

Een Daniell-cel wordt gemaakt uit een zinkelektrode, met een massa van 23,72 g, die gedompeld wordt in een 1,00 mol/L ZnSO₄-oplossing en een koperelektrode gedompeld in 0,600 L 1,00 mol/L CuSO₄-oplossing. Stel dat een stroom met een intensiteit van 1,00 A geleverd wordt door de cel. Hoe lang kan deze cel die stroom leveren?

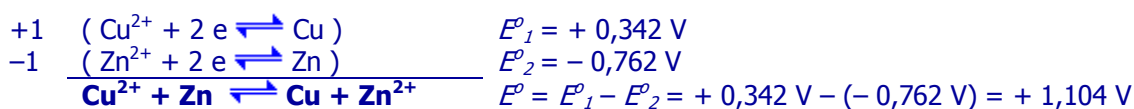
	E°
Cu ²⁺ / Cu	+ 0,342 V
Zn ²⁺ / Zn	- 0,762 V

Oplossing

De concentraties van de metaalionen in beide halve cellen zijn gelijk aan 1,00 mol/L. Het zijn dus beide "normaal" halve cellen:

Halve cel	$E = E^{\circ}$	Celreactie
		In deze halve cel zal een reductie gebeuren.
		Kathode
Cu ²⁺ + 2 e \rightleftharpoons Cu	+ 0,342 V	Tijdens het leveren van stroom zet er zich koper af op de koperplaat. Die wordt dus dikker en zwaarder.
		Deze omzetting kan plaatsvinden zolang er Cu ²⁺ in de oplossing aanwezig zijn.
		In deze halve cel zal een oxidatie gebeuren.
		Anode
Zn ²⁺ + 2 e \rightleftharpoons Zn	- 0,762 V	Tijdens het leveren van stroom gaan er steeds meer zinkionen in oplossing. De zinkelektrode wordt dus dunner en lichter.
		Deze omzetting kan plaatsvinden zolang de zinkplaat niet volledig opgelost is.

Tijdens het leveren van stroom heeft onderstaande globale reactie plaats:



De reactie heeft plaats zolang er Cu²⁺-ionen aanwezig zijn **en** de Zn-plaat niet volledig opgelost is. Van zodra aan één van beide voorwaarden niet meer voldaan is, kan de reactie niet verder gebeuren en stopt het leveren van stroom (elektronen).

	Cu ²⁺	Zn
Begin	$0,600 \text{ L} \times 1,00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \mathbf{0,600 \text{ mol}}$	$\frac{23,72 \text{ g}}{65,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \mathbf{0,363 \text{ mol}}$
Δ	- 0,600 mol	- 0,600 mol
		ONMOGELIJK

De Cu^{2+} -ionen kunnen blijkbaar niet allemaal reageren omdat er te weinig Zn aanwezig is. Zn is het beperkend reagens.

	Cu^{2+}	Zn
Begin	$0,600 \text{ L} \times 1,00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \mathbf{0,600 \text{ mol}}$	$\frac{23,72 \text{ g}}{65,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \mathbf{0,363 \text{ mol}}$
Δ	$- 0,363 \text{ mol}$ $0,237 \text{ mol}$	$- 0,363 \text{ mol}$ $\mathbf{0}$

Tijdens het leveren van stroom verdwijnt er dus 0,363 mol Cu^{2+} en ontstaat er 0,363 mol Zn. Daarbij wordt $2 \times 0,363 \text{ mol} = 0,726 \text{ mol}$ elektronen uitgewisseld.

Dit vertegenwoordigt een lading van $0,726 \text{ mol} \times 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}} = \mathbf{70\ 048 \text{ C}}$.

$$I = \frac{q}{\Delta t}$$

$$\Delta t = \frac{q}{I} = \frac{70048 \text{ C}}{1,00 \text{ A}} = \frac{70048 \text{ C}}{1,00 \frac{\text{C}}{\text{s}}} = 70048 \text{ s} = \mathbf{19 \text{ h } 27 \text{ min } 28 \text{ s}}$$