

18 Batterijen en brandstofcellen

Stroom uit stoffen

In een *elektrochemische cel* wordt *chemische energie* direct omgezet in *elektrische energie*. Er vindt een redoxreactie op afstand plaats. Een elektrochemische cel bestaat uit twee *halfcellen*: een *elektrode* in een oplossing met ionen (de elektrolyt). De reductor reageert aan het oppervlak van een elektrode in de ene halfcel, de oxidator aan de oppervlakte van een elektrode in de andere halfcel. De elektronenoverdracht vindt plaats via een verbinding (stroomdraad) tussen de halfcellen. De elektronenstroom die ontstaat, kun je gebruiken als energiebron.

De halfcellen in een elektrochemische cel zijn ook met elkaar verbonden via een zoutbrug of een membraan. Deze zorgen voor een gesloten stroomkring. Een zoutbrug of membraan zorgt er voor dat oxidator en reductor gescheiden blijven; dat voorkomt een rechtstreekse overdracht van de elektronen van de reductor naar de oxidator.

De halfcel waar de oxidator reageert is de *positieve elektrode*. Waar de reductor reageert is de *negatieve elektrode*. De *elektronenstroom* gaat via een stroomdraad van de negatieve naar de positieve elektrode. In de oplossingen en zoutbrug stromen alleen ionen: de positieve ionen tegengesteld aan de negatieve.

Elektroden als koolstof en platina (edele metalen) reageren zelf niet maar zorgen alleen voor de geleiding van elektronen van of naar de oxidator en de reductor. Elektroden van halfedele of onedele metalen kunnen ook zelf als reductor reageren.

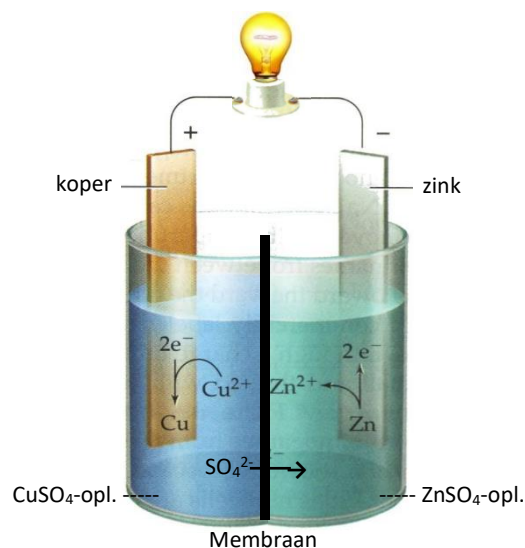
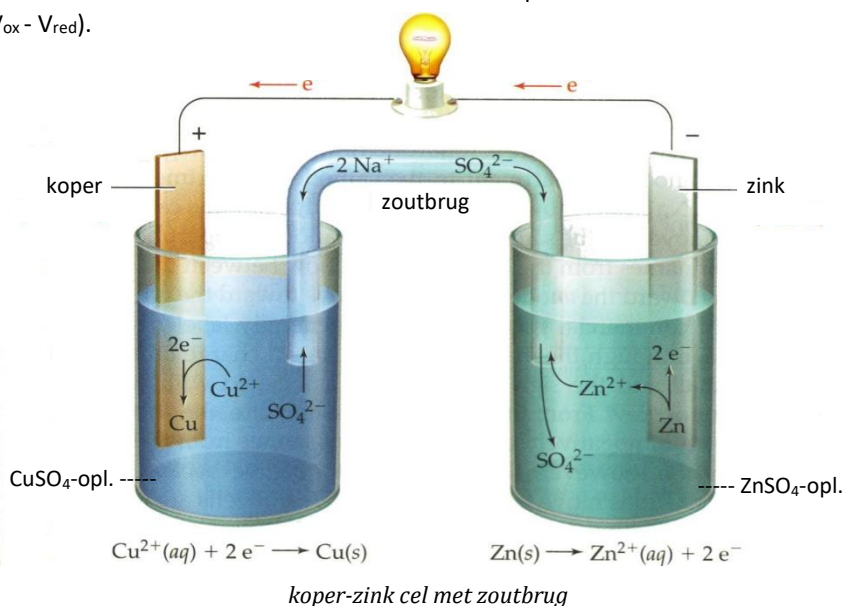
De *bronspanning* van een elektrochemische cel is het verschil tussen de standaardelektrodepotentiaal van de oxidator en die van de reductor (tabel 48: $V_{\text{ox}} - V_{\text{red}}$).

Koper-zink cel.

