

Nachperiode: nach 15 Minuten → 25,7 °C

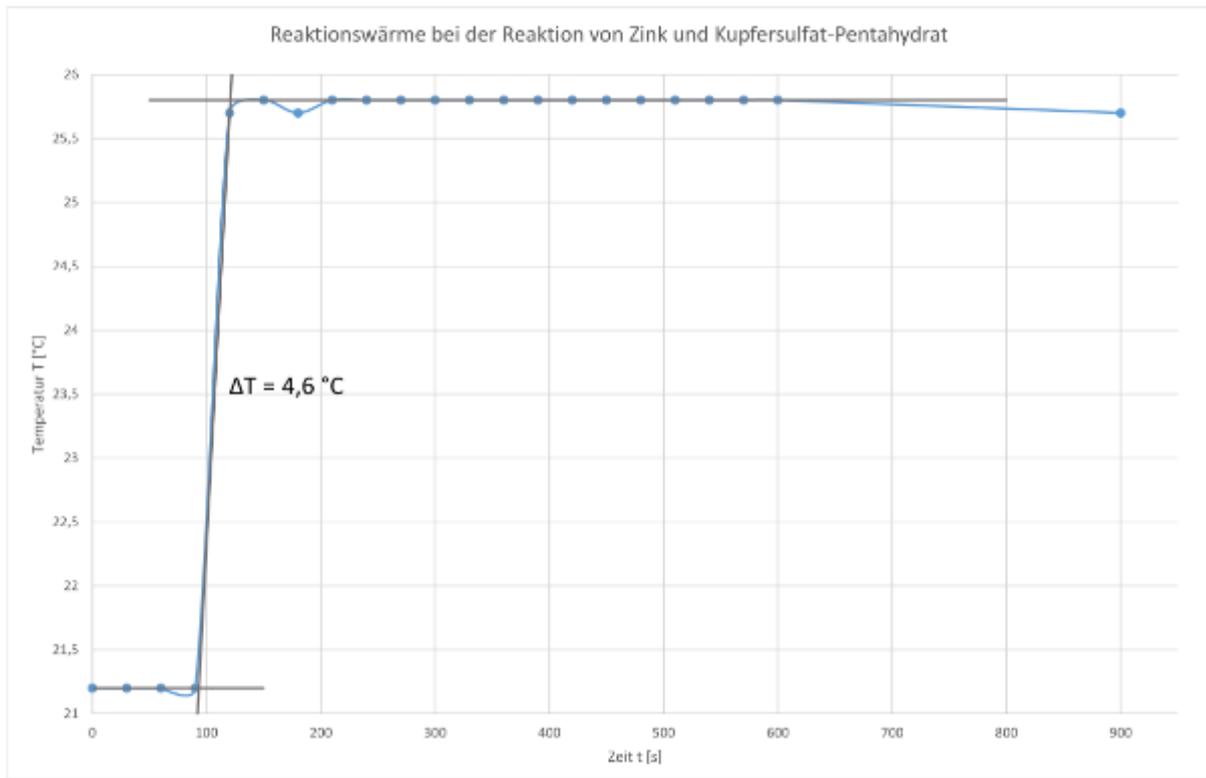
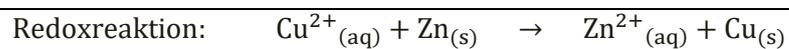


Abb. 3 - Auftragung Zeit gegen Temperatur.

Deutung:

Es läuft eine Redoxreaktion ab.



Aus der Auftragung lassen sich folgender Wert bestimmen:

$$\Delta T = 4,6 \text{ °C} = 4,6 \text{ K.}$$

Damit lässt sich die Reaktionswärme Q folgendermaßen berechnen:

$$Q = -c_p(\text{Wasser}) \cdot m(\text{Wasser}) \cdot \Delta T,$$

wobei c_{Wasser} die spezifische Wärmekapazität des Wassers ist. In wässrigen Lösungen ist der Wert der spezifischen Wärmekapazität gleich dem des Wassers.

$$\Rightarrow Q = -4,187 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \cdot 100 \text{ g} \cdot 4,6 \text{ K} = -1926,02 \text{ J} = -1,926 \text{ kJ}$$

Das reagierende System verliert bei dieser exothermen Reaktion also Energie. Dementsprechend gilt für die Änderung der Inneren Energie $\Delta U = -Q$. Wird der Druck während einer Reaktion konstant gehalten, so bezeichnet man die gemessene Reaktionswärme als Reaktionsenthalpie ΔH .

Für den Zusammenhang zwischen Reaktionsenthalpie und Innerer Energie folgt: $\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$

Dabei ist p der Druck und ΔV die Volumenänderung, welche zusammen als Volumenarbeit $W_V = p \cdot \Delta V$ bezeichnet wird. Bei konstantem Volumen ergibt sich also $\Delta H = \Delta U$.

Damit folgt, dass $\Delta_r H = -1,926 \text{ kJ}$.

Die molare Reaktionsenthalpie errechnet sich über die eingesetzte Stoffmenge an Kupfersulfat-Lösung:

$$\Delta_r H_m = \frac{-1,926 \text{ kJ}}{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L}} = -192,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Vergleich mit dem Literaturwert [5]: $\Delta_r H_m = -218,66 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$x_{\text{absolut}} = |-192,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-218,66 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})| = 26,06 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$x_{\text{relativ}} = \left| \frac{26,06 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{-192,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} \right| \cdot 100 \% = 13,53 \%$$

Entsorgung: Die Entsorgung erfolgt über den Abfluss und unter kräftigem Nachspülen mit Wasser.

Literatur:

[3] Universität Göttingen, Praktikumsskript zum Anorganisch-Chemischen Praktikum für Lehramtskandidaten, 2013, S. 68.

[4] P.W. Atkins, Kurzlehrbuch Physikalische Chemie, WILEY-VCH, 4. Auflage, 2008, S. 1084/1086.

Der Versuch eignet sich besonders um mit den SuS die experimentelle Bestimmung der Reaktionsenthalpie sowie die damit verbundenen Rechnungen zu üben. Je nachdem wie viel Zeit zur Verfügung steht, kann die Nachperiode auch verkürzt werden, da sich die Endtemperatur sehr schnell einstellt. Außerdem können wahlweise auch andere Kupfer(II)-Salze statt des Sulfats verwendet werden.