

Entsprechend den „Richtlinien zur Sicherheit im Unterricht“ (RiSU) vom 26.02.2016 ist für jedes im Unterricht durchgeführte Experiment eine Gefährdungsbeurteilung zu erstellen.

| Experiment    | Bestimmung des Löslichkeitsprodukts von Silberchlorid   |
|---------------|---|
| Vorüberlegung | Löslichkeitsprodukte können mithilfe von Konzentrationsketten experimentell ermittelt werden.   |
| Chemikalien   | <ul style="list-style-type: none"> <li>• Silbernitratlösung (<math>c = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}</math> und <math>0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}</math>)</li> <li>• Natriumchloridlösung (<math>c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}</math>)</li> <li>• 2 Silberelektroden</li> <li>• gesättigte Kaliumnitratlösung</li> </ul>   |
| Geräte        | <ul style="list-style-type: none"> <li>• 2 Bechergläser (z.B. 100 ml)</li> <li>• Elektrodenhalter, Verbindungskabel</li> <li>• Stativmaterial</li> <li>• Spannungsmessgerät</li> <li>• Stromschlüssel</li> </ul>  |
| Durchführung  | <p>Herstellen zweier Halbzellen:</p> <p><u>Halbzelle I:</u><br/>Silberelektrode / 20 ml Silbernitratlösung (<math>c = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}</math>)</p> <p><u>Halbzelle II:</u><br/>20 ml Natriumchloridlösung (<math>c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}</math>) mit einem Tropfen Silbernitratlösung (<math>c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}</math>) versetzen, umrühren und Silberelektrode eintauchen.<br/>Beide Halbzellen mithilfe eines Stromschlüssels verbinden und mit einem Spannungsmessgerät die Potenzialdifferenz zwischen den beiden Halbzellen messen.</p>   |
| Beobachtung   | <p>Halbzelle I – Katode, Halbzelle II – Anode</p> <p><math>U_{\text{exp.}} = 0,38 \text{ V}</math></p>  |
| Auswertung    | <p><u>Stoffmengenkonzentration der Silber-Ionen an der Anode:</u></p> $E_{\text{I}}(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) + 0,059 \text{ V} \cdot \lg 0,01$ $= 0,80 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \cdot \lg 0,01 = \underline{0,682 \text{ V}}$ $E_{\text{II}}(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = E_{\text{I}}(\text{Ag}/\text{Ag}^+) - \Delta E = 0,682 \text{ V} - 0,38 \text{ V} = \underline{0,302 \text{ V}}$ $E_{\text{II}}(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) + 0,059 \text{ V} \cdot \lg \{c(\text{Ag}^+)\}$ $\lg \{c(\text{Ag}^+)\} = (E_{\text{II}}(\text{Ag}/\text{Ag}^+) - E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+)) : 0,059 \text{ V} = \underline{-8,441}$ $c(\text{Ag}^+) \approx 3,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ <p><u>Löslichkeitsprodukt von Silberchlorid:</u></p> $K_{\text{L}}(\text{AgCl}) = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-) = 3,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ $\underline{K_{\text{L}} \approx 3,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}}$ |

