

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 • Spannungsmessgerät • Spatel • Kabel
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 Silberreinigungsbades 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.



<p>Erklärungen</p>	<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> <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="padding-right: 20px;">Oxidation:</td> <td style="padding-right: 20px;">$2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$</td> <td style="padding-right: 20px;">\rightarrow</td> <td style="padding-right: 20px;">$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^-$</td> <td style="padding-left: 20px;">$E^0 = 0,08 \text{ V}$</td> </tr> <tr> <td>Reduktion:</td> <td>$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$</td> <td>\rightarrow</td> <td>Ag</td> <td>$E^0 = 0,80 \text{ V}$</td> </tr> </table> <hr style="width: 50%; margin: 10px auto;"/> <p>Reaktion: $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{Ag}$</p> <p>4. Durch das unedlere Aluminium kommt es zur Reduktion von Silberionen.</p>	Oxidation:	$2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	\rightarrow	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^-$	$E^0 = 0,08 \text{ V}$	Reduktion:	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	\rightarrow	Ag	$E^0 = 0,80 \text{ V}$
Oxidation:	$2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	\rightarrow	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^-$	$E^0 = 0,08 \text{ V}$							
Reduktion:	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	\rightarrow	Ag	$E^0 = 0,80 \text{ V}$							