

V 4 – Die Entropie als treibende Kraft bei chemischen Reaktionen

Bei diesem Experiment soll gezeigt werden, dass nicht nur die Enthalpie die treibende Kraft bei chemischen Reaktionen ist, sondern die Entropie auch als eben diese wirken kann. Es werden die Feststoffe Bariumhydroxid und Ammoniumthiocyanat, bei deren Reaktion der Umgebung Wärme entzogen wird und sich ein neues Stoffgemisch bildet. Als Vorwissen sollten die Prinzipien der endothermen und exothermen Reaktion bekannt sein und wie aus der Reaktionswärme die Enthalpie berechnet werden kann. Außerdem soll anhand der Enthalpie bestimmt werden können, ob eine Reaktion endotherm oder exotherm ist. Außerdem sollte das Phänomen des Kristallwassers bekannt sein, damit die Reaktion von Bariumhydroxid-Octahydrat gedeutet werden kann. Der Begriff der Entropie sollte auf jeden Fall schon phänomenologisch bekannt sein, als Unordnung, da er benötigt wird um die Gibbs-Helmholtz-Gleichung zu verstehen.

Gefahrenstoffe		
Ba(OH) ₂ · 8 H ₂ O	H: 332-302-314	P: 280-301+330+331-305+351+338-309+310
Ammoniumthiocyanat	H: 332-312-302-412	P: 273-302+352
		

Materialien: 100-mL-Becherglas, Löffelspatel, Universalindikatorpapier, Pinzette, digitales Thermometer

Chemikalien: Bariumhydroxid-Octahydrat, Ammoniumthiocyanat

Durchführung: In das Becherglas werden gleiche Volumenmengen (in etwa zwei Spatellöffel) Bariumhydroxid und Ammoniumthiocyanat gegeben. Das Thermometer wird in die Masse gesteckt und die Entwicklung der Temperatur verfolgt. Nach Versuchsende wird vorsichtig der Geruch überprüft. Der Gasraum wird mit feuchtem Indikatorpapier getestet.

Beobachtung: Die Temperatur sinkt rapide ab, bis sie nach kurzer Zeit langsam wieder steigt. Die Salze werden flüssig. Es ist ein stechender ammoniakalischer Geruch festzustellen und das Indikatorpapier verfärbt sich tiefblau.

Deutung: Bei dem zusammen geben findet folgende endotherme Reaktion statt:
$$\text{Ba(OH)}_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}_{(s)} + 2 \text{NH}_4\text{SCN}_{(s)} \rightarrow \text{Ba}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{SCN}^{-}_{(aq)} + 2 \text{NH}_3_{(aq)} + 10 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$$

Bei endothermen Reaktionen ist $\Delta H > 0$. Betrachtet man nun die Gibbs-Helmholtz-Gleichung:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S,$$

Die freie Enthalpie ΔG hängt von der Enthalpie und der Entropie, also der Unordnung des Systems. Reaktionen laufen freiwillig ab, wenn $\Delta G < 0$. Diese Reaktionen nennt man exergon. Ist die Enthalpieänderung positiv, muss $-T \cdot \Delta S$ groß genug sein, damit $\Delta G < 0$ ist. Da die oben genannte Reaktion freiwillig abläuft, muss das Produkt aus Temperatur und Entropieänderung größer sein als die Enthalpieänderung. Aus diesem Zusammenhang kann darauf geschlossen werden, dass die Entropie ebenfalls einen Einfluss auf den freiwilligen Ablauf chemischer Reaktionen hat. Bei dieser Reaktion kann die Vergrößerung der Entropie damit erklärt werden, dass aus drei großen Teilchen 14 kleinere Teilchen entstehen, welche gelöst oder flüssig vorliegen. Durch die Zerteilung und die schnellere Bewegung der Teilchen entsteht mehr Unordnung im System. Das Bestreben eines Systems eine höhere Entropie zu haben treibt bei dieser Reaktion an.

Entsorgung: Die Lösung wird neutralisiert und in den Schwermetallbehälter gegeben.

Literatur: D. Wiechoczek, <http://www.chemieunterricht.de/dc2/energie/en-v03.htm>, 12.08.2013, 21:39 Uhr.

Anhand dieses Versuches können sich die SuS selbstständig das Prinzip der Entropie erarbeiten. Beim Umgang mit den Chemikalien sollte darauf geachtet werden, dass die SuS sorgfältig arbeiten. Die Bechergläser sollten nach Ende des Experiments unter einen Abzug gestellt werden, da sonst ein penetranter Geruch im Raum herrscht. Das Experiment kann Unterstützend zur Erarbeitung oder Vertiefung der Gibbs-Helmholtz-Gleichung genutzt werden. Inhaltlich ist dieses Experiment nur für einen Kurs auf erhöhtem Anforderungsniveau vorgesehen.