

Praktikumsprotokoll vom 20.01.03  
Adiabatische Kalorimetrie  
Gruppe A10 Sven Siebler und Martin Podszus

## 1. Theoretische Grundlagen

Mit Hilfe der adiabatischen Kalorimetrie können thermodynamische Prozesse untersucht werden. Man nutzt hierzu die bekannte Heizleistung eines Tauchsieders.

In einem annähernd adiabatischen Kalorimeter mit einer bekannten Wärmekapazität, stehen die zugeführte, bzw. entnommene Wärmemenge und die Temperaturdifferenz in einer einfachen Beziehung miteinander.

Die Wärmemenge ist dabei das Produkt aus Wärmekapazität und Temperaturdifferenz:

$$Q = C \cdot \Delta T \quad (1)$$

Wenn man nun eine definierte Wärmemenge zuführt, so kann man die Wärmekapazität leicht errechnen. Da wir einen Tauchsieder, also eine elektrische Heizung benutzen, stehen die Wärmemenge und die benötigte elektrische Leistung  $P$  dabei ebenfalls in einem einfachen Zusammenhang.

$$Q = U \cdot I \cdot t = P \cdot t \quad (2)$$

Wenn man nun thermodynamische Prozesse untersucht, ergeben sich die Enthalpien aus:

$$\Delta H = -C \cdot \Delta T \quad (3)$$

Die Unterschiede beim Vorzeichen ergeben sich dabei aus den unterschiedlichen Betrachtungsweisen der Systeme. Beim thermodynamischen Prozess betrachtet man die Arbeit, die verrichtet wird, und die das System dabei abgibt. Daher ein negatives Vorzeichen. Beim Wasser hingegen wird dem System (Wasser) von außen Energie zugeführt, so dass das Vorzeichen positiv ist.

Während des Versuches messen wir einmal die Neutralisationswärme von HCl in NaOH und einmal die Verdünnungswärme von HCl. Dies ist notwendig, da in die Neutralisationswärme auch die Verdünnungswärme der HCl eingeht. Um nun zu wissen, wie hoch die Neutralisationswärme selber ist, müssen wir die Verdünnungswärme messen und von der Neutralisationswärme abziehen.

## 2. Versuchsdurchführung:

Zuerst wird der Tauchsieder mit dem aufgeheizt werden soll auf eine definierte Leistung eingestellt. Dies geschieht durch das Einstellen der Spannungsquelle, so dass durch das Produkt aus Spannung und Strom eine Leistung von ca. 5 Watt erzielt wird. Dies ist wichtig, damit der Tauchsieder nicht beschädigt wird.

Nun beginnen die einzelnen Teilversuche. Jeder Versuch wird prinzipiell gleich durchgeführt. Zuerst wird das Kalorimeter befüllt und auf die Einstellung einer konstanten Temperatur gewartet. Dies ist die Vorperiode. Hiernach wird die Reaktion gestartet, d.h. es wird entweder das Salz oder die HCl hinzugegeben. Dies ist die Hauptphase, während der die Werte alle 10sec abgelesen werden.

Wenn sich wieder eine konstante Temperatur eingestellt hat, wird mit Hilfe des Tauchsieders das Kalorimeter solange erhitzt, bis sich eine Temperaturerhöhung von ca. 2°C eingestellt hat. Während dieser Heizphase werden die Werte alle 30sec aufgenommen.

### 3. Messergebnisse und Auswertung:

Die aufgenommenen Temperaturen und Zeiten sind dem Messprotokoll beigelegt. Die Leistung des Tauchsieders wurde für jeden Teilversuch nach Gleichung  $P = U \cdot I$  errechnet.

Aus den gemessenen Daten soll nun die jeweilige Wärmekapazität C des Kalorimeters ermittelt werden:

$$C_{cal} = \frac{U \cdot I \cdot t}{\Delta T} = \frac{P \cdot t}{\Delta T}$$

Nun können wir mit Gleichung (3) die Lösungs-, Verdünnungs- und Neutralisationswärme bestimmen.

#### 1) Rechnung für die Lösungswärme von KCl:

$$P = 4,9248 \text{ Watt}$$

$$t = 720 \text{ s}$$

$$\Delta T_{Heiz} = 1,9 \text{ K}$$

$$\Delta T_{Rkt} = 0,5 \text{ K}$$

$$C_{cal} = \frac{P \cdot t}{\Delta T_{Heiz}} = \frac{4,9248 \text{ W} \cdot 720 \text{ s}}{1,9 \text{ K}} = 1866,24 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

$$\Delta H_{exp} = -C \cdot \Delta T_{Rkt} = -1866,24 \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 0,5 \text{ K} = -933,12 \text{ J}$$

Dieser Wert wird nun auf unsere eingewogene Menge KCl bezogen:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3,95 \text{ g}}{39,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 35,453 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,05298 \text{ mol}$$

$$\frac{\Delta H}{n} = \frac{-933,12 \text{ J}}{0,05298 \text{ mol}} = -17,613 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Der Literaturwert beträgt  $\Delta H_{lit} = -17,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ .

