

Vergelijking van Nernst:

Indien men werkt bij normale omstandigheden (1M concentraties en 25° C) zal de redoxpotentiaal E van een redoxkoppel in een halfcel gelijk zijn aan de normaalpotentiaal E°.

-Maar meestal werkt men niet bij normale omstandigheden en wijkt de concentratie van de elektrolytoplossingen af van die 1M. In dat geval moet men een correctie uitvoeren.

-Nernst heeft een formule opgesteld voor de berekening van de redoxpotentiaal van een redoxkoppel

Deze potentiaal bestaat rekenkundig gezien uit de som van twee termen:

1. de potentiaal die een 1 M oplossing heeft (dit is de normaalpotentiaal E°)- staat in de tabel
2. de term die zorgt voor de correctie van de afwijking van de concentratie van die 1M

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \cdot \log \frac{[ox]}{[red]}$$

① ②

bv In de bovenstaande oefening zou de oplossing links 0,01 M ZnCl₂ bevatten en rechts 0,1 M CuSO₄,
bereken E van deze galvanische cel:

$$E = 1,1 + 0.059/2 \log(KR/AO) = 1.1 + 0.059/2 \log(0.1/0.01) = 1.13 \text{ V (dus een correctie van 0.03 V)}$$