In deze elektrochemische cel zijn de koperionen de oxidator en is het metaal zink de reductor. Volgens tabel 48 is die reactie mogelijk. De koper-elektrode is de positieve elektrode de zink-elektrode de negatieve elektrode. De elektronen stromen van - naar + via de draad. In de rechter halfcel ontstaan Zn^{2+} ionen. Om deze positieve lading te compenseren stromen er positieve ionen via de zoutbrug weg uit de oplossing naar de linker halfcel toe en stromen er negatieve ionen naar de rechter halfcel toe. Hierdoor wordt ook het verdwijnen de positieve koperionen in de rechter halfcel gecompenseerd.

De bronspanning is $V_{\text{ox}} - V_{\text{red}} = +0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$.

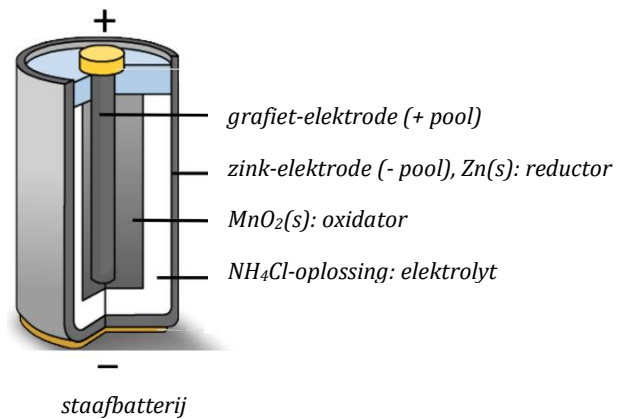
Omdat de koperionen door de zoutbrug gescheiden zijn van het zink vindt er geen rechtstreekse elektronenoverdracht plaats. Ook een membraan heeft deze functie. Het gaat hier om een membraan dat alleen negatieve ionen doorlaat. De sulfaationen gaan van links naar rechts. Daarmee wordt het verlies aan koperionen én de toename van zinkionen gecompenseerd. De oplossingen blijven daardoor neutraal.



Batterijen

Batterijen zijn elektrochemische cellen. Ze bevatten in plaats van een zoutbrug (of membraan) tussen de twee oplossingen met ionen slechts één elektrolyt. In een elektrolyt bevinden zich vrij beweegbare ionen. Dus in een oplossing of als een gesmolten zout. Dat kan zonder zoutbrug of membraan omdat meestal de oxidator en de reductor vaste stoffen zijn die niet rechtstreeks met elkaar in verbinding staan. Voorbeelden: staafbatterij, accu.

Batterijen bevatten vaak schadelijke stoffen. Ook is de verhouding *energie/massa batterij* klein.



Opladbare batterij / Elektrolyse

Een batterij is leeg als de oxidator of de reductor op is.

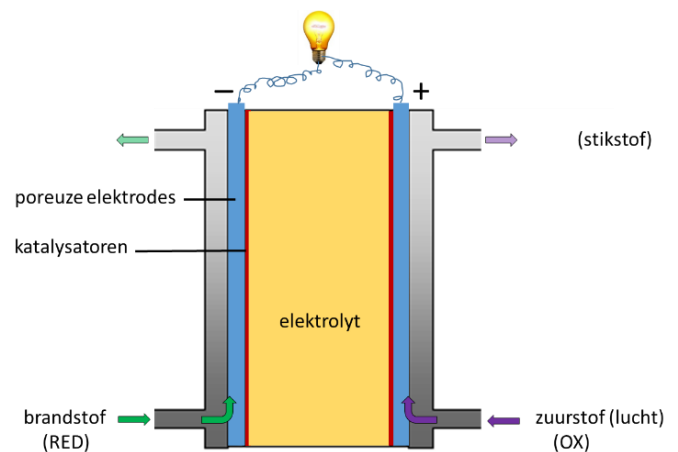
Een batterij is alleen oplaadbaar als de stoffen die bij stroomlevering in de halfcellen worden gevormd als vaste stoffen aan de elektrodes hechten. Alleen dan is de reactie omkeerbaar.

Bij het opladen van een batterij door middel van een externe stroombron treedt *elektrolyse* op: de reacties vinden dan plaats in omgekeerde richting. De oorspronkelijke oxidator en reductor worden dan weer gevormd en kunnen weer opnieuw gebruikt worden.

Brandstofcellen

Een *brandstofcel* is een elektrochemische cel waar in de ene halfcel continu zuurstof (de oxidator) of lucht wordt gevoerd en in de andere halfcel een gasvormige of vloeibare brandstof (de reductor). Tussen de elektroden bevindt zich een elektrolyt (gesmolten zout of zoutoplossing). De totaal-reactie is gewoon de verbrandingsreactie van de gebruikte brandstof. Door de continue aanvoer van zuurstof en brandstof raakt de brandstofcel dus niet op, zoals bij een batterij. Doordat de brandstofcel een heel hoog rendement heeft en geen schadelijke uitstoot heeft, is deze zeer milieuvriendelijk. De verhouding energie/massa van een brandstofcel is groter dan van een batterij. Wel is er een opslagtank nodig voor de brandstof.

