanganaat ( $\text{KMnO}_4$ ):	20 mg
Natriumwaterstofsulfaat ( $\text{NaHSO}_4$ ):	2,5 g
Natriumsulfiet ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ):	0,3 g
Ged. water ( $\text{H}_2\text{O}$ ):	400 mL
Mierenzuur 85% ( $\text{HCOOH}$ ):	0,04 g i.e. 1 druppel
Kaliumhydroxide ( $\text{KOH}$ ):	2,5 g
Bekerglas:	400 mL
Reageerbuisjes:	4
Roerstaaf, rubberen handschoenen	



Loog bijschenken.

### Inleiding:

Johann Wolfgang von Goethe staat bij ons bekend als een groot schrijver en dichter. Zelf vond hij zich meer natuurwetenschapper. In 1810 verscheen zijn "Zur Farbenlehre" d.w.z. "Kleurenleer" of met een modern woord "Chromatologie". Een van zijn inspiratiebronnen was het nu volgende experiment dat hem getoond werd door een bevriende chemicus.

### Vorbereitung:

Doe ca. 380 mL water in het bekerglas en maak in de vier reageerbuisen oplossingen als volgt:

- 0,02 g kaliumpermanganaat in 10 mL water.
- 2,5 g kaliumhydroxide in 3 mL water; voorzichtig, wordt warm! Daarbij 0,04 g 85% mierenzuur.
- 2,5 g natriumwaterstofsulfaat ("natriumbisulfaat") in 3 mL water.
- 0,25 g natriumsulfiet in 2 mL water.

### Uitvoering van de proef:

Doe handschoenen aan. Schenk reageerbuis nummer één leeg in het bekerglas met water. Roer om. Laat de vloeistof tot rust komen. Van nu af wordt er niet meer geroerd. De inhoud van het glas is paars. Schenk de inhoud van de tweede reageerbuis rustig, langs de roerstaaf, erbij. De vloeistof zakt naar de bodem; geleidelijk treedt er een blauwe en groene verkleuring op. Spoel de roerstaaf af en schenk op dezelfde wijze de inhoud van de derde reageerbuis in het bekerglas. De oplossing van natriumwaterstofsulfaat zakt naar de bodem en er ontstaat een bruine kleur. Daarna voeg je op dezelfde manier het sulfiet toe. Dat zakt ook naar de bodem en verandert de kleur in zalmkleurig. Het eindresultaat is een bekerglas met een vloeistof met vijf kleuren.

### Verklaring:

Het paarse permanganaation ( $\text{Mn}^{\text{VII}}\text{O}_4^-$ ) wordt stap voor stap gereduceerd. De eerste stap voert via het blauwe, onstabiele hypomanganaat ( $\text{Mn}^{\text{VI}}\text{O}_4^{2-}$ ) door oxidatie naar het groene mangaan ( $\text{Mn}^{\text{IV}}\text{O}_2$ ).

In het zure milieu ontstaat lichtbruin mangaan ( $\text{Mn}^{\text{III}}\text{O}_4^+$ ) dat, gemengd met permanganaat, een roodbruine kleur veroorzaakt. Tenslotte zorgt het sulfiet ervoor dat mangaan gereduceerd wordt tot het tweewaardige mangaan ( $\text{Mn}^{\text{II}}$  i.e.  $\text{Mn}^{2+}$ ). Dat is zeer licht zalmkleurig, nagenoeg kleurloos.

### Na afloop van de proef:

De inhoud van het bekerglas gaat in het vaatje met "anorganisch chemisch afval". En dat gaat t.z.t. naar de gemeentelijke milieustraat.

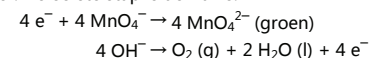


De kleuren in de beker na toevoeging van de vier respectieve vloeistoffen.

## Nadere beschouwingen van de M.S.

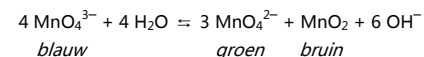
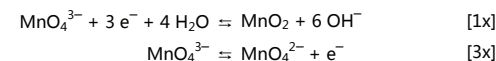
- De bekendste halfreactie voor  $\text{MnO}_4^-$  is in zuur milieu naar het vrijwel kleurloze, licht zalmkleurige  $\text{Mn}^{2+}$ -ion. (Zie Binas, tabel 48: +1,52)

Als je niet aanzuurt, ontstaat er het bekende bruinsteen,  $\text{MnO}_2$  (s). (Zie tabel 48 +0,57). Hier wordt echter  $\text{OH}^-$  toegevoegd dat behalve als base - het tegenovergestelde van zuur, je zou dus verwachten dat er  $\text{MnO}_2$  ontstaat - ook als reductor werkt (zie tabel 48 +0,40). Die reductor is zo sterk dat hij met  $\text{MnO}_4^-$  volgens +0,54 kan reageren, hoewel +0,57 sterker is als oxidator. Bovendien is er water aanwezig, dus waarom +0,57 het niet doet is a priori niet zo duidelijk. Waarschijnlijk verschuift  $\text{OH}^-$  het evenwicht:  $\text{H}^+$  maakt oxidatoren sterker,  $\text{OH}^-$  maakt ze (dus) zwakker. De eerste stap is derhalve:



Kennelijk is de hoeveelheid  $\text{O}_2$  hier zo gering dat het in oplossing blijft.

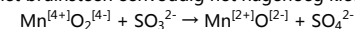
- Hoe zit het nu met het blauwe hypomanganaat  $\text{MnO}_4^{3-}$ ? Het kan in loog optreden zowel als oxidator als ook als reductor:



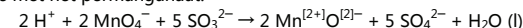
- Deze kleuren heb je gezien na bijschenken van de kaliloog met een druppeltje mierenzuur. Overigens zie je daarbij het bruinsteen niet omdat er te weinig van aanwezig is. Maar toevoeging van het zure natriumwaterstofsulfaat, of eventueel zwavelzuur, leidt ertoe dat de  $\text{OH}^-$  wordt weggenomen in een zuurbasereactie. Het evenwicht verschuift ver naar rechts. Het aanwezige formaat wordt zuur en je ziet dat dit het Mn(VI) oxideert tot Mn(IV) in bruinsteen dat nu de overheersende kleur wordt:



- Tenslotte levert sulfiet met bruinsteen eenvoudig het nagenoeg kleurloze ion  $\text{Mn}^{2+}$ :



of rechtstreeks met het permanganaat:



- Door niet te roeren hebben al deze reacties naast elkaar kunnen optreden in de beker. Het mengsel bleef *inhomogeen*.