Unsere Abweichung beträgt also 2,4%.

2.) Berechnung der Verdünnungswärme von HCl in Wasser (wird für die Neutralisationswärme benötigt)

$$P = 4,9172 \text{ Watt}$$

$$t = 720\text{s}$$

$$\Delta T_{\text{Heiz}} = 1,79\text{K}$$

$$\Delta T_{\text{Rkt}} = 0,22\text{K}$$

$$C_{\text{cal}} = \frac{P \cdot t}{\Delta T_{\text{Heiz}}} = \frac{4,9172\text{W} \cdot 720\text{s}}{1,79\text{K}} = 1977,868 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

$$\Delta H_{\text{exp}} = -C \cdot \Delta T_{\text{Rkt}} = -1977,868 \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 0,22\text{K} = -435,131\text{J}$$

Dieser Wert wird nun auf unsere Menge an HCl bezogen:

$$n = V \cdot M = 0,003\text{l} \cdot 12 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,036\text{mol}$$

$$\frac{\Delta H}{n} = \frac{-435,131\text{J}}{0,036\text{mol}} = -12,087 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Es werden bei Lösen von 3ml HCl in Wasser also 12,087 kJ frei.

3) Neutralisationswärme von HCl in 0,1N NaOH:

$$P = 4,9153 \text{ Watt}$$

$$t = 750\text{s}$$

$$\Delta T_{\text{Heiz}} = 1,86\text{K}$$

$$\Delta T_{\text{Rkt}} = 1,37\text{K}$$

$$C_{\text{cal}} = \frac{P \cdot t}{\Delta T_{\text{Heiz}}} = \frac{4,9153\text{W} \cdot 750\text{s}}{1,86\text{K}} = 1981,976 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

$$\Delta H_{\text{exp}} = -C \cdot \Delta T_{\text{Rkt}} = -1981,976 \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 1,37\text{K} = -2715,061\text{J}$$

Dieser Wert wird nun wieder auf unsere Menge HCl bezogen. Aus Unachtsamkeit wurden in diesem Teilversuch leider 3,5ml HCl pipetiert. Da die Angaben allerdings auf ein Mol bezogen werden, stört dies die Auswertung nicht:

$$n = V \cdot M = 0,0035\text{l} \cdot 12 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,042\text{mol}$$

$$\frac{\Delta H}{n} = \frac{-2715,061\text{J}}{0,042\text{mol}} = -64,644 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

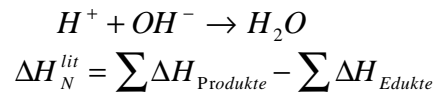
Da dieser Wert allerdings auch noch die Verdünnungswärme beinhaltet, muß diese abgezogen werden:

$$\Delta H_N = \Delta H_{\text{N}} - \Delta H_V = -64,644 - (-12,087) = -52,644 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Vergleich mit dem Literaturwert:<sup>1</sup>

Dieser wird mit Hilfe des Satzes von Hess ermittelt.

Es gilt die Reaktion:



$$\Delta H_N^{lit} = \Delta H_B(H_2O) - (\Delta H_B(OH^-) + \Delta H_B(H^+)) = -285,83 \frac{kJ}{mol} + 229,99 \frac{kJ}{mol} + 0 \frac{kJ}{mol} = -55,84 \frac{kJ}{mol}$$

Die Abweichung unseres Wertes beträgt also 5,72%.

Die Werte für  $\Delta T$  und die Heizdauer  $t$  wurden aus den Graphen ermittelt.

#### 4) Fehlerbetrachtung:

Die größten Fehler liegen natürlich im adiabatischen Kalorimeter selbst. Zum einen ist dieses natürlich nicht komplett wärmeisoliert, so dass es immer noch geringe Wärmeverluste gibt. Zum anderen war es uns nicht möglich die Apparatur nach dem ersten Teilversuch wieder komplett zu trocknen, so dass die Konzentration der NaOH auch ein wenig verändert wurde.

---

<sup>1</sup> Aus Atkins: Physikalische Chemie, dritte korrigierte Auflage