

3,00 g zinkmetaal wordt geplaatst in 20,0 mL 0,100 $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$ AgNO₃-oplossing.

Bereken de concentraties van Zn²⁺ en van Ag⁺ in de oplossing na evenwichtinstelling en bereken ook de hoeveelheid ongereageerd zink die overblijft.

Gegeven:

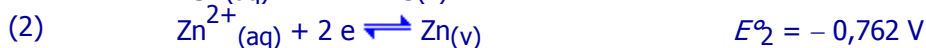
$$E^{\circ}_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})} = -0,762 \text{ V} \quad E^{\circ}_{(\text{Ag}^{+}/\text{Ag})} = +0,800 \text{ V}$$

Oplossing

Als we zinkmetaal in contact brengen met een oplossing van Ag⁺-ionen, dan **kan** volgende reactie plaatshebben:



Er moet onderzocht worden of die reactie inderdaad doorgaat.



$$K_3 = \frac{K_1^2}{K_2}$$

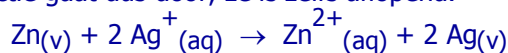
$$\log K_3 = 2 \times \log K_1 - \log K_2$$

$$= 2 \times \frac{1 \times E_1^{\circ}}{0,059 \text{ V}} - 1 \times \frac{2 \times E_2^{\circ}}{0,059 \text{ V}}$$

$$= \frac{2}{0,059 \text{ V}} (E_1^{\circ} - E_2^{\circ})$$

Vermits $E_1^{\circ} - E_2^{\circ} = 0,800 \text{ V} - (-0,762 \text{ V}) = 1,562 \text{ V}$ positief is, is $\log K_3 (= 52,95) > 0$ en is $K_3 (= 8,9 \cdot 10^{52}) > 1$.

De reactie gaat dus door, ze is zelfs aflopend.



mol	Zn _(v)	Ag ⁺ _(aq)	Zn ²⁺ _(aq)	Ag _(v)
Begin	$\frac{3,00 \text{ g}}{65,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$ = $4,59 \cdot 10^{-2}$	$0,100 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 20,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}$ = $2,0 \cdot 10^{-3}$	0	0
Δ	$-1,0 \cdot 10^{-3}$	$-2,0 \cdot 10^{-3}$	$+1,0 \cdot 10^{-3}$	$+2,0 \cdot 10^{-3}$
Eind	$4,49 \cdot 10^{-2}$	0*	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$

Als de reactie afgelopen is is er dus nog $4,49 \cdot 10^{-2}$ mol Zn over.

Dit is $4,49 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 65,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,936 \text{ g Zn}$.

De concentratie van de zinkionen is dan: $\frac{1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,020 \text{ L}} = 5,0 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

De concentratie van de zilverionen is dan zo goed als 0. Om die (uiterst kleine) concentratie toch te berekenen, kunnen we als volgt tewerkgaan.

Bij evenwicht geldt:

$$\frac{[\text{Zn}^{2+}]_{\text{ev}}}{[\text{Ag}^+]_{\text{ev}}^2} = K_3 = 8,9 \cdot 10^{52}$$

$$[\text{Ag}^+]_{\text{ev}}^2 = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_{\text{ev}}}{8,9 \cdot 10^{52}} = \frac{5,0 \cdot 10^{-2}}{8,9 \cdot 10^{52}} = 5,6 \cdot 10^{-55}$$

$$[\text{Ag}^+]_{\text{ev}} = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-55}} = \mathbf{7,5 \cdot 10^{-28} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$