

## Eine spontan ablaufende endotherme Reaktion

Dieser Versuch verdeutlicht sehr schön das Zusammenspiel zwischen Enthalpie und Entropie als Kriterium für den freiwilligen Ablauf einer chemischen Reaktion. Es wird vorausgesetzt, dass den SuS der Begriff der Enthalpie und daraus resultierend die Kennzeichen exothermer und endothermer Reaktionen bekannt sind, kann dieser Versuch genutzt werden, um den Begriff der Entropie einzuführen. Im Anschluss lassen sich die Gibbs-Helmholtz-Gleichung herleiten und die Termini exergonisch und endergonisch definieren.

Gefahrenstoffe		
Ammoniumthiocyanat	H:302+312+332-412	P:273-302+352
Bariumhydroxid-octahydrat	H:332-302-314	P:280-301+330+331-305+351+338-309+310
		

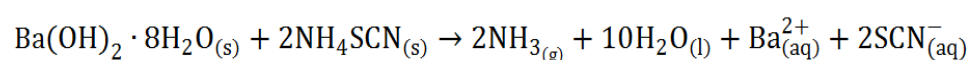
Materialien: Becherglas (100 mL), feuchtes Tuch, Thermometer (-20 °C), Glasstab

Chemikalien:  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$

Durchführung: In einem kleinen Becherglas werden etwa 8 g Bariumhydroxid-octahydrat und etwa 4 g Ammoniumthiocyanat durch kurzes Umrühren mit einem Glasstab vermischt. Das Becherglas wird schnell auf ein feuchtes Tuch gestellt und mittels Thermometer wird die Temperatur gemessen.

Beobachtung: Die Mischung wird flüssig, die Temperatur sinkt schnell bis auf - 8 °C und tiefer. Ein leichter Ammoniakgeruch ist wahrzunehmen.

Deutung: Folgende Reaktion findet statt:



Das Sinken der Temperatur nach Zusammengeben der Edukte zeigt, dass eine endotherme Reaktion abläuft. Obwohl für endotherme Reaktionen  $\Delta H > 0$  gilt, lief diese Reaktion trotzdem spontan ab. Die Erklärung liefert die

Gibbs-Helmholtz-Gleichung, in der Enthalpie und Entropie zur freien Enthalpie verknüpft werden:  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ . Nur Reaktionen, für die  $\Delta G < 0$  gilt, laufen spontan ab. Sie werden als exergonisch bezeichnet, wohingegen Reaktionen mit  $\Delta G > 0$  als endergonisch betitelt werden. Da die oben aufgeführte Reaktion offensichtlich abläuft, muss das Produkt aus absoluter Temperatur und Entropieänderung größer sein als die Enthalpieänderung. Nur so ist gewährleistet, dass  $\Delta G < 0$  ist. Aus drei Eduktmolekülen entstehen 15 Produktmoleküle bzw. -Ionen, wodurch die Entropie im System erhöht wird. Verstärkend kommt hinzu, dass die Produkte gasförmig oder in wässriger Phase vorliegen, im Vergleich zu den Edukten, die fest sind.

Entsorgung: Lösung in den Schwermetallbehälter geben.

Literatur: Nordholz, M., Herbst-Irmer, R., Praktikumsskript. Allgemeine und Anorganische Chemie. Georg-August-Universität Göttingen, WS 2011/2012.

Dieser Versuch kann eingesetzt werden, um bei den SuS einen kognitiven Konflikt hervorzurufen. Schließlich haben sie gelernt, dass endotherme Reaktionen nicht spontan ablaufen können. Im Anschluss kann die Entropie eingeführt und das Zusammenspiel zwischen dieser und der Enthalpie anhand des Versuchs erarbeitet werden. Zu beachten ist, dass die Entropie im Kerncurriculum nur für Kurse auf erhöhtem Anforderungsniveau aufgeführt ist.

Neben der Geruchsprobe, kann bei diesem Versuch auch angefeuchtetes Indikatorpapier eingesetzt werden, um den entstehenden Ammoniak nachzuweisen. Das Indikatorpapier würde sich blau verfärben.