De galvanische cel

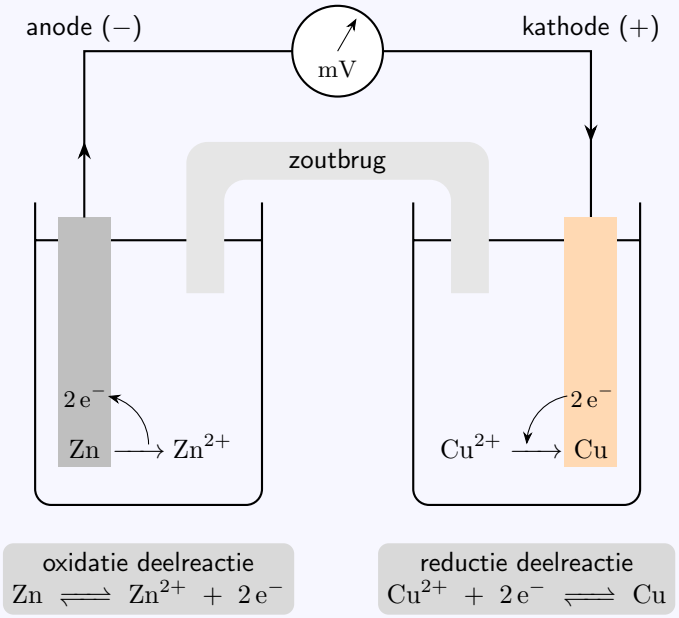
Een **galvanische cel** is een speciale opstelling waarin twee redoxkoppels spontaan met elkaar reageren zodat elektrische energie vrijkomt.

De redoxkoppels bevinden zich in afzonderlijke compartimenten, die met elkaar verbonden zijn door een metaaldraad en een zoutbrug tussen de twee oplossingen. Het compartiment waar de *oxidatie* plaatsvindt, noemen we de **anode** (negatieve pool), en dat waar de *reductie* plaatsvindt de **kathode** (positieve pool). De elektronen bewegen van de anode naar de kathode door een potentiaalverschil tussen kathode en anode:

$$\Delta E^\circ_{\text{cel}} = E^\circ_{\text{OX}} - E^\circ_{\text{RED}} = E^\circ_{\text{reductie}} - E^\circ_{\text{oxidatie}}$$

Voorbeeld 1. Het meest gekende en vrij eenvoudige voorbeeld van een galvanische cel is de daniell-cel, die gebaseerd is op de redoxreactie

$$\mathrm{Cu^{2+}} + \mathrm{Zn} \longrightarrow \mathrm{Cu} + \mathrm{Zn^{2+}}$$



Figuur 1 – Voorstelling van de daniell-cel als voorbeeld van een galvanisch element.

De celspanning van dit galvanisch element is:

$$\Delta E^\circ = E^\circ(\mathrm{Cu^{2+}}) - E^\circ(\mathrm{Zn}) = 0{,}34\,\mathrm{V} - (-0{,}76\,\mathrm{V}) = 1{,}10\,\mathrm{V}$$

Omdat elektronen zich verplaatsen van de linker- naar de rechterhalfcel, ontstaat er een onevenwicht in de ladingsverdeling. De zoutbrug, met daarin positieve en negatieve ionen (bijvoorbeeld $\mathrm{K^+}$ en $\mathrm{Cl^-}$ ionen) zorgen ervoor dat dit ladingsevenwicht terug hersteld wordt. Positieve ionen bewegen in de richting van de reductie-halfcel, negatieve ionen bewegen in de richting van de oxidatie-halfcel.

CC BY-NC-SA 4.0