

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

Experiment	Reinigen von Silber
Chemikalien	<ul style="list-style-type: none"> • Natriumsulfidlösung • Silbertauchbad aus der Drogerie • Natriumhydrogencarbonat • Kochsalz
Geräte	<ul style="list-style-type: none"> • Silberlöffel • 3 Bechergläser (ca. 200 ml) • 2 Kristallisierschalen • Silber-Elektrode • Aluminiumelektrode • Spatel
Durchführung	<ol style="list-style-type: none"> 1. Ein gereinigter Silberlöffel wird in Natriumsulfidlösung getaucht. 2. Ein angelaufener Silberlöffel wird in ein käufliches Silbertauchbad gegeben. 3. Zur Herstellung eines Silbertauchbades werden 50 ml einer gesättigten Thioharnstofflösung mit 2,5 g PRIL und 5 ml 10%iger Citronensäurelösung versetzt. 4. <u>Silberreinigung mit Aluminiumfolie:</u> Zubereitung der Elektrolytlösungen: In 1 Liter Wasser werden <ol style="list-style-type: none"> a) zwei Teelöffel Kochsalz b) zwei Teelöffel Natriumhydrogencarbonat gelöst. Zwei Kristallisierschalen werden mit Alufolie ausgelegt und jeweils die Elektrolytlösung hineingegossen. Dann wird jeweils ein schwach angelaufener Silberlöffel gelegt.
Beobachtungen	<ol style="list-style-type: none"> 1. Der Silberlöffel bekommt eine schwarze Oberfläche. 2. Der Löffel wird schnell blank. (auch 3.) 4. Die Löffel werden nach längerer Zeit blank (evtl. über Nacht stehen lassen). Der Löffel in der Kochsalzlösung fühlt sich rau an. Der Reinigungseffekt ist weniger zufrieden stellend.



Erklärungen	<p>1. Es bildet sich Silbersulfid.</p> $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^- \quad E^0 = 0,80 \text{ V}$ $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^- \quad E^0 = 0,82 \text{ V (für pH= 7)}$ $2 \text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$ <p>Durch die exotherme Bildung des schwerlöslichen Silbersulfids sinkt das Redoxpotenzials des Silbers auf ca. 0,1 V.</p> <p>2. Silberreiniger enthalten z.B. Thioharnstoff. Dieser bildet mit Silberionen einen stabilen Komplex, Silbersulfid wird gelöst.</p> $\text{Ag}_2\text{S} + \text{CS}(\text{NH}_2)_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow [\text{Ag}(\text{CS}(\text{NH}_2)_2)]^+ + \text{H}_2\text{S}$ <p>Auch Thiosulfat wird in Silberreinigern eingesetzt. Dabei werden die Silberionen reduziert:</p> $\begin{array}{llll} \text{Oxidation:} & 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} & \rightarrow & \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^- \quad E^0 = 0,08 \text{ V} \\ \text{Reduktion:} & \text{Ag}^+ + \text{e}^- & \rightarrow & \text{Ag} \quad E^0 = 0,80 \text{ V} \end{array}$ <hr/> $\text{Reaktion:} \quad 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{Ag}$ <p>4. Durch das unedlere Aluminium kommt es zur Reduktion von Silberionen.</p>
Didaktische Hinweise	<p>Die Experimente können auch im Zusammenhang mit der Behandlung von Silberoxidbatterien durchgeführt werden. Das dort enthaltene Silberoxid wird durch Zink in einem alkalischen Elektrolyt zu Silber reduziert.</p>

*Dieses Material wurde erstellt durch St. Schäfer und steht unter der Lizenz CC BY-SA 4.0.
Teilen und Bearbeiten unter Bedingung der Namensnennung und Weitergabe unter gleichen
Bedingungen*

