

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
<b>Chemikalien</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Natriumsulfidlösung</li> <li>• Silbertauchbad aus der Drogerie</li> <li>• Natriumhydrogencarbonat</li> <li>• Kochsalz</li> </ul>
<b>Geräte</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Silberlöffel</li> <li>• 3 Bechergläser (ca. 200 ml)</li> <li>• 2 Kristallisierschalen</li> <li>• Silber-Elektrode</li> <li>• Aluminiumelektrode</li> <li>• Spannungsmessgerät</li> <li>• Spatel</li> <li>• Kabel</li> </ul>
<b>Durchführung</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Ein gereinigter Silberlöffel wird in Natriumsulfidlösung getaucht.</li> <li>2. Ein angelaufener Silberlöffel wird in ein käufliches Silbertauchbad gegeben.</li> <li>3. Zur Herstellung eines Silberreinigungsbades werden 50 ml einer gesättigten Thioharnstofflösung mit 2,5 g PRIL und 5 ml 10%iger Citronensäurelösung versetzt.</li> <li>4. <u>Silberreinigung mit Aluminiumfolie:</u>  Zubereitung der Elektrolytlösungen: In 1 Liter Wasser werden <ol style="list-style-type: none"> <li>a) zwei Teelöffel Kochsalz</li> <li>b) zwei Teelöffel Natriumhydrogencarbonat</li> </ol> gelöst.  Zwei Kristallisierschalen werden mit Alufolie ausgelegt und jeweils die Elektrolytlösung hineingegossen. Dann wird jeweils ein schwach angelaufener Silberlöffel gelegt.</li> </ol>
<b>Beobachtungen</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Der Silberlöffel bekommt eine schwarze Oberfläche.</li> <li>2. Der Löffel wird schnell blank. (auch 3.)</li> <li>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.</li> </ol>



<b>Erklärungen</b>	<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;"><math>2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}</math></td> <td style="padding-right: 20px;"><math>\rightarrow</math></td> <td style="padding-right: 20px;"><math>\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^-</math></td> <td style="padding-left: 20px;"><math>E^0 = 0,08 \text{ V}</math></td> </tr> <tr> <td>Reduktion:</td> <td><math>\text{Ag}^+ + \text{e}^-</math></td> <td><math>\rightarrow</math></td> <td><math>\text{Ag}</math></td> <td><math>E^0 = 0,80 \text{ V}</math></td> </tr> </table> <hr style="width: 50%; margin: 10px auto;"/> <p>Reaktion: <math>2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{Ag}</math></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:	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	$\rightarrow$	$\text{Ag}$	$E^0 = 0,80 \text{ V}$
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:	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	$\rightarrow$	$\text{Ag}$	$E^0 = 0,80 \text{ V}$							