

Versuch 7: Hydrationswärme durchgeführt am 07.06.2004

Versuchsziel:

Ziel des Versuches ist es, die Lösungsenthalpie von Kupfersulfat gemäß



zu bestimmen.

Theoretischer Hintergrund:

Da die Lösungsenthalpie der obigen Gleichung nicht experimentell bestimmt werden kann, bedient man sich des Satzes von **Hess** und der Tatsache, dass die Enthalpie **H** eine Zustandsfunktion und damit ihr Umlaufintegral über einen geschlossenen Weg gleich Null ist. Mißt man die Lösungsenthalpie von wasserfreiem Kupfersulfat (ΔH_1) neben der von Kupfersulfat-Pentahydrat (ΔH_2), so lässt sich die gesuchte Lösungsenthalpie vom Anhydrat zum Pentahydrat (ΔH) folgendermaßen bestimmen:

$$\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2$$

Die Messung der Hydrationsenthalpien 1 und 2 erfolgt über das Verfahren der **Kalorimetrie**. Dabei wird die bei konstantem Druck (was den Reaktionsbedingungen entspricht) mit der Enthalpie identische Wärmetönung **Q** bestimmt. Verwendet wird ein *isobares Kalorimeter*, welches an ein Leistungsmeßgerät angeschlossen ist. Die Enthalpieänderung ist der Temperaturänderung im Kalorimeter direkt proportional und hängt mit ihr über folgende Gleichung zusammen:

$$Q = \Delta H = c \cdot \Delta T$$

mit *c* als der *spezifischen Wärmekapazität* (auch *Wasserwert*) des Kalorimeters. Sie wird durch Kalibration des Kalorimeters mit Wasser bestimmt, welches mit Hilfe eines Tauchsieders erhitzt wird.

Durchführung und Auswertung:

Um das Kalorimeter zu kalibrieren, werden 250 ml H₂O dest. eingefüllt und Temperaturkonstanz abgewartet. Danach werden für etwa 3 Minuten gemäß Praktikumsvorschrift geschüttelt sowie mit dem Tauchsieder beheizt. Aus den vom Leistungsmeßgerät erhaltenen Werten wird der Wasserwert wie folgt berechnet:

Temperatur zu Beginn der Erwärmung:	294,53K
Anzeige am Energiemessgerät:	0,011 10 ³ Ws
Temperatur am Ende der Erwärmung:	297,74K
Dauer der Erwärmung:	188s
Anzeige am Energiemessgerät:	-4,10 10 ³ Ws

Daraus ergibt sich für C:

$$C = -\frac{\Delta H}{\Delta T} = -\frac{-(4,10 \cdot 10^3 - 0,011 \cdot 10^3)}{(297,74 - 294,53)} \cdot \frac{Ws}{K} = 1273,83 \frac{J}{K}$$

Demzufolge lassen sich die Enthalpieänderungen aus den folgenden Messungen an CuSO₄ so errechnen:

$$\Delta H_i = Q_i = 1273,83 \frac{J}{K} \cdot \Delta T_i$$

In der Zwischenzeit wurde mittels eines Elektrobrenners gemäß der Anleitung 8,32 g Kupfersulfat-Pentahydrat (entspr. 1/30 mol) vom Kristallwasser befreit und 1/30 mol CuSO₄ – Anhydrat erhalten. Das Kalorimeter wird nun mit jeweils 250 mL H₂O und 1/30 mol CuSO₄-Penta-/sowie Anhydrat beschickt und geschüttelt. Das Thermometer im Kalorimeter gibt Aufschluss über die Temperaturänderung, wobei stets Temperaturkonstanz abgewartet werden muss.

Hydratation des Pentahydrats:



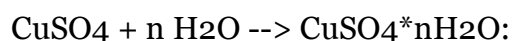
$$T_{\text{anf}} = 295,27 \text{ K}$$

$$T_{\text{end}} = 295 \text{ K}$$

$$= 1273,83 \frac{J}{K} \cdot 0,27 \text{ K} \cdot 30 \frac{1}{\text{mol}} = 10318,02 \frac{J}{\text{mol}} = 10,32 \frac{kJ}{\text{mol}}$$

Die Lösungsenthalpie (Hydrationswärme von Kupfersulfat-Pentahydrat ergibt sich also zu **10,32 kJ/mol**, d.h. der Lösevorgang ist **endotherm**.

Hydratation des Anhydrats:



$$T_{\text{anf}} = 295,77 \text{ K}$$

$$T_{\text{end}} = 297,65 \text{ K}$$

$$\Delta H_1 = C \cdot \Delta T \cdot \frac{1}{n (\text{CuSO}_4)} = C \cdot (T_{\text{anf}} - T_{\text{end}}) \cdot \frac{1}{n (\text{CuSO}_4)} =$$

$$= 1273,83 \frac{J}{K} \cdot (-1,88) \text{ K} \cdot 30 \frac{1}{\text{mol}} = -71844,01 \frac{J}{\text{mol}} = -71,84 \frac{kJ}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_2 = C \cdot \Delta T \cdot \frac{1}{n (\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})} = C \cdot (T_{\text{anf}} - T_{\text{end}}) \cdot \frac{1}{n (\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})} =$$

Die Hydratationsenthalpie von wasserfreiem Kupfersulfat ergibt sich somit zu **-71.84 kJ/mol**, daher ist der Lösevorgang **exotherm**.

Für die Hydratationsenthalpie der Reaktion



ergibt sich somit:

$$\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -71,84 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 10,32 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -82,16 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Der Literaturwert für die Reaktion beträgt $\Delta H = -79,0776 \text{ kJ/mol}$
Daraus ergibt sich eine Übereinstimmung von 96,1% .

Die Bestimmung der Hydratationswärme von Kupfersulfat ist dennoch gut gelungen, da die Abweichung vom Literaturwert darin begründet sein kann, dass möglicherweise versehentlich geringfügig zu viel Substanz eingesetzt wurde (was aus einer fehlerhaften Tarierung der Analysenwaage hervorgehen könnte).

Davon abgesehen konnten keine Unstimmigkeiten ausgemacht werden.

v.d.Hoff
Wagner