

**Aufgabe:**

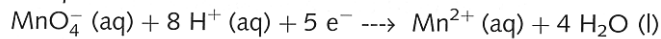
Berechnen Sie, bis zu welchem pH-Wert man mit einer Kaliumpermanganat-Lösung ( $c(\text{MnO}_4^-) = 0,1 \text{ mol/L}$ ), die auch Mangan(II)-Ionen enthält ( $c(\text{Mn}^{2+}) = 0,0001 \text{ mol/L}$ ), Chlorid-Ionen ( $c(\text{Cl}^-) = 1 \text{ mol/L}$ ) zu Chlor oxidieren kann.

**Lösung:**

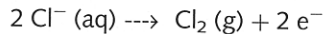
*allgemeine Lösungshinweise:*

Treten in Redoxpaaren Hydronium-Ionen oder Hydroxid-Ionen auf, so sind diese Reaktionen pH-abhängig. Diese Ionen müssen beim Aufstellen der NERNST-Gleichung berücksichtigt werden, da es durch Veränderung des pH-Wertes teilweise zu erheblichen Potentialveränderungen kommt.

*Akzeptorhalbzelle:*



*Donatorhalbzelle:*



$$c(\text{Cl}^-) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$U_{\text{H}} = U_{\text{H}}^0 = 1,36 \text{ V}$$

Die Oxidation von Chlorid zu Chlor ist möglich, so lange die Potentialdifferenz positiv ist, so lange also das Akzeptorpotential größer ist als das Donatorpotential:

$$U = U_{\text{H}} (\text{Akzeptor}) - U_{\text{H}} (\text{Donator}) > 0$$

$$U_{\text{H}} (\text{Akzeptor}) > U_{\text{H}} (\text{Donator})$$

$$1,51 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{5} \cdot \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}^+)}{c(\text{Mn}^{2+})} > 1,36 \text{ V}$$

$$1,51 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{5} \cdot \lg \frac{0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot c^8(\text{H}^+)}{0,0001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} > 1,36 \text{ V}$$

$$0,0118 \text{ V} \cdot [\lg 10^3 + 8 \cdot \lg c(\text{H}^+)] > -0,15 \text{ V}$$

$$\lg c(\text{H}^+) > -1,96$$

$$c(\text{H}^+) > 0,011 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} < 1,96$$

Durch eine 0,1 molare Kaliumpermanganat-Lösung kann man Chlorid-Ionen der vorgegebenen Stoffmengenkonzentration bei  $\text{pH} < 1,96$  ( $c(\text{H}^+) > 0,011 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) zu Chlor oxidieren.