

Auswertungsbeispiel:

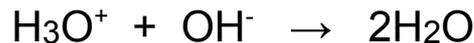
## Neutralisationsenthalpie von Hydronium- bzw. Hydroxid-Ionen

50g 1M-HCl wurden mit 50g 1M-NaOH (Maßlösungen) gemischt und die Temperaturänderung graphisch ermittelt.

Messergebnis:  $\Delta T$ : 6,8 K

Wasserwert des Kalorimeters 13J/K

Reaktionsgleichung der tatsächlich reagierenden Teilchen.



(Chlorid- und Natrium-Ionen liegen vor und nach der Neutralisation gelöst vor und nehmen an der Reaktion nicht teil.)

Die Änderung der Enthalpie ( $\Delta H$ ) ergibt sich aus der Erwärmung ( $Q$ ) der wässrigen Lösung bei der Reaktion von Hydronium- mit den Hydroxid-Ionen plus der vom Kalorimetergefäß aufgenommenen Wärmeenergie ( $Q_{\text{kal}}$ ).

Da es sich um verdünnte wässrige Lösungen handelt, kann die spezifische Wärmekapazität von Wasser verwendet werden ( $c$ :  $4,18\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{g}^{-1}$ ).

$$\Delta H = Q + Q_{\text{kal}}$$

$$\Delta H = c \cdot m \cdot \Delta T + C_{\text{kal}} \cdot \Delta T$$

$$\Delta H = 4,18\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{g}^{-1} \cdot 100\text{g} \cdot 6,8\text{K} + 13\text{J/K} \cdot 6,8\text{K}$$

$$\Delta H = 2\,842,4\text{J} + 88,4\text{J}$$

$$\Delta H = 2,93\text{kJ}$$

Da das System Wärme an die Umgebung abgibt, ist der Vorgang exotherm und die Enthalpie bekommt ein negatives Vorzeichen.

Wenn man auf die Neutralisationsenthalpie von einem Mol Hydronium hochrechnet (1000/50 ergeben den Faktor 20), erhält man für die molare Neutralisationsenthalpie den experimentell gefundenen Zahlenwert: **-58,6 kJ/mol**.

(Literaturwert nach Christen - 57,4kJ/mol)

Dieser Wert war sehr gut zu reproduzieren. Die Fehler im Schülerpraktikum lagen zwischen 2,4 bis maximal 5%.