Aufgabe:

Berechnen Sie die Potentiale folgender Halbzellen:

2 Cl^-/Cl_2 mit c (Cl^-) = 0,1 mol/L
Cu/Cu^{2+} mit c (Cu^{2+}) = 0,1 mol/L

Welches Potential hat eine galvanische Zelle aus diesen beiden Halbzeilen?

Lösung:

allgemeine Lösungshinweise:
Zur Berechnung von Potentialen unter veränderten Temperatur- bzw. Konzentrationsbedingungen verwendet man die Gleichung von NERNST:

$$U_H\,(\text{Ox/Red}) = U_H^0 + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \frac{c\,(\text{Ox})}{c\,(\text{Red})}$$

Fasst man *R*, *T* und *F* zusammen und wandelt den natürlichen in den dekadischen Logarithmus um, so erhält man für 25 °C einen Wert von 0,059 V als Vorfaktor:

$$U_H\,(\text{Ox/Red}) = U_H^0 + \frac{0{,}059\ \text{V}}{z} \cdot \lg \frac{c\,(\text{Ox})}{c\,(\text{Red})}$$

Im Logarithmus erscheint die oxidierte Form im Zähler, die reduzierte Form im Nenner. Stöchiometriezahlen werden als Exponenten der Konzentrationen angegeben. Reine Phasen haben die Konzentration 1. Bei nichtidealen Lösungen verwendet man anstelle der Konzentration *c* die Aktivität *a*.

Chlor/Chlorid-Halbzelle:

$$\underset{\text{Ox}}{Cl_2\,(g)} + 2\,e^- \rightleftharpoons \underset{\text{Red}}{2\,Cl^-\,(aq)}$$

$$U_H\,(Cl_2/2\,Cl^-) = U_H^0 + \frac{0{,}059\ \text{V}}{2} \cdot \lg \frac{c\,(Cl_2)}{c^2\,(Cl^-)}$$

$$U_H\,(Cl_2/2\,Cl^-) = 1{,}36\ \text{V} + \frac{0{,}059\ \text{V}}{2} \cdot \lg \frac{1}{0{,}1^2\ \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}}$$
$$= 1{,}42\ \text{V}$$

Kupfer-Ion/Kupfer-Halbzelle:

$$\underset{\text{Ox}}{Cu^{2+}\,(aq)} + 2\,e^- \rightleftharpoons \underset{\text{Red}}{Cu\,(s)}$$

$$U_H\,(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}35\ \text{V} + \frac{0{,}059\ \text{V}}{2} \cdot \lg \frac{0{,}1\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}{1}$$
$$= 0{,}32\ \text{V}$$

galvanische Zelle der beiden Halbzellen: $U = 1{,}42\ \text{V} - 0{,}32\ \text{V} = 1{,}1\ \text{V}$

Das Potential der galvanischen Zelle beträgt unter den gegebenen Bedingungen 1,1 V.