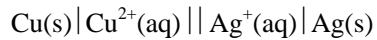


## Galvanische Zellen (Galvanische Elemente)

Literatur: Script S. 165 - 175

### Einführung:

Eine galvanische Zelle, die aus einer Kupfer- und einer Silber-Halbzelle besteht, hat unter Standardbedingungen (Cu- bzw. Ag-Stab tauchen in eine Lösung von  $\text{CuSO}_4$  bzw.  $\text{AgNO}_3$  der Stoffmengenkonzentration 1 mol/l) eine Zellspannung von 0,46 V:



( | ) senkrechter Strich für Phasengrenzfläche zwischen Metall und Elektrolyt

( || ) zwei senkrechte Striche für Anoden- und Kathodenraum (stehen für Salzbrücke)

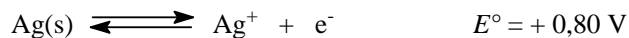
Die Zellspannung wird kleiner, wenn die Stoffmengenkonzentration an  $\text{AgNO}_3$  in der Silber-Halbzelle verkleinert wird.

Berechnungsbeispiel für  $c(\text{AgNO}_3) = 0,1$  mol/l mit der Nernst-Gleichung:

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{n} \lg \frac{c(\text{Ox})}{c(\text{Red})}$$

Mit dieser Gleichung können Elektrodenpotentiale beliebiger Redoxpaare berechnet werden, die nicht unter Standardbedingungen  $\{c(\text{Ox}) = 1 \text{ mol/l}, c(\text{Red}) = 1 \text{ mol/l}\}$  vorliegen.

Für eine Silber-Halbzelle mit der Stoffmengenkonzentration an Silbernitrat  $c(\text{Ag}^+) = 0,1$  mol/l ergibt sich:



$$E = E^\circ(\text{Ag}/\text{Ag}^+) + \frac{0,059}{1} \lg c(\text{Ag}^+)$$

$$= 0,80 \text{ V} + \frac{0,059}{1} \lg 0,1$$

$$= 0,74 \text{ V}$$

Das Elektrodenpotential  $E$  der Silber-Halbzelle beträgt bei  $c(\text{AgNO}_3) = 0,1$  mol/l 0,74 V.

Die Zellspannung  $\Delta E$  der galvanischen Cu/Ag-Zelle ist dann:

$$\Delta E = E(\text{Ag}/\text{Ag}^+) - E^\circ(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+})$$

$$= (0,74 - 0,34) \text{ V}$$

$$= 0,4 \text{ V}$$

*Aufgabe:*

Berechnen Sie die Zellspannungen für galvanische Cu/Ag-Zellen mit Stoffmengenkonzentrationen für  $c(\text{AgNO}_3)$  von 0,01; 0,001 und 0,0001 mol/l.

Anschließend werden mit einer Messapparatur die Zellspannungen für Cu/Ag-Zellen gemessen, in denen  $c(\text{AgNO}_3)$  0,1; 0,01; 0,001 und 0,0001 mol/l beträgt.

*Durchführung:*

Füllen Sie ein Becherglas mit Kupfersulfat-Lösung  $\{c(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ mol/l}\}$  und vier weitere mit Silbernitrat-Lösungen unterschiedlicher Konzentrationen  $\{c(\text{AgNO}_3) = 0,1; 0,01; 0,001 \text{ und } 0,0001 \text{ mol/l}\}$ . Verbinden Sie dann, wie die Abbildung zeigt, das Becherglas mit der Kupfersulfat-Lösung über einen Stromschlüssel mit dem Becherglas, in dem sich die Silbernitrat-Lösung befindet. Man wählt zu Beginn das Becherglas mit der niedrigsten Silbernitrat-Konzentration. Der Stromschlüssel wird mit Kaliumnitrat-Lösung  $\{c(\text{KNO}_3) = 1 \text{ mol/l}\}$  gefüllt, die Öffnungen mit Filterpapierstopfen verschlossen und in beide Lösungen eingetaucht. Der Kupfer-Stab taucht in die Kupfersulfat-Lösung und der Silber-Stab in die Silbernitrat-Lösung. Die Kupfer-Elektrode wird dann an den Minuspol des Voltmeters und die Silber-Elektrode an den Pluspol angeschlossen, die Zellspannung  $\Delta E$  abgelesen und der Wert in die Tabelle eingetragen und mit dem berechneten Wert verglichen.

Nach jeder Messung ist die Silber-Stab mit VE-Wasser zu spülen und zu trocknen. Nach Beendigung der Versuche sind beide Metall-Stäbe gründlich zu spülen, zu trocknen und separat zu lagern.

Zelle	1	2	3	4
a) Messergebnisse				
$c(\text{Ag}^+) \text{ [mol/l]}$	0,0001	0,001	0,01	0,1
$c(\text{Cu}^{2+}) \text{ [mol/l]}$	1	1	1	1
$\Delta E \text{ [V]}$				
b) Berechnungen				
$E(\text{Ag}/\text{Ag}^+) \text{ [V]}$				
$E(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) \text{ [V]}$	0,34	0,34	0,34	0,34
$\Delta E \text{ [V]}$				

