

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 Reaktion von Ammoniumthiocyanat mit Bariumhydroxid-Octahydrat
Vorüberlegung	Mithilfe der Gibbs-Helmholtz-Gleichung ( $\Delta_R G_m = \Delta_R H_m - T \cdot \Delta_R S_m$ ) kann die Richtung einer chemischen Reaktion ermittelt werden: $\Delta_R G < 0$ , Reaktion verläuft exergonisch bzw. $\Delta_R G > 0$ , Reaktion verläuft endergonisch
Chemikalien	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Ammoniumthiocyanat</li> <li>• Bariumhydroxid-Octahydrat</li> </ul>
Geräte	<ul style="list-style-type: none"> <li>• kleines Becherglas oder Kalorimeter</li> <li>• Waage</li> <li>• Spatellöffel</li> <li>• Thermometer</li> </ul>
Durchführung	In einem Becherglas werden 30 g Bariumhydroxid-Octahydrat und 15 g Ammoniumthiocyanat gut durchmischt. Die Anfangs- und die Endtemperatur wird gemessen.
Beobachtung	Das Gemisch wird flüssig und riecht nach Ammoniak. Es tritt eine starke Temperaturerniedrigung auf.
Auswertung	<p>Die Reaktion ist endotherm und verläuft freiwillig:</p> $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}_{(s)} + 2 \text{NH}_4\text{SCN}_{(s)} \rightarrow \text{Ba}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{SCN}^{-}_{(aq)} + 2 \text{NH}_{3(g)} + 10 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^{-} \quad \text{NH}_4\text{SCN} \rightarrow \text{NH}_4^{+} + \text{SCN}^{-}$ $\text{OH}^{-} + \text{NH}_4^{+} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Triebkraft dieser Reaktion ist die große Entropiezunahme aufgrund der Entstehung des gasförmigen Ammoniaks und des freigesetzten Kristallwassers.</p> <p>Die Berechnung mit der Gibbs-Helmholtz-Gleichung bestätigt, dass die Reaktion exergonisch verläuft:</p> $\Delta_R H = -538 \text{ kJ/mol} + 2 (76 \text{ kJ/mol}) + 2 (-46 \text{ kJ/mol}) + 10 (-286 \text{ kJ/mol}) - [(-3342 \text{ kJ/mol}) + 2(-84 \text{ kJ/mol})] = \underline{180 \text{ kJ/mol}}$ $\Delta_R S = 10 \text{ J/mol}\cdot\text{K} + 2(144 \text{ J/mol}\cdot\text{K}) + 2(193 \text{ J/mol}\cdot\text{K}) + 10(70 \text{ J/mol}\cdot\text{K}) - [427 \text{ J/mol}\cdot\text{K} + 2(130 \text{ J/mol}\cdot\text{K})] = \underline{697 \text{ J/mol}\cdot\text{K}}$ $\Delta_R G = 180 \text{ kJ/mol} - 298 \text{ K} \cdot 0,697 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K} = \underline{-27,706 \text{ kJ/mol}}$ <p>Bei <math>T \approx 258 \text{ K}</math> liegt der energetische Umschlagspunkt, bei dem die Reaktion vom endergonischen in den exergonischen Zustand übergeht.</p> <p>Durch dieses Experiment kann das Phänomen der Gefrierpunktserniedrigung demonstriert werden.</p>