Er zijn verschillende brandstofcellen, de reacties die verlopen hangen samen met de elektrolyt in de cel.



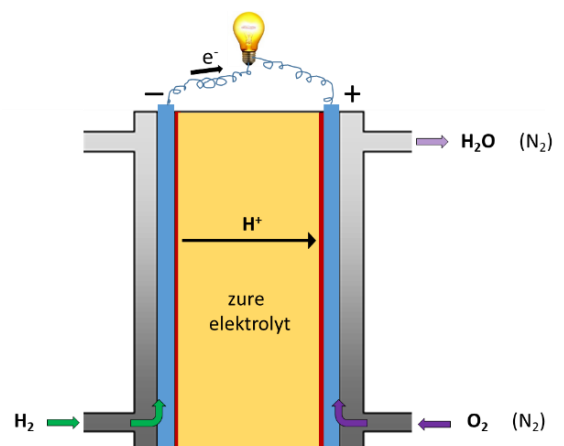
Voorbeelden van brandstofcellen

Waterstof als brandstof, zure elektrolyt

Reactie aan de negatieve pool: $\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$

Reactie aan de positieve pool: $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

Totaalreactie: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

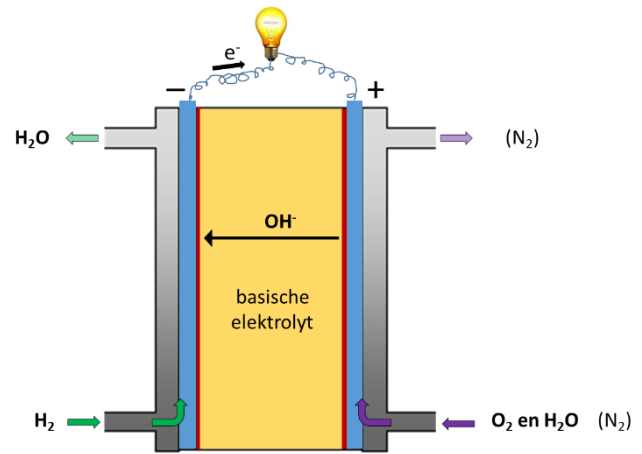


Waterstof als brandstof, basische elektrolyt

Reactie aan de - pool: $\text{H}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$

Reactie aan de + pool: $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-$

Totaalreactie: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$



Als in een brandstofcel waterstof wordt gebruikt ontstaat er dus alleen water als uitstoot. Wat dat betreft is het een duurzame brandstof. Waterstof komt niet voor in de bodem zoals aardgas. Waterstof moet dus gemaakt worden. Dat kan door *elektrolyse* (ontleding) van water, dus met behulp van stroom: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$.

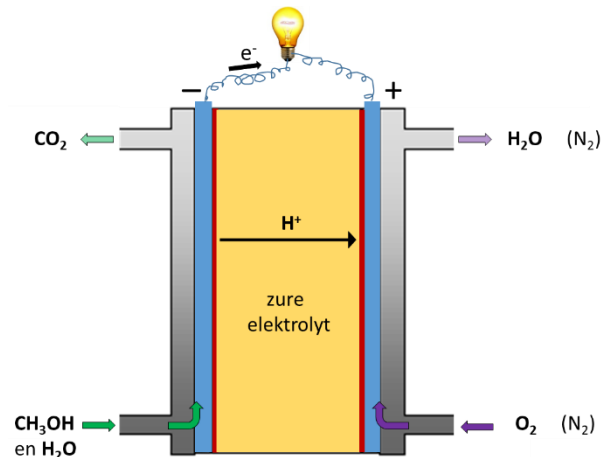
Waterstof is alleen een duurzame brandstof als het gemaakt wordt door elektrolyse met stroom die is opgewekt door wind- of zonne-energie.

Methanol als brandstof, zure elektrolyt

Reactie aan de - pool: $\text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$

Reactie aan de + pool: $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

Totaalreactie: $2 \text{CH}_3\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$



Nadeel van methanol t.o.v. waterstof: CO_2 -uitstoot, want bij waterstof is de uitstoot alleen water.

Voordeel van methanol t.o.v. waterstof: het is een vloeistof die eenvoudig is op te slaan, want waterstof is een gas.

Voor de opslag van waterstof als vloeistof is een hoge druk en/of een zeer lage temperatuur nodig.

Waterstof als brandstof, elektrolyt: gesmolten K_2CO_3

Reactie aan de - pool: $\text{H}_2 + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + 2 \text{e}^-$

Reactie aan de + pool: $2 \text{CO}_2 + \text{O}_2 + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{CO}_3^{2-}$

Totaalreactie: $2 \text{H}_2 + (2 \text{CO}_2) + \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O} + (2 \text{CO}_2)$

Recirculatie van CO_2

