

Bestimmung von Reaktionsenthalpien

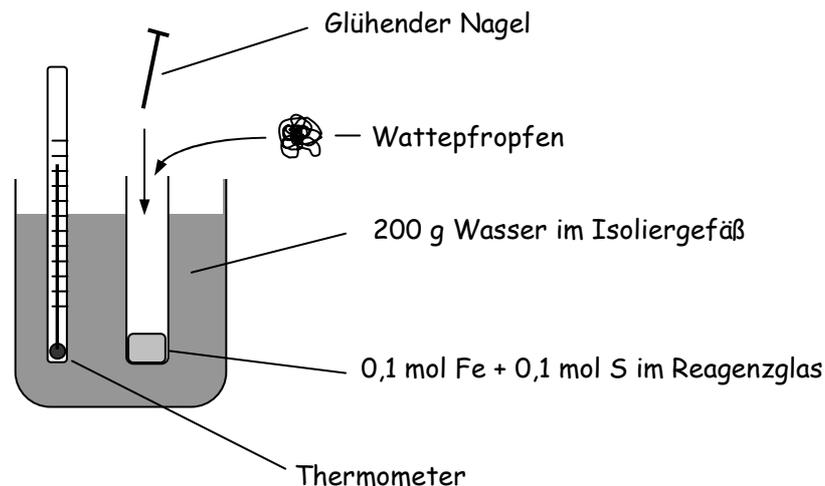
Materialien:

200 ml Thermosgefäß oder Kaffeebecher, Thermometer, Reagenzglas, Stativ mit Klemme, Steinwolle oder Watte, Reibschale mit Pistill, Becherglas, Spatel, Zange, Brenner mit Feuerzeug, Waage, Wasser, Schwefel, reduziertes Eisenpulver, Nagel, Schutzbrille

Durchführung:

1. Formuliere die Reaktionsgleichung für die Bildung von 0,1 Mol Eisensulfid FeS aus Eisen Fe und Schwefel: $\text{___ mol Fe} + \text{___ mol S} \rightarrow 0,1 \text{ mol FeS}$
2. Verreibe 0,1 Mol Schwefel ($M = 32,1 \text{ g/mol}$) und 0,1 Mol Eisenpulver ($M = 55,8 \text{ g/mol}$) in der Reibschale und gib das Gemisch in ein großes Reagenzglas. Befestige das Reagenzglas am Stativ und tauche es in ein Thermosgefäß, das mit genau 200 g Wasser gefüllt ist.
3. Bestimme die Wassertemperatur T_{vorher} und entzünde anschließend die Reaktionsmischung mit einem glühenden Nagel, der in das Reagenzglas fallengelassen wird. Schließe das Reagenzglas mit Glaswolle oder Watte und bestimme die Wassertemperatur T_{nachher} .

Aufbau:



Auswertung:

1. $m = 200 \text{ g}$, $c = 4,19 \text{ J/g}\cdot\text{K}$ und $\Delta T = \text{___ K} \Rightarrow$ Wasser nimmt $Q = m \cdot c \cdot \Delta T = + \text{___ kJ}$ auf
2. Die Reaktion $0,1 \text{ mol Fe} + 0,1 \text{ mol S} \rightarrow 0,1 \text{ mol FeS}$ gibt also $- \text{___ kJ}$ ab.
3. Die Reaktion $1 \text{ mol Fe} + 1 \text{ mol S} \rightarrow 1 \text{ mol FeS}$ gibt dann $\Delta H = - \text{___ kJ/mol}$ ab.

Ergebnis:

1. Die molare Bildungsenthalpie (auf 1 Mol bezogene Reaktionswärme) für die Bildung von Eisensulfid ist $\Delta H = \text{___ kJ/mol}$
2. Gib **drei** Gründe an, warum die bei diesem einfachen Experiment gemessene Reaktionswärme in der Regel deutlich kleiner ist als der exakte Wert $\Delta H = -100 \text{ kJ/mol}$.

Bestimmung weiterer Bildungsenthalpien

Bestimme die Reaktionsenthalpien für die folgenden Reaktionen nach der obenstehenden Anleitung

- Bildungsenthalpie von Zinksulfid ZnS : 0,1 mol = 6,5 g frisches Zink und 0,1 mol = 3,2 g S verreiben und mit glühendem Nagel entzünden, $\Delta H = -206 \text{ kJ/mol}$
- Bildungsenthalpie von Zinkdiodid ZnI_2 : 0,05 mol = 3,2 g frisches Zink und 0,05 mol = 12,6 g I_2 verreiben und mit wenigen Tropfen Wasser entzünden, $\Delta H = -208 \text{ kJ/mol}$

Bestimmung von molaren Lösungsenthalpien

- Bestimme die molare Lösungsenthalpien von Natriumhydroxid NaOH (Vorsicht, Schutzbrille!) und Kaliumnitrat KNO_3 . Löse dazu jeweils 0,1 Mol in 200 ml Wasser und bestimme wie oben die molare Reaktionsenthalpien des Lösungsvorgangs.
- Erkläre die Begriffe Gitterenergie und Hydratationsenergie
- Vergleiche die Gitterenergie und die Hydratationsenergie bei den beiden obigen Lösungsvorgängen.

Einige molare Lösungsenthalpien

Salz	ΔH_L in KJ/mol	M in g/mol	ΔT für 10 g Salz in 100g H_2O in $^\circ\text{C}$	ΔT für 0,1 mol Salz in 100g H_2O in $^\circ\text{C}$
KNO_3	+35	101	-8,3	-8,3
NH_4NO_3	+26	80	-8,0	-6,4
NH_4SCN	+23	76	-7,2	-5,5
NH_4Cl	+15	53,5	-6,7	-3,6
$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$	+ 19,7	130	- 3,6	-4,7
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	+75	322	-5,6	-17,9
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	+ 32	248	-3,1	-7,6
NaCl	+4	58,5	-1,6	-0,9
$\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$	+14	219	-1,5	-3,3
$\text{KOH} \cdot 1,5 \text{H}_2\text{O}$	-10	83	+2,9	+2,4
$\text{KOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$	-14	74	+4,4	+3,3
KCl	-17	74,5	+5,7	+4,3
KOH	-58	56	+24,6	+13,8
NaOH	-44	40	+25,7	+10,3
MgCl_2	-159	95	+40	+38,0