

# Verdringingsreactie met zilvernitraat en koper.

## 1. Onderzoeken

### a. Onderzoeksvraag:

Wat gebeurt er met het koperplaatje van zodra deze in aanraking komt met zilvernitraat?

### b. Hypothese:

- Het koperplaatje verkleurt.
- Het koperplaatje begint te bruisen.
- De zilvernitraatoplossing verwijdert zich van het koperplaatje.
- ...

## 2. Voorbereiden

### a. Materiaal:

- Zilvernitraat oplossing (1 M)
- Koper metaal en/of koperdraad
- Pincet
- Schaar
- Schaaltje
- Pasteur pipet
- Demi-water

### b. Stoffen:

- Zilvernitraat oplossing (1 M)

#### H-zinnen:

H 272-314-410: Kan brand bevorderen; oxiderend. Veroorzaakt ernstige brandwonden en oogletsel. Zeer giftig voor in het water levende organismen, met langdurige gevolgen.

#### P-zinnen:

P 273-280.1+3-301+330+331-305+351+338: Voorkom lozing in het milieu. Beschermende handschoenen en oogbescherming dragen. Na inslikken: de mond spoelen — geen braken opwekken. Bij contact met de ogen: voorzichtig afspoelen met water gedurende een aantal minuten. Indien mogelijk, contactlenzen verwijderen en blijven spoelen.



c. *Proefopstelling:*



### 3. Uitvoeren

a. *Werkwijze:*

- Gebruik de schaar om een klein stukje koper af te knippen.
- Doe dit stukje koper in een petrischaal.
- Voeg wat water toe.
- Duw eventueel het stukje koper onder water tot het op de bodem blijft liggen.
- Voeg een druppel zilvernitraat toe.
- Observeer.

b. *Waarnemingen:*

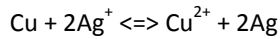


Er vormen zich grijze vlekken op het koperplaatje. Als je dichterbij kijkt zie een soort grijze pluus.

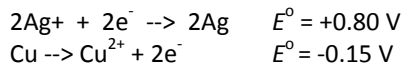
### 4. Reflecteren

*Verklaring*

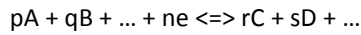
De chemie van het proces is relatief eenvoudig. We hebben hier met een redoxreactie te maken waarvan we de overall reactie als volgt kunnen opschrijven:



Schrijven we de halfreacties op dan krijgen we:



Aangezien dit een redox vergelijking is kunnen we de wet van Nernst toepassen:



$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_A^p \cdot a_B^q \dots}{a_C^r \cdot a_D^s \dots} \Rightarrow E = E^\circ + \frac{0.059}{n} \log \frac{[A]^p \cdot [B]^q}{[C]^r \cdot [D]^s}$$

$E^\circ$  is de normaalpotentiaal (V)

F = Faradayconstante – 96500 C/eq

T is de absolute temperatuur (K)

n = aantal elektronen die bij de reactie betrokken zijn.

Als P=1 atm en a=1 kan de Nernstvergelijking getransformeerd worden in de logvergelijking. Op deze manier kunnen we ook de evenwichtsconstante berekenen.

$$E_{\text{Cu}} = 0.8 + \frac{0.059}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}]} = 0.8 + \frac{0.059}{2} \log [\text{Cu}^{2+}]$$

$$E_{\text{Ag}} = -0.15 + 0.059 \log \frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Ag}]} = -0.15 + 0.059 \log [\text{Ag}^+]$$

$$E_{\text{Cu}} = E_{\text{Ag}} \Rightarrow$$

$$0.8 + \frac{0.059}{2} \log [\text{Cu}^{2+}] = -0.15 + 0.059 \log [\text{Ag}^+] \Rightarrow$$

$$\frac{0.059}{2} \log [\text{Cu}^{2+}] - 0.059 \log [\text{Ag}^+] = 0.8 + 0.15 \Rightarrow$$

$$\frac{0.059}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2} = +0.95 \Rightarrow$$

$$\log K = 32.2 \Rightarrow K = 10^{32.2}$$

Het resultaat laat zien dat het thermodynamisch evenwicht van deze reactie aan de kant van zilvervorming ligt.



*b. Bronnen:*

<http://www.thuisexperimenteren.nl/science/CuAgfractal/CuAgFractal.htm>

<http://www.rsc.org/Education/EiC/issues/2008september/ExhibitionChemistry.asp>

<http://www.zum.de/Faecher/Ch/BW/wuchu/2000-1.pdf>

<http://www.youtube.com/watch?v=LpgOqiU8dws>