

Bepaling van de chemische zuurstofbehoefte in een natuurlijk water

COD (chemical oxygen demand)

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

Volledige beschrijving van het experiment ^[1,2,3,4,5]

In een aquatisch systeem moet een zekere hoeveelheid opgeloste zuurstof aanwezig zijn om biologische systemen in stand te houden. COD geeft de massa zuurstof per liter oplossing aan - uitgedrukt in mg/L - die nodig is om het organische en oxideerbaar anorganische materiaal te oxideren. Een aanvaardbare waarde voor COD ligt tussen 10 en 20 mg/L.

De oxidatie wordt uitgevoerd met kaliumdichromaat; de overmaat reagens wordt getitreerd met Fe^{2+} -ionen. Hieruit wordt de hoeveelheid verbruikt kaliumdichromaat en de hiermee overeenkomende hoeveelheid dizuurstof berekend.

* De uitvoering

Afzonderlijk uit te voeren met het staal en met gedestilleerd water (blanco)

1. Filtreer het natuurlijk water over een filter van 0,45 μm ;
2. Pipetteer in een rondbodemkolf van 250 mL 50 mL te onderzoeken water en 25 mL 0,04 M $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ -oplossing;
3. voeg voorzichtig met een maatglas 55 mL $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{gec}}$ toe;
4. voeg ongeveer 0,5 g Ag_2SO_4 en 10 mL AgNO_3 1 m/V% toe, meng goed;
5. voeg 3 à 4 glaspereels toe en refluxeer met een opstaande koeler gedurende 1,5 uur;
6. giet, na afkoelen, alles over in een erlenmeyer en leng aan tot ongeveer 350 mL met gedemineraliseerd water;
7. voeg 5 à 6 dr. ferroïne indicator toe;
8. titreer met Mohr's zout, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, tot kleuromslag van oranje via groen naar bruin-rood.

* Veiligheidsvoorschriften

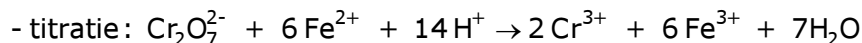
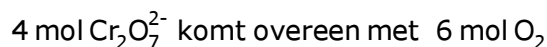
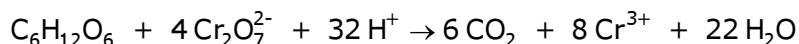
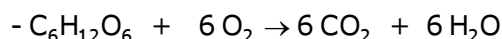
In een zuurkast werken; handschoenen en een veiligheidsbril dragen

	R-zinnen ^[1]	S-zinnen ^[1]	Gevaarsymbool ^[1]
0,04 M $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	49-46-36/37/38-43-50/53	53-45-60-61	T ⁺ , N
$\text{H}_2\text{SO}_{4\text{gec}}$	35	26-30-45	C
AgNO_3 1 m/V%	52/34	61	C
Ag_2SO_4 (v) ^[2]	41	22-26-39	X _i

^[2] niet vermeld in ref [1], wel in ref [2]

* De discussie

Het verband tussen de hoeveelheid $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en O_2 kan gehaald worden uit volgende oxidatiereeks van vb. glucose:



Uit de reacties volgt dat:

- 24 mol Fe^{2+} komt overeen met 4 mol $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, en dus met 6 mol O_2
- 4 mol Fe^{2+} komt dus overeen met 1 mol O_2 , d.i. 32 g O_2

Om rekening te houden met eventueel oxideerbaar materiaal in het water, gebruikt voor de reagentia, wordt een blanco titratie uitgevoerd met dit water. Het verschil geeft het verbruikte $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

* Berekeningen

We beschikken over twee titratieresultaten:

- V_{bl} : toegevoegd volume Mohr's zout oplossing voor blanco
- V_{st} : toegevoegd volume Mohr's zout voor staal

Het volume Mohr's zout dat overeenkomt met het verbruikte $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ is $V_{\text{bl}} - V_{\text{st}}$.

- Volume staal = 50 mL of volume blanco = 50 mL
- Volume toegevoegd $\text{Fe}^{2+} = V_{\text{bl}} - V_{\text{st}}$
- Molariteit Fe^{2+} (Mohr's zout) = 0,1500 M
- Aantal mol $\text{Fe}^{2+} = \frac{(V_{\text{bl}} - V_{\text{st}}) M_{\text{Fe}^{2+}}}{1000}$ (V in ml)
- 4 mol Fe^{2+} komt overeen met 32 g O_2
- $\frac{(V_{\text{bl}} - V_{\text{st}}) M_{\text{Fe}^{2+}}}{1000}$ mol Fe^{2+} komen overeen met $\frac{32(V_{\text{bl}} - V_{\text{st}}) \cdot M_{\text{Fe}^{2+}}}{4 \times 1000}$ g O_2
- 50 mL staal verbruiken $\frac{8(V_{\text{bl}} - V_{\text{st}}) \cdot M_{\text{Fe}^{2+}}}{1000}$ g O_2
- 1000 mL staal verbruiken $\frac{8 \times 1000}{50 \times 1000} \cdot (V_{\text{bl}} - V_{\text{st}}) \cdot M_{\text{Fe}^{2+}}$ g O_2
- COD = $0,16 (V_{\text{bl}} - V_{\text{st}}) M_{\text{Fe}^{2+}}$ g/L O_2 of

$$\boxed{160(V_{\text{bl}} - V_{\text{st}}) M_{\text{Fe}^{2+}} \text{ mg/L } \text{O}_2}$$

* Referenties

1. Chemicaliën op school, VVKSO, januari 2003.
2. http://be.vwr.com/app/GenericPage?page=/search/msds.jsp?nl_BE_msds
3. W. Guedens, J. Mullens, L. Van Poucke, Thermodynamica en evenwichten in aquatische systemen - hoofdstuk 2, cursustekst, 1^{ste} bachelorjaar in de biologie 2006-2007, UHasselt.
4. W. Guedens, J. Mullens, L. Van Poucke, Thermodynamica en evenwichten in aquatische systemen, practicumtekst, 1^{ste} bachelorjaar in de biologie 2006-2007, UHasselt.
5. S.E. Manahan, Environmental Chemistry, hoofdstuk3 en 4, 8 ste editie, CRC Press, 2005.