

Kan het permanganaat bromide-ionen oxideren tot Br₂ als alle concentraties 1 mol/L zijn? Schrijf de halfreacties en de totale celreactie.

	E°
MnO ₄ ⁻ / Mn ²⁺	+ 1,51 V
Br ₂ / Br ⁻	+ 1,07 V

Oplossing

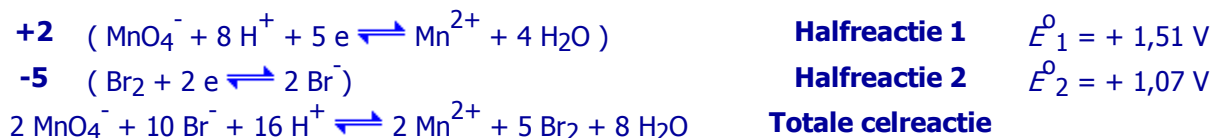
De vraag kunnen we ook als volgt formuleren:



Ligt dit (niet-gebalanceerde) evenwicht links (reactie gaat niet door) of rechts (reactie is aflopend)?

Of nog anders gesteld:

Bereken de evenwichtsconstante van bovenstaand evenwicht.



De totale celreactie verkrijgen we door het eerste evenwicht met 2 te vermenigvuldigen en het tweede evenwicht daarvan 5 keer af te trekken.

Daaruit volgt dat $K_3 = \frac{K_1^2}{K_2^5}$ en dat $\log K_3 = 2 \times \log K_1 - 5 \times \log K_2$.

$$\log K_3 = 2 \times \frac{5 \times 1,51 \text{ V}}{0,059 \text{ V}} - 5 \times \frac{2 \times 1,07 \text{ V}}{0,059 \text{ V}} = 74,58$$

$$K_3 = 3,8 \cdot 10^{74}$$

Het evenwicht ligt dus helemaal rechts: deze reactie is dus aflopend.

Dit is dus het geval als de concentraties van **alle** stoffen in het linkerlid van de totale celreactie gelijk zijn aan 1 mol/L. Dus ook de concentratie van H⁺ moet gelijk zijn aan 1 mol/L (sterk zuur milieu!).