

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

Experiment	Endotherme Reaktionen fester Salze II
<b>Chemikalien</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Eisen(III)-nitrat-Nonahydrat</li> <li>• Natriumthiosulfat-Pentahydrat</li> <li>• Unitestpapier</li> <li>• Wasser</li> </ul>
<b>Geräte</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• kleines Becherglas oder Kalorimetergefäß</li> <li>• Glasstab</li> <li>• Thermometer</li> </ul>
<b>Durchführung</b>	In einem kleinen Becherglas oder Kalorimetergefäß mischt man 10,1 g Eisen(III)-nitrat-Nonahydrat und 9,3 g Natriumthiosulfat-Pentahydrat und misst die Temperatur. Über das Gemisch hält man einen angefeuchteten Streifen Unitestpapier.
<b>Beobachtungen</b>	Das Gemisch färbt sich zunächst braun und wird dann flüssig. Die Temperatur sinkt deutlich um 20-25 K.
<b>Erklärungen</b>	<p>In einer Disproportionierung zerfällt das Thiosulfat in Schwefeldioxid und elementarem Schwefel. Die Reaktion wird durch das freigesetzte Kristallwasser initiiert.</p> $Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3 NO_3^-$ $Fe^{3+} + 6 H_2O \rightarrow [Fe(H_2O)_6]^{3+}$ $[Fe(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightarrow [Fe(H_2O)_5OH]^{2+} + H_3O^+$ <p><u>Oxidation:</u> <math>S_2O_3^{2-} + H_2O \rightarrow 2 SO_2 + 4 e^- + 2 H^+</math></p> <p><u>Reduktion:</u> <math>S_2O_3^{2-} + 4 e^- + 6 H^+ \rightarrow 2 S + 3 H_2O</math></p> <hr/> $2 S_2O_3^{2-} + 4 H^+ \rightarrow 2 SO_2 + 2 S + 2 H_2O$ <p><u>Als Bruttogleichung kann auch formuliert werden:</u></p> $2 Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O + 3 Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O \rightarrow 2 Fe(OH)_3 + 6 NaNO_3 + 3 SO_2 + 3 S + 30 H_2O$ <p>Die endotherme Reaktion verläuft freiwillig, da die Entropie durch Erhöhung der Teilchenanzahl stark zunimmt.</